



This is a digital copy of a book that was preserved for generations on library shelves before it was carefully scanned by Google as part of a project to make the world's books discoverable online.

It has survived long enough for the copyright to expire and the book to enter the public domain. A public domain book is one that was never subject to copyright or whose legal copyright term has expired. Whether a book is in the public domain may vary country to country. Public domain books are our gateways to the past, representing a wealth of history, culture and knowledge that's often difficult to discover.

Marks, notations and other marginalia present in the original volume will appear in this file - a reminder of this book's long journey from the publisher to a library and finally to you.

Usage guidelines

Google is proud to partner with libraries to digitize public domain materials and make them widely accessible. Public domain books belong to the public and we are merely their custodians. Nevertheless, this work is expensive, so in order to keep providing this resource, we have taken steps to prevent abuse by commercial parties, including placing technical restrictions on automated querying.

We also ask that you:

- + *Make non-commercial use of the files* We designed Google Book Search for use by individuals, and we request that you use these files for personal, non-commercial purposes.
- + *Refrain from automated querying* Do not send automated queries of any sort to Google's system: If you are conducting research on machine translation, optical character recognition or other areas where access to a large amount of text is helpful, please contact us. We encourage the use of public domain materials for these purposes and may be able to help.
- + *Maintain attribution* The Google "watermark" you see on each file is essential for informing people about this project and helping them find additional materials through Google Book Search. Please do not remove it.
- + *Keep it legal* Whatever your use, remember that you are responsible for ensuring that what you are doing is legal. Do not assume that just because we believe a book is in the public domain for users in the United States, that the work is also in the public domain for users in other countries. Whether a book is still in copyright varies from country to country, and we can't offer guidance on whether any specific use of any specific book is allowed. Please do not assume that a book's appearance in Google Book Search means it can be used in any manner anywhere in the world. Copyright infringement liability can be quite severe.

About Google Book Search

Google's mission is to organize the world's information and to make it universally accessible and useful. Google Book Search helps readers discover the world's books while helping authors and publishers reach new audiences. You can search through the full text of this book on the web at <http://books.google.com/>



A propos de ce livre

Ceci est une copie numérique d'un ouvrage conservé depuis des générations dans les rayonnages d'une bibliothèque avant d'être numérisé avec précaution par Google dans le cadre d'un projet visant à permettre aux internautes de découvrir l'ensemble du patrimoine littéraire mondial en ligne.

Ce livre étant relativement ancien, il n'est plus protégé par la loi sur les droits d'auteur et appartient à présent au domaine public. L'expression "appartenir au domaine public" signifie que le livre en question n'a jamais été soumis aux droits d'auteur ou que ses droits légaux sont arrivés à expiration. Les conditions requises pour qu'un livre tombe dans le domaine public peuvent varier d'un pays à l'autre. Les livres libres de droit sont autant de liens avec le passé. Ils sont les témoins de la richesse de notre histoire, de notre patrimoine culturel et de la connaissance humaine et sont trop souvent difficilement accessibles au public.

Les notes de bas de page et autres annotations en marge du texte présentes dans le volume original sont reprises dans ce fichier, comme un souvenir du long chemin parcouru par l'ouvrage depuis la maison d'édition en passant par la bibliothèque pour finalement se retrouver entre vos mains.

Consignes d'utilisation

Google est fier de travailler en partenariat avec des bibliothèques à la numérisation des ouvrages appartenant au domaine public et de les rendre ainsi accessibles à tous. Ces livres sont en effet la propriété de tous et de toutes et nous sommes tout simplement les gardiens de ce patrimoine. Il s'agit toutefois d'un projet coûteux. Par conséquent et en vue de poursuivre la diffusion de ces ressources inépuisables, nous avons pris les dispositions nécessaires afin de prévenir les éventuels abus auxquels pourraient se livrer des sites marchands tiers, notamment en instaurant des contraintes techniques relatives aux requêtes automatisées.

Nous vous demandons également de:

- + *Ne pas utiliser les fichiers à des fins commerciales* Nous avons conçu le programme Google Recherche de Livres à l'usage des particuliers. Nous vous demandons donc d'utiliser uniquement ces fichiers à des fins personnelles. Ils ne sauraient en effet être employés dans un quelconque but commercial.
- + *Ne pas procéder à des requêtes automatisées* N'envoyez aucune requête automatisée quelle qu'elle soit au système Google. Si vous effectuez des recherches concernant les logiciels de traduction, la reconnaissance optique de caractères ou tout autre domaine nécessitant de disposer d'importantes quantités de texte, n'hésitez pas à nous contacter. Nous encourageons pour la réalisation de ce type de travaux l'utilisation des ouvrages et documents appartenant au domaine public et serions heureux de vous être utile.
- + *Ne pas supprimer l'attribution* Le filigrane Google contenu dans chaque fichier est indispensable pour informer les internautes de notre projet et leur permettre d'accéder à davantage de documents par l'intermédiaire du Programme Google Recherche de Livres. Ne le supprimez en aucun cas.
- + *Rester dans la légalité* Quelle que soit l'utilisation que vous comptez faire des fichiers, n'oubliez pas qu'il est de votre responsabilité de veiller à respecter la loi. Si un ouvrage appartient au domaine public américain, n'en déduisez pas pour autant qu'il en va de même dans les autres pays. La durée légale des droits d'auteur d'un livre varie d'un pays à l'autre. Nous ne sommes donc pas en mesure de répertorier les ouvrages dont l'utilisation est autorisée et ceux dont elle ne l'est pas. Ne croyez pas que le simple fait d'afficher un livre sur Google Recherche de Livres signifie que celui-ci peut être utilisé de quelque façon que ce soit dans le monde entier. La condamnation à laquelle vous vous exposeriez en cas de violation des droits d'auteur peut être sévère.

À propos du service Google Recherche de Livres

En favorisant la recherche et l'accès à un nombre croissant de livres disponibles dans de nombreuses langues, dont le français, Google souhaite contribuer à promouvoir la diversité culturelle grâce à Google Recherche de Livres. En effet, le Programme Google Recherche de Livres permet aux internautes de découvrir le patrimoine littéraire mondial, tout en aidant les auteurs et les éditeurs à élargir leur public. Vous pouvez effectuer des recherches en ligne dans le texte intégral de cet ouvrage à l'adresse <http://books.google.com>

NYPL RESEARCH LIBRARIES



3 3433 05773616 1







Handwritten text, possibly a name or title.

Handwritten text, possibly a date or location.

Handwritten text, possibly a signature or initials.





LEÇONS

DE

CHIMIE ÉLÉMENTAIRE

DIVISION DE L'OUVRAGE

La cinquième édition des *Leçons de Chimie élémentaire* est publiée en cinq volumes, dont chacun forme un tout et peut être vendu séparément :

TOME I. — Métalloïdes. 1 vol. in-8 de 507 p., avec 331 fig. dans le texte. 8 fr.

TOME II. — Métaux. 1 vol. in-8 de 686 p., avec 393 fig. dans le texte.. 11 fr.

TOME III. — Principes immédiats et industries qui s'y rattachent. — Matières alimentaires et boissons fermentées. 1 vol. in-8 de 616 pages, avec 353 fig. dans le texte..... 10 fr.

TOME IV. — Matières textiles et matières tinctoriales. 1 vol. in-8 de 536 pages, 212 fig. et 47 échantillons dans le texte et une pl. en couleur.. 13 fr.

TOME V. — Matières animales et fonctions organiques. — Suppléments. — Table générale. 1 vol. in-8, avec 76 fig. et échantillons dans le texte. 6 fr.

Prix de l'ouvrage complet : 48 fr.

Tous droits réservés.



LEÇONS
DE
CHIMIE ÉLÉMENTAIRE

APPLIQUÉE
AUX ARTS INDUSTRIELS

PAR
M. J. GIRARDIN
RECTEUR HONORAIRE,
MEMBRE CORRESPONDANT DE L'INSTITUT,
DIRECTEUR DE L'ÉCOLE SUPÉRIEURE DES SCIENCES DE ROUEN,
MEMBRE ASSOCIÉ DE L'ACADÉMIE DE MÉDECINE, ETC.

CINQUIÈME ÉDITION, ENTIÈREMENT REFONDUE
Avec figures dans le texte

II

CHIMIE MINÉRALE

Métaux

Avec 393 figures dans le texte

« La science ne devient tout à fait utile
qu'en devenant vulgaire. »

PARIS
G. MASSON, ÉDITEUR
LIBRAIRE DE L'ACADÉMIE DE MÉDECINE
Place de l'École-de-Médecine
MDCCLXXV

State of
New York

County of
New York

.....



LEÇONS
DE
CHIMIE ÉLÉMENTAIRE

CHIMIE MINÉRALE

—
MÉTAUX
—

DIX-HUITIÈME LEÇON

NOTIONS GÉNÉRALES

SOMMAIRE. — Coup d'œil sur l'histoire des MÉTAUX et sur les opinions qui ont été successivement professées à leur égard. — Des alchimistes et de la *Pierre philosophale*. — Théorie du *phlogistique*. — Découvertes remarquables de sir H. Davy ; réduction des radicaux métalliques des *terres* et des *alcalis*. — De l'analyse spectrale. — Classification des métaux. — Propriétés générales de ces corps. — Du briquet à gaz hydrogène. — Principes de nomenclature pour les composés des métaux et des métalloïdes.

Importance des métaux. — Il est peu de corps, Messieurs, qui offrent autant d'intérêt que les MÉTAUX, de quelque point de vue qu'on les envisage. Leur abondance dans la nature, les états variés sous lesquels ils s'y présentent, leurs propriétés physiques si curieuses qui, toutes, ont donné lieu à des applications importantes, leurs caractères chimiques si tranchés, et les phénomènes remarquables qu'ils manifestent dans leurs diverses réactions avec les autres corps simples ou composés, enfin l'immense influence qu'a exercée leur étude sur la marche et le perfectionnement de la chimie, et en général de toutes les sciences physiques : tout se réunit pour faire de cette classe d'éléments l'une des parties les plus attachantes de la science dont j'essaie de vous donner une idée claire et précise.

Employés, tour à tour, pour détruire et pour édifier, les métaux ont les usages les plus étendus et les plus opposés. Ils sont les instruments de toutes les industries, les signes conventionnels de la valeur nominale des différents objets. Ils servent à la défense comme à la ruine des intérêts les plus chers. La médecine les utilise avec succès pour combattre les maux les plus redoutables. Le crime les fait servir à la réussite de ses coupables et homicides projets. Sans eux, enfin, la civilisation serait arrêtée dans sa marche, et nos cités, si belles et si florissantes, retomberaient bientôt, si elles venaient à les perdre, dans cet état de barbarie et de misère où sont plongées ces peuplades sauvages auxquelles l'usage des métaux est encore inconnu.

Historique. — C'est dans l'Asie centrale qu'on s'accorde à placer les premiers efforts de l'industrie humaine ; l'Inde, la Chine, le Japon, la Perse, l'Assyrie, la Mésopotamie, la Chaldée, paraissent avoir été civilisées avant les autres régions. Toutes ces contrées asiatiques sont riches en mines métalliques dont beaucoup sont superficielles, aussi n'est-il pas étonnant que les métaux qui se montrent à l'état natif, tels que l'or, l'argent, le cuivre, aient été recueillis et employés dans ces pays dès l'origine des sociétés.

A ces trois métaux, les premiers mis en œuvre, s'ajoutèrent l'étain, le fer et le plomb. Il est certain que, dès l'antiquité la plus reculée, il a été question de fondeurs de métaux, de forgerons, de fabricateurs d'armes et d'instruments aratoires. La Genèse nous parle de Tubal-Kaïn, le huitième homme après Adam, comme d'un ouvrier fort habile à travailler le fer et l'airain : ce fut lui, dit-on, qui fournit aux auteurs profanes le mythe de Vulcain.

Les Indiens, comme les Chinois, connurent de très-bonne heure les alliages métalliques, particulièrement ceux de cuivre, de zinc et d'étain, avec lesquels ils confectionnaient des armes, des miroirs, des ustensiles de cuisine, des instruments de musique ; ils pratiquèrent la trempe du bronze, du fer, de l'acier ; ils inventèrent les monnaies, le moiré métallique, la soudure avec le borax, certaines couleurs métalliques, les pierres précieuses artificielles, les onguents mercuriels, etc.

En Babylonie, on fabriquait des tissus de laine et de soie mélangés d'or et d'argent. Les Égyptiens, les Phéniciens, les Hébreux avaient des objets dorés et argentés, des émaux, des verres colorés, des emplâtres à base d'oxydes métalliques, et les premiers employaient déjà (1906 ans avant Jésus-Christ) des procédés analogues à ceux de la coupellation pour purifier les métaux précieux ; ce sont eux aussi qui inventèrent le *miellage* de l'argent.

La Grèce, par suite de sa constitution géologique, est une région passablement métallifère. De très-bonne heure, on sut y exploiter les sept métaux déjà connus des peuples asiatiques et africains, et, d'après les recherches de M. Rosignol, ce furent des tribus asiatiques, exclusivement vouées au travail des mines, qui, sous les noms de *Dactyles*, de *Curètes*, de *Corybantes*, de *Cabires*, de *Dioscures*, de *Telchines*, y importèrent les arts du mineur, du métallurgiste, du forgeron, du fondeur de statues, etc. — Les alliages furent mis en œuvre avec une rare perfection par les Corinthiens, et dans la Grèce on employait déjà plusieurs des composés métalliques, tels que la céruse, le minium, la litharge, le cinabre, le vert-de-gris, la couperose, l'oxyde de zinc, l'oxyde de cuivre impur provenant de l'oxydation de l'airain.

Toutefois, les procédés de métallurgie sont restés grossiers jusqu'au huitième siècle, et le nombre des métaux connus des Romains, qui tenaient tout des Égyptiens et des Grecs, était réduit à huit ou neuf tout



au plus. Ces métaux furent désignés pendant bien longtemps par les noms de planètes avec lesquelles les anciens leur supposaient quelque rapport mystérieux, et ils étaient représentés dans les livres par le symbole de la planète à laquelle ils correspondaient Ainsi :

L'or était le <i>Soleil</i> , et on le représentait par.....	☉
L'argent, la <i>Lune</i>	☾
Le mercure, <i>Mercur</i>	☿
Le cuivre, <i>Vénus</i>	♀ ou ♀
Le fer, <i>Mars</i>	♂ ou ♂
L'étain, <i>Jupiter</i>	♃ ou ♃
Le plomb, <i>Saturne</i>	♄

De l'art sacré ou divin. — Dès les temps les plus anciens, on trouve répandue en Asie et en Égypte une opinion bien singulière sur la nature des métaux, à savoir la possibilité de leur transmutation les uns dans les autres, et, par conséquent, la conversion en or des autres métaux, qui étaient regardés comme des ébauches de celui-ci, et que, pour cette raison, on appelait *métaux vils*, *métaux imparfaits*, *demi-métaux*. Ces idées devinrent peu à peu la base d'une science nouvelle, de l'*art sacré ou divin*, dont on trouve les premiers principes développés par les philosophes païens des premiers siècles de l'ère chrétienne.

Les opérations du grand œuvre ou de l'*art sacré* étaient enveloppées de mystères, et le langage symbolique des maîtres, qui avait probablement une grande analogie avec le langage hiéroglyphique, n'était compris que des initiés; car il était défendu, sous peine de mort, de le révéler aux profanes. Le but principal était la découverte de la *pierre philosophale*, du *mercure des sages*, de la *panacée universelle*, qui devaient procurer la richesse et la santé.

Cette pierre philosophale était tantôt le cinabre (sulfure de mercure), tantôt le soufre; pour les uns, c'était l'arsenic qui blanchit le cuivre; pour les autres, c'était la cadmie qui le jaunit; enfin, pour d'autres, c'était quelque chose de surnaturel, qui ne pouvait être saisi que dans certaines conditions physiques, extraordinaires. Pour tous, la pierre philosophale était une substance ayant la vertu de transformer les métaux imparfaits en or ou en argent, et de procurer ainsi immédiatement la richesse; et il ne fallait qu'une partie de cette pierre philosophale ou de cette *poudre de projection*, comme on l'appelait encore, pour convertir dix mille parties de métal imparfait en métal parfait.

Quant à la *panacée universelle*, qui donnait le secret de guérir toutes les maladies et de prolonger la vie même au delà du terme fixé par la nature, les uns croyaient l'avoir trouvée dans une teinture mercurelle, les autres dans une teinture d'or ou d'argent. Ces idées, ces recherches étaient d'ailleurs intimement liées aux mystères de la religion, de l'astrologie, de la cosmogonie; en un mot, à toutes les connaissances religieuses et spéculatives de l'homme.

De l'alchimie. — L'alchimie, qui est la chimie du moyen âge, de même que l'*art sacré* était la chimie des philosophes de l'école d'Alexandrie, avait les mêmes doctrines. Mais au milieu d'une société où tout le monde croyait à l'influence d'êtres invisibles et fantastiques, au pouvoir occulte des démons, des anges bons ou mauvais, le phénomène physique le plus simple était supposé produit par une cause invisible et magique, par un agent surnaturel. Les sciences physiques étaient appelées *occultes*, et la chimie, *art hermétique*, *science noire*, *alchimie*.

Du neuvième au treizième siècle, hormis les Grecs et les Arabes, toute l'Europe était plongée dans une profonde barbarie. Les Arabes embrassèrent avec ardeur les doctrines mystiques de l'art sacré et de l'alchimie. Ils ont publié un grand nombre d'ouvrages sur l'art de transmuter les métaux, de faire de l'or et la panacée universelle. Mais ils portèrent aussi leur attention sur la préparation des remèdes, et, sous ce rapport, ils ont rendu de véritables services. La science garde encore des traces de leur influence, par les mots *alcool*, *alkali*, *borax*, *élixir*, *laque*, *alambic*, *colcothar*, qu'elle leur a empruntés. Ce n'est pas aux Arabes, comme on l'a dit, que les Occidentaux doivent leurs connaissances métallurgiques, mais bien aux Grecs et aux Romains.

Du treizième au seizième siècle, l'alchimie se répandit dans toute l'Europe et fut cultivée avec plus d'ardeur que jamais. C'est surtout pendant cette période, que l'histoire des métaux s'enrichit d'un grand nombre de faits. Soumettant ces corps à une foule d'épreuves dans leurs opérations, qui duraient souvent des années entières, les alchimistes découvrirent plusieurs de leurs propriétés, obtinrent beaucoup de leurs composés, et même plusieurs métaux nouveaux, tels que le bismuth, l'antimoine et l'arsenic (1).

Mais c'est aussi dans cette même période qu'apparurent les idées les plus extravagantes, relativement à la découverte de la pierre philosophale, et que surgirent un grand nombre de fourbes, qui, sous le nom de *souffleurs*, exploitèrent la crédulité publique et s'évertuèrent à substituer des supercheries à une science réelle. Promettant des richesses incalculables par le moyen de la transmutation des métaux, affirmant pouvoir multiplier l'or et l'argent à l'aide de quelques grains de *poudre de projection*, ils se faisaient remettre de grosses sommes d'argent par

(1) François Bacon dit, avec raison, qu'on peut comparer l'alchimie à ce vieux cultivateur dont parle Ésope, et qui, près de mourir, dit à ses fils qu'il leur avait laissé dans sa vigne une grande quantité d'or, mais qu'il ne se rappelait pas bien l'endroit où il l'avait enfoui. Et voilà ses enfants retournant partout la terre de cette vigne; ils n'y trouvèrent pas d'or à la vérité, mais, en récompense, comme ils avaient remué la terre autour des racines du cep, ils eurent l'année suivante une vendange très-abondante. Tout en travaillant à faire de l'or, les alchimistes ont allumé un flambeau, à la lumière duquel on a fait un assez grand nombre de découvertes et d'expériences utiles, soit comme éclairant l'étude de la nature, soit comme applicables aux usages de la vie. (Bacon, *De la dignité et de l'accroissement des sciences*, liv. I, page 32, édition Buchon, 1836.)



leurs crédules clients, et ne laissaient dans leurs mains, en se sauvant après les avoir ruinés, que des alliages grossiers de cuivre et de plomb. Ils se servaient, pour faire croire à la multiplication de l'or, de petites cannes métalliques creuses, avec lesquelles ils remuaient l'or qu'ils avaient fait mettre dans un creuset rouge de feu, au milieu d'une foule de matières hétérogènes et de la fameuse pierre philosophale. Après l'opération, on trouvait effectivement un poids d'or beaucoup plus considérable; mais le surplus provenait de l'or qui remplissait les cannes métalliques, bouchées avec de la cire noire. D'autres fois, c'étaient des charbons creux, remplis de poudre d'or ou d'argent, bouchés avec de la cire, que les souffleurs jetaient subtilement dans les creusets où devait s'opérer le grand œuvre. Quelques-uns, enfin, se servaient de creusets dont ils garnissaient le fond d'or ou d'argent, amassé en pâte légère; ils couvraient cette couche d'une autre pâte, faite de la poudre même d'un creuset et d'eau gommée, qui cachait l'or ou l'argent; ensuite, ils y jetaient le mercure ou le plomb, et, l'agitant sur un feu ardent, faisaient apparaître à la fin l'or ou l'argent caché dans le fond du creuset.

Un des meilleurs tours des souffleurs est celui que joua un *Rose-Croix* à Henri 1^{er}, duc de Bouillon, prince souverain de Sedan, vers l'an 1620.

« Vous n'avez pas, lui dit-il, une souveraineté proportionnée à votre grand courage; je veux vous rendre plus riche que l'Empereur. Je ne puis rester que deux jours dans vos Etats: il faut que j'aie tenu à Venise la grande assemblée des frères: gardez seulement le secret. Envoyez demander de la litharge chez le premier apothicaire de votre ville, jetez-y un grain seul de la poudre rouge que je vous donne; mettez le tout dans un creuset, et en moins d'un quart d'heure vous aurez de l'or. »

Le prince fit l'opération, et la réitéra trois fois en présence du souffleur. Cet homme avait fait acheter auparavant toute la litharge qui était chez les apothicaires de Sedan, et l'avait fait ensuite revendre chargée de quelques onces d'or. L'adepte, en partant, fit présent de toute sa poudre de projection au duc de Bouillon. — Le prince ne douta point qu'ayant fait 3 onces d'or avec 3 grains, il n'en fit 300,000 onces avec 300,000 grains, et que, par conséquent, il ne fût bientôt possesseur dans la semaine de 37,500 marcs d'or, sans compter ce qu'il ferait dans la suite. Il fallait trois mois au moins pour faire cette poudre. Le philosophe était pressé de partir; il ne lui restait plus rien; il avait tout donné au prince: il lui fallait de la monnaie courante pour tenir à Venise les états de la philosophie hermétique. C'était un homme très-modéré dans ses désirs et dans sa dépense; il ne demanda que 20,000 écus pour son voyage. Le duc de Bouillon, honteux du peu, lui en donna 40,000. Quand il eut épuisé toute la litharge de Sedan, il ne fit plus d'or, il ne revit plus son philosophe, et en fut pour ses 40,000 écus.

Toutes les prétendues transmutations alchimiques ont été réalisées à peu près de cette manière.

Beckher et Glauber sont, parmi les Allemands, les deux derniers chimistes qui aient osé avouer publiquement leurs travaux sur l'alchimie. A compter de ces deux hommes, les arrêts des parlements et plus encore le ridicule ayant tué l'alchimie, ce n'est que de loin en loin qu'on voit surgir quelques adeptes dévoués qui tentent de faire revivre les folles croyances du moyen âge. C'est ainsi qu'apparait le marquis de Saint-Germain à la cour de Louis XV, faisant des prodigalités auxquelles la fortune des plus grands seigneurs n'aurait pas suffi. Personne n'a su d'où il venait ; personne n'a su où il est allé, ni ce qu'il est devenu. C'est encore ainsi qu'on voit reparaître un véritable alchimiste dans la personne de Price, en 1783. Price, chimiste distingué, montrait, en Angleterre, une poudre rouge et une poudre blanche, propres à transformer le mercure en or ou en argent, à volonté. Il avait même fait cette expérience devant nombre de personnes, publiquement, et à sept reprises différentes. Mais forcé d'opérer devant la Société royale de Londres dont il était membre, Price, poussé dans ses derniers retranchements, s'empoisonna en pleine assemblée, en 1784, avec de l'huile volatile de laurier-cerise. — Sept ans plus tard, l'on renfermait au fort de San-Leo, prison d'État du Saint-Siège, le fameux Sicilien, Joseph Balsamo, qui, sous le titre de *comte de Cagliostro*, avait parcouru l'Europe entière, disant qu'il pouvait, grâce à sa science transcendante comme alchimiste, créer de l'or en abondance. Ce fourbe fit beaucoup de bruit en France, à cause de sa complicité dans l'affaire si connue du *Collier de la Reine*. La peine capitale, prononcée contre lui, en 1791, par le tribunal de l'Inquisition de Rome, fut commuée en une détention perpétuelle.

Théorie de Stahl. — Mais laissons là l'alchimie, qui était expirante à la fin du seizième siècle, et voyons quelles furent les idées qui remplacèrent les rêveries des siècles passés sur la nature des métaux. Ernest Stahl, élève du chimiste Beckher, émit sur les métaux, au commencement du dix-huitième siècle, une théorie qui a eu un bien grand retentissement et qui a régné jusqu'à la révolution chimique opérée par Lavoisier (1). Il regarda ces corps comme des composés de chaux ou *terre métallique* et d'une certaine substance élémentaire *sui generis* à laquelle ils doivent leur combustibilité ; c'est la *phlogistique*. Pour chaque métal, s'adjoignait en proportions différentes à ces deux composants un troisième principe qu'il nomma *terre mercurielle*.

(1) Georges-Ernest Stahl, né à Anspach (Bavière) en 1660, est un des plus grands génies du dix-septième siècle. A l'âge de quinze ans, il répétait d'un bout à l'autre la *Chimie philosophique* de Barner, qui était alors l'ouvrage le plus célèbre sur cette matière. Il se fit médecin, et en 1716 il devint premier médecin du roi de Prusse. C'est en 1723 qu'il publia ses *Principes de chimie*. Il mourut en 1734.

Généralisant ses idées, reconnaissant la nécessité du feu pour la production de tous les phénomènes, et remarquant les changements qu'il opère dans les caractères du soufre et des métaux, Stahl considéra la *combustion* comme l'acte fondamental de la science chimique, et il fit dépendre de son explication celle de tous les faits connus de son temps, en sorte que, le premier, il eut l'heureuse et philosophique idée de réunir toutes les parties de la science et d'en former un corps de doctrine, ce qui contribua singulièrement à son développement.

Dans les idées de Stahl, tous les corps combustibles renferment du *phlogistique*. La combustion a lieu, parce que le *phlogistique* se dégage des corps ; une fois privés de ce principe élémentaire, ceux-ci deviennent incombustibles. Toutes les fois, au contraire, qu'il est absorbé par des corps incombustibles, ces derniers acquièrent de la combustibilité. Le *phlogistique*, en se dégageant, est affecté d'un mouvement violent de tournoiement, d'où naissent la chaleur et la lumière qui se produisent dans l'acte de la combustion ; la chaleur et la lumière sont donc seulement deux propriétés du *phlogistique* en mouvement. Les métaux que l'on calcine changent d'aspect et perdent leurs propriétés caractéristiques, parce qu'ils laissent échapper le *phlogistique* qui était combiné à leur propre substance ; ils reviennent à l'état métallique, quand on leur restitue ce principe essentiel, en les chauffant avec du charbon, des graisses ou des huiles, etc. Pendant la combustion des végétaux, il s'échappe en huile volatile, ou bien il reste en partie avec le charbon, s'il n'y a pas eu contact avec l'air, etc. En un mot, les propriétés des corps et les phénomènes qu'ils manifestent dans toutes leurs réactions mutuelles ont pour cause unique l'absence ou la présence, le dégagement ou la fixation de cet être imaginaire, le *phlogistique*, dont Stahl fit ainsi un agent universel.

Cette théorie, tout erronée qu'elle fût, charma par sa simplicité et ne tarda pas à être universellement adoptée. Développée et plus ou moins modifiée par les successeurs de Stahl, elle a régné sans partage et a suffi aux besoins de la science pendant plus d'un demi-siècle. Les fausses idées qu'on professait du temps de Stahl sur la nature chimique des métaux n'empêchèrent pas qu'on ne signalât leurs propriétés les plus remarquables et les altérations chimiques qu'ils sont susceptibles d'éprouver par les divers agents ; aussi leur étude fit-elle de grands progrès pendant la période de la théorie stahlienne. Le cobalt, le platine, le manganèse, le tungstène, le molybdène, furent découverts et assez bien caractérisés par les chimistes de cette époque.

Théorie de Lavoisier. — Il suffisait, pour renverser la théorie de Stahl, d'examiner attentivement ce qui se passe dans l'acte même de la combustion et de tenir compte de tous les phénomènes produits. C'est ce que firent Lavoisier et Bayen, à partir de 1772 à 1777. Lavoisier ayant remarqué, dès 1772, que le phosphore, le soufre et plusieurs métaux augmentent de poids pendant leur combustion, en conclut que,

loin de perdre un de leurs principes constituants, comme Stahl le supposait, ils fixent une partie de l'air et augmentent de poids. Bayen démontra ensuite d'une manière rigoureuse, en 1774, que l'oxyde rouge de mercure perd de son poids quand on le calcine en vases clos, sans l'addition d'aucune substance combustible, et laisse échapper un gaz particulier qu'il recueillit, mais dont il n'examina point la nature. Déjà, en 1489, Eck, de Sulzbach, avait reconnu que les métaux augmentent de poids quand on les calcine, et que cette augmentation vient de ce qu'un *esprit* s'unit au corps des métaux; et ce qui le prouve, ajouta-t-il, c'est que le *cinabre artificiel* (il désignait ainsi l'oxyde rouge de mercure), soumis à la distillation, dégage un *esprit*. — Il ne manquait plus, comme vous le voyez, que de donner un nom à cet *esprit*, de l'appeler oxygène, de dire qu'il existe dans l'air, pour éviter à Lavoisier et à Priestley la peine de découvrir ce qui avait déjà été découvert près de trois siècles avant eux!

Ces faits, inexplicables dans la théorie de Stahl, engagèrent le célèbre Lavoisier dans une suite d'expériences ingénieuses qui le conduisirent peu à peu à la découverte capitale de la nature complexe de l'air atmosphérique et de la simplicité de nature des métaux. Il étudia, avec un semblable soin, la dissolution des métaux dans les acides, la décomposition des acides et de l'eau par les métaux, et démontra, de la manière la plus évidente, que ces corps sont des substances élémentaires, indécomposables, susceptibles seulement de changer d'état, par suite des altérations que leur font éprouver les autres corps avec lesquels on les met en contact.

Les chimistes modernes qui ont le plus contribué à compléter l'œuvre de Lavoisier, relativement à l'étude des métaux, sont : Klaproth, Vauquelin, Wollaston, Smithson-Tennant, Davy, Berzelius, Wochler, Mosander, H. Rose, Bunsen et Kirchhoff.

Découverte capitale de sir H. Davy. — Le fait, sans contredit, le plus saillant dans l'histoire des métaux, c'est la découverte des radicaux métalliques de la potasse, de la soude, de la chaux, de la baryte, de la strontiane, qui, jusqu'en 1807, étaient considérées comme des substances simples et désignées sous les noms d'*alcalis* et de *terres alcalines*. Sir H. Davy, dont j'ai déjà tant parlé, ayant été conduit, par des expériences sur le galvanisme, à reconnaître que la pile voltaïque est un puissant moyen de décomposition et qu'il n'y a aucun composé qui puisse résister à son action, quand elle est suffisamment énergique, eut l'heureuse idée, au mois d'octobre 1807, d'essayer l'action de grands appareils galvaniques sur la potasse et la soude, et il parvint à les décomposer en oxygène et en métaux. Voici comment il opéra :

Il mit un morceau de potasse caustique, humecté d'un peu d'eau, sur une plaque de platine communiquant avec le fil positif d'une pile de 250 couples, et il amena sur la potasse le fil négatif de cette pile (*fig.* 332).



A, pile à auges ; B, fil négatif de la pile ; C, fil positif de la pile ; d, plaque de platine sous laquelle on attache le fil positif C. e, morceau de potasse sur lequel on abaisse le fil négatif B de la pile.

Davy vit bientôt des bulles de gaz se dégager au pôle positif (c'était

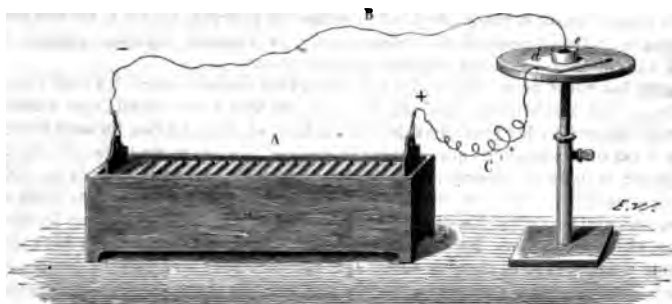


Fig. 332. — Décomposition de la potasse par l'électricité.

de l'oxygène), tandis que le fil négatif se recouvrait de petits globules métalliques semblables à ceux du mercure. Quelques-uns brûlaient avec explosion et flamme vive à l'instant où ils étaient formés ; d'autres subsistaient, mais ils ne tardaient pas à être ternis, et finalement couverts par un enduit blanc qui se formait à leur surface. Davy reconnut dans ces globules le radical métallique de la potasse, qu'il nomma *potassium* (1).

Il isola de la même manière le métal de la soude, et conclut, par analogie, que la baryte, la strontiane, la chaux, la magnésie et les autres terres ne sont que des oxydes métalliques comme la potasse et la soude.

Ces mémorables expériences du chimiste anglais, les plus belles, assurément, de la chimie moderne ; ces brillantes conceptions sur la nature des terres, qui, plus tard, ont été justifiées par la pratique, ont causé une véritable révolution dans la science, et lui ont fourni deux des plus puissants agents qu'elle possède, le *potassium* et le *sodium*. Elles méritèrent à sir H. Davy le prix institué sur le *galvanisme* par Napoléon I^{er}, et qui lui fut décerné par l'Institut de France, en 1807, au moment où la guerre la plus animée divisait la France et l'Angleterre.

Découverte de Kirchhoff et Bunsen. — Une autre découverte, plus récente et non moins considérable que celle de H. Davy, c'est celle qui est due à MM. Kirchhoff et Bunsen. En 1860, ces deux professeurs de l'Université d'Heidelberg ont fait intervenir, pour la recherche des corps, non plus l'électricité, mais la lumière, qui est devenue entre leurs mains un agent d'analyse d'une délicatesse infinie, leur révélant l'existence de métaux inconnus.

Pour que vous ayez une idée suffisante de cette nouvelle méthode si ingénieuse, force m'est bien d'entrer dans certains détails que je circonscrirai toutefois le plus possible.

(1) Le célèbre chimiste anglais avait une imagination si poétique et tellement sujette à l'enthousiasme que, lorsqu'il obtint pour la première fois le *potassium*, il éprouva une sorte de joie folle et dansa dans son laboratoire.

L'impression que la lumière réfléchi par une surface fait sur l'organe de la vue, est ce qu'on appelle une *couleur*.

Newton, célèbre physicien anglais du dix-septième siècle, reconnu, le premier, qu'on faisant passer un rayon de lumière à travers un prisme triangulaire de verre, ce rayon produit une image ou *spectre* composé de sept rayons différemment colorés et disposés constamment, les uns par rapport aux autres, dans l'ordre suivant : *rouge, orangé, jaune, vert, bleu, indigo* ou *pourpre, violet*. Il en tira cette conclusion, admise généralement depuis, que la lumière blanche émanée du soleil est composée des sept couleurs précédentes.

Parmi les corps de la nature, les uns *absorbent* complètement les sept rayons lumineux qui tombent sur eux, et, dès lors, ils sont *noirs*, tandis que d'autres les *réfléchissent* ou les renvoient de leur surface, et, dans ce cas, ils sont *blancs*. Mais il est des substances qui, comme le prisme, jouissent de la faculté de décomposer la lumière blanche, d'en absorber certains rayons colorés et de réfléchir les autres. C'est là ce qui produit la différence des couleurs que nous remarquons sur les corps. Un corps est *rouge*, lorsque sa surface réfléchit le rayon rouge et absorbe tous les autres ; il est *bleu*, quand c'est le rayon bleu qu'il renvoie à nos yeux, et ainsi de suite. Les combinaisons très-variées des rayons réfléchis donnent lieu aux innombrables nuances des couleurs que nous percevons (1).

L'examen plus attentif du spectre solaire a fait reconnaître à Wollaston, puis à Fraunhofer, des lignes ou raies noires très-nombreuses, plus ou moins marquées et irrégulièrement distribuées dans les sept couleurs principales, mais occupant toujours la même place, ce qui en fait de véritables repères. Ces raies sont dues à l'absence, dans la lumière solaire, de certains rayons simples, d'où résulte cette conclusion que si cette lumière contient des rayons de toutes les couleurs, elle ne renferme pas rigoureusement toutes les nuances appartenant à chacune des couleurs.

Les flammes, dépourvues de toute trace de vapeur métallique, ne montrent aucun indice de ces raies noires ; mais si l'on introduit dans leur intérieur des composés métalliques susceptibles de se réduire en vapeurs, on voit aussitôt apparaître dans les spectres de ces flammes certaines raies brillantes, qui varient en nombre, en position, en étendue, en couleur et en éclat, avec la nature de chaque substance employée. De sorte que chacun des métaux imprime au spectre des flammes au sein desquelles sa vapeur se répand un caractère propre qui signale sa présence : le sodium donnant une raie jaune, le potassium une raie rouge et une raie violette très-éloignées l'une de l'autre, le baryum de belles raies vertes, etc.

Notez qu'aucune des réactions chimiques connues ne manifeste une pareille sensibilité, puisque des millièmes de milligramme sont facilement accusés par cette nouvelle méthode d'exploration qui tient, pour ainsi dire, du prodige. C'est grâce à elle que MM. Kirchhoff et Bunsen ont reconnu l'énorme diffusion dans la nature du lithium, jusqu'alors réputé si rare, et découvert dans certains produits minéraux deux nouveaux métaux, l'un caractérisé par deux belles raies rouges qu'il produit dans le spectre, ce qui lui valut le nom de *rubidium* (du latin *rubidus*, rouge), l'autre par deux raies bleues, ce qui lui fit donner le nom de *cæsium* (du latin *cæsius*, bleu).

C'est encore par le même procédé d'analyse, désigné sous le nom d'*analyse*

(1) On lit, dans un ouvrage fort amusant du célèbre Goëthe, que les fabricants de mosaïques, à Rome, emploient 15,000 variétés de couleurs ; chacune de ces variétés a 50 nuances, depuis la plus foncée jusqu'à la plus claire, ce qui fait 750,000 teintes différentes que les artistes distinguent avec la plus grande facilité. On croirait qu'avec un pareil choix de couleurs, il n'est pas de peinture qu'on ne puisse reproduire avec exactitude ; cependant les ouvriers, au milieu d'une si étonnante profusion, manquent souvent de nuances indispensables.



DES MÉTAUX.

spectrale, que MM. Crookes et Lamy ont trouvé dans les boues des chambres de plomb un autre métal fort curieux qui se distingue de tous les autres par la raie verte extrêmement brillante qu'il fait naître dans le spectre, d'où lui est venu son nom de *thallium* (du grec *thallos*, bourgeon).

Liste des métaux actuellement connus. — Le nombre des métaux s'est singulièrement accru, surtout depuis le commencement du dix-neuvième siècle; il est actuellement de 50. Voici l'indication de l'époque précise de la découverte de chacun d'eux :

NOMS DES MÉTAUX.	AUTEURS ET ÉPOQUES DE LEUR DÉCOUVERTE.
Or.....	} Connus de toute antiquité.
Argent.....	
Fer.....	
Cuivre.....	
Mercure.....	
Plomb.....	} Connus des Romains. — Mentionné pour la première fois par Paracelse. — Isolé et décrit comme nouveau métal par Brandt, en 1742.
Étain.....	
Cobalt.....	Connus des Chinois depuis une haute antiquité. — Isolé et décrit pour la première fois en Europe, par Cronstedt, en 1751.
Nickel.....	Connus des Chinois. — Paracelse en fait mention le premier sous son nom actuel. — Paracelse mourut en 1541.
Zinc.....	Connu très-probablement des Romains. — Indiqué et étudié par Basile Valentin, vers la fin du quinzième siècle.
Antimoine.....	Connu très-probablement des Romains. — Introduit en Europe par Ch. Wood, essayeur à la Jamaïque, en 1740.
Platine.....	Indiqué pour la première fois, sous le nom de <i>Wismuth</i> , par Basile Valentin, vers la fin du quinzième siècle.
Bismuth.....	Scheele et Gahn, en 1774.
Manganèse.....	Soupçonné par Bergmann en 1778. — Constaté par les frères d'Elhuyart, en 1781.
Tungstène.....	Soupçonné par Bergmann en 1778. — Constaté par Hielm en 1782.
Molybdène.....	Grégor et Klaproth, de 1791 à 1794.
Titane.....	Vauquelin, en 1797.
Chrome.....	Hatchett et Ekeberg, de 1801 à 1802.
Tantale ou Colombium.....	} Wollaston, en 1803.
Palladium.....	
Rhodium.....	} Descotils et Smithson-T Tennant, en 1803.
Iridium.....	
Osmium.....	Smithson-Tennant, en 1803.
Cérium.....	Hisinger et Berzelius, en 1803.
Potassium.....	} Sir H. Davy, en 1807.
Sodium.....	
Calcium.....	} Indiqués par sir H. Davy, et isolés par Seebeck, de 1807 à 1808.
Baryum.....	
Strontium.....	

Cadmium.....	Hermann et Stromeyer, de 1817 à 1818.
Lithium.....	Arfwedson, en 1817.
Zirconium.....	Berzelius, en 1824.
Aluminium.....	Woehler, en 1827, l'obtient en poudre et impur. — En 1854, M. Sainte-Claire Deville réussit à l'avoir en lingots métalliques et pur.
Yttrium.....	} Woehler, en 1828.
Glucinium.....	
Magnésium.....	Bussy, en 1829.
Thorium.....	Berzelius, en 1829.
Vanadium.....	Entrevu par Del Rio, en 1801 ; obtenu par Sefstrom en 1830.
Lanthane.....	Mosander, en 1839.
Uranium.....	Péligot, en 1841.
Didymium ou Didyme...	Mosander, en 1842.
Terbium.....	} Mosander, en 1843.
Erbium.....	
Niobium.....	H. Rose, en 1844.
Ruthénium.....	Entrevu par Osann, en 1828. — Constaté et obtenu par Claus, en 1845.
Ilménium.....	Hermann, en 1846.
Rubidium.....	} Kirchoff et Bunsen, en 1860.
Cœsium.....	
Thallium.....	Entrevu par Crookes en 1860, reconnu comme méta nouveau en 1861 par Lamy.
Indium.....	Reich et Richter, en 1863.

Je dois vous avertir que les dix derniers métaux ne sont pas encore très-bien connus dans toutes leurs propriétés.

Classification. — Quand le nombre des métaux était borné à dix ou douze, il était facile de retenir leurs propriétés individuelles et de les distinguer les uns des autres. Mais il en est tout autrement aujourd'hui. La mémoire la plus étendue ne pourrait conserver le souvenir du nombre immense de faits qui composent l'histoire particulière des cinquante métaux connus, et l'on sent la nécessité de les disposer méthodiquement, en ayant égard à quelques-uns de leurs caractères les plus saillants, et qui soient comparables.

Depuis Macquer, plusieurs classifications ont été successivement suivies ; mais, à mon avis, il n'en est pas de plus ingénieuse et de plus commode que celle imaginée par Thenard. Cette classification repose sur l'affinité plus ou moins grande de ces corps pour l'oxygène, affinité mesurée à l'aide de quatre moyens différents, à savoir :

1° Par la manière dont ils se comportent à l'égard de l'oxygène gazeux. Les uns peuvent s'unir à ce gaz à différents degrés de température et se transformer en *oxydes* ; d'autres, au contraire, sont impropres à s'y combiner dans les mêmes circonstances. Ainsi, tandis que l'or, l'argent, le platine ne peuvent jamais absorber l'oxygène gazeux, le cuivre, le plomb, l'antimoine, le mercure, s'y combinent à l'aide de la chaleur ; le fer, le zinc, le manganèse, le potassium, le sodium, s'oxy-

dent à la température ordinaire. Les trois derniers sont même si oxydables, qu'on ne peut les conserver avec tout leur brillant que dans de l'huile de naphte.

Vous avez tous observé avec quelle promptitude le fer poli se rouille au contact de l'air. Eh bien ! cette rouille n'est que le résultat de son oxydation, c'est un oxyde. Vous avez déjà vu le fer brûler avec une vive énergie au sein du gaz oxygène pur (fig. 333), et se réduire en globules noirs et cassants, qui sont un oxyde différent du précédent. Martelez une barre de fer rouge de feu sur une enclume, et bientôt il s'en détachera de larges écailles brunes, qu'on appelle vulgairement des *battitures*. C'est encore un oxyde de fer.

Le zinc chauffé au contact de l'air brûle avec lumière, en se convertissant en une substance blanche floconneuse (fig. 334) que les alchi-

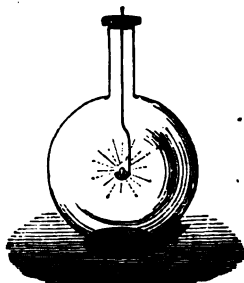


Fig. 333. — Combustion vive du fer dans l'oxygène.



Fig. 334. — Oxydation du zinc dans l'air.

mistes nommaient dans leur langage métaphorique : *nihil album* ou *rien blanc*, *lana philosophica* ou *laine des philosophes*, à cause de sa grande légèreté. C'est de l'oxyde de zinc.

2° Par la facilité plus ou moins grande avec laquelle la chaleur décompose ou réduit les oxydes métalliques (1). Les uns sont désoxygénés à des températures plus ou moins élevées : tels sont ceux d'argent, de

(1) Réduction est le plus souvent, dans le langage des chimistes, synonyme de désoxygénation. On réduit un oxyde métallique, c'est-à-dire qu'on le ramène à l'état de métal pur, soit en expulsant son oxygène à l'aide de la chaleur, soit en enlevant cet oxygène au moyen de certains corps qui ont une très-grande affinité pour lui, tels, par exemple, que l'hydrogène, le charbon, etc. Les corps qui agissent ainsi sur les oxydes sont désignés d'une manière générale par le d'nom *agents réducteurs*.

mercure (*fig. 335*) ; les autres ne peuvent éprouver cet effet à quelque température que ce soit : tels sont les oxydes de cuivre, de plomb, de zinc, de fer, d'étain.

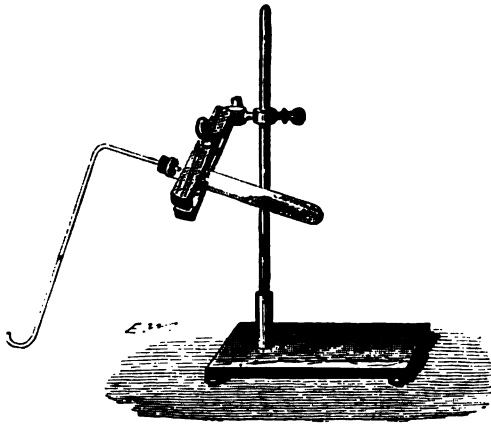


Fig. 335. — Réduction de l'oxyde d'argent par la chaleur dans un tube de verre.

3° Par le mode d'action des métaux sur l'eau ou sur sa vapeur. — Il y en a beaucoup qui peuvent la décomposer et s'emparer de son oxygène,

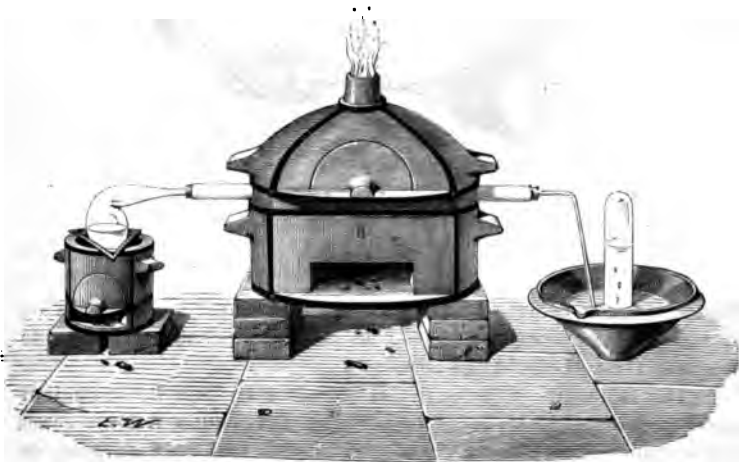


Fig. 336. — Décomposition de l'eau par certains métaux chauffés au rouge.

tandis que certains n'exercent aucun effet sur elle. Faites passer de l'eau en vapeur sur du fer, du zinc, de l'étain, de l'antimoine, placés dans l'intérieur d'un tube de porcelaine rouge de feu (*fig. 336*), vous obtiendrez du gaz hydrogène en grande quantité, et ces métaux seront oxydés

Plusieurs autres produisent ce résultat à la température ordinaire. De ce nombre est le métal de la potasse, le potassium, qui, dans son contact avec l'eau, présente des phénomènes assez curieux.

Je jette, Messieurs, un globule de ce métal dans l'eau (fig. 337); voyez-le s'agiter rapidement et tournoyer à la surface du liquide, puis, presque aussitôt, s'envelopper d'une flamme rougeâtre un peu violette. Après ces singuliers phénomènes, il va disparaître en faisant entendre une légère crépitation. Ces effets sont dus à la décomposition de l'eau, et à l'inflammation du gaz hydrogène par suite de la haute température développée par la réaction du métal. L'oxyde de potassium formé, ou la *potasse*, se dissout dans l'eau, qui possède alors la propriété de verdier le sirop de violettes, ainsi que vous allez en être témoins. Si l'on met un globule de potassium sur un morceau de glace, le métal brûle avec une flamme vive colorée en rose, et il se forme sur la glace un creux qui contient une solution de potasse.

Je vais vous démontrer que c'est bien du gaz hydrogène qui est ainsi mis en liberté dans ces circonstances, en répétant l'expérience précédente sous une cloche pleine de mercure, dans laquelle j'introduis successivement un peu d'eau distillée, et un fragment de sodium enveloppé de papier Joseph pour le garantir du mercure qui le dissoudrait (fig. 338). Le gaz qui se réunit au haut de la cloche s'enflammera par l'approche d'une bougie allumée, en brûlant avec une flamme très-pâle sans laisser de résidu.

4° Par la manière dont les métaux réagissent sur l'eau en présence des acides énergiques. — Les uns opèrent, dans ce cas, sa décomposition à la température ordinaire, et donnent lieu à un dégagement d'hydrogène. Vous m'avez vu produire ce résultat, lorsque j'ai versé de l'acide sulfurique étendu d'eau sur du zinc ou



Fig. 337. — Action du potassium sur l'eau au contact de l'air.

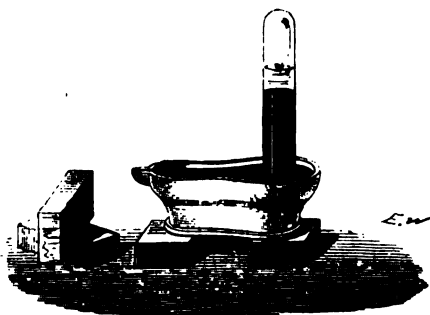


Fig. 338. — Action du sodium sur l'eau hors du contact de l'air.

du fer (Fig. 330). — C'est sur cette réaction qu'est basé le procédé habituel pour obtenir le gaz hydrogène.

Mais beaucoup d'autres métaux, tels que l'étain, l'antimoine, le cuivre, le plomb, l'argent, ne pourraient remplacer le zinc ou le fer

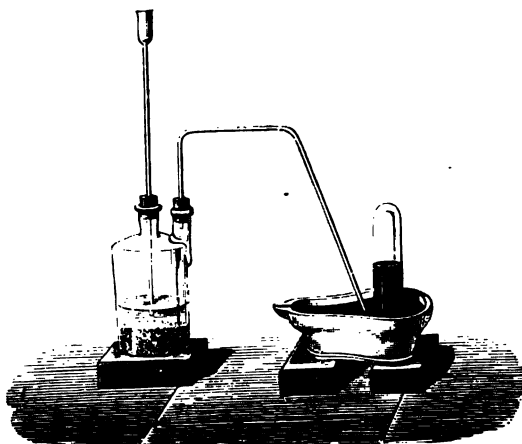


Fig. 339. — Dissolution du zinc dans l'acide sulfurique faible.

dans la préparation de ce gaz au moyen de l'acide sulfurique, attendu qu'ils n'ont pas d'action sur l'eau dans cette circonstance.

C'est en faisant usage des quatre caractères qui précèdent et qui, comme vous le voyez, Messieurs, indiquent une seule

et même chose, la tendance relative des différents métaux pour l'oxygène, que l'illustre Thenard, il y a environ cinquante ans, les a groupés en six sections. J'adopte ce mode de classification, mais avec les modifications que les progrès de la science y ont apportées depuis 1834.

Classification de Thenard. — Dans cette classification, les métaux les plus oxygénables composent les premières sections, et ils sont placés, d'ailleurs, à la suite les uns des autres, dans chaque section particulière, d'après leur plus grande tendance pour l'oxygène. Ainsi, le potassium, qui de tous est celui qui montre le plus d'affinité pour ce gaz, est le premier de la première section, tandis que l'iridium, qui paraît avoir la plus faible affinité pour l'oxygène, est le dernier de la dernière section. Ces rapports, ainsi bien établis, sont très-commodes pour prévoir *à priori* les phénomènes de combinaison et de décomposition que les métaux peuvent présenter à l'égard de leurs composés respectifs.

Cette classification a encore cet avantage que, dans presque toutes les circonstances, les différents métaux d'une section se comportent de la même manière avec les divers agents que l'on peut faire réagir sur eux : en d'autres termes, ils ont, à peu de chose près, les mêmes propriétés chimiques, en sorte que l'histoire de l'un aide singulièrement à comprendre l'histoire de ceux qui le suivent dans la même section.

C'est à l'aide de pareilles méthodes philosophiques que la science se perfectionne et devient d'une étude plus facile et plus attrayante.

Voici le tableau de la classification que je suivrai dorénavant.

CLASSIFICATION DES MÉTAUX, D'APRÈS LES PRINCIPES DE THENARD.

1 ^{re} SECTION.	2 ^e SECTION.	3 ^e SECTION.	4 ^e SECTION.	5 ^e SECTION.	6 ^e SECTION.
MÉTAUX QUI ABSORBENT L'OXYGÈNE À LA TEMPÉRATURE LA PLUS ÉLEVÉE, ET, PAR CONSÉQUENT, DONT LES OXYDES SONT IRRÉDUCTIBLES PAR LA CHALEUR.					
Décomposent l'eau même à 0°, avec une très-vive effervescence.	Décomposent l'eau au-dessus de + 50°.	Ne décomposent plus l'eau qu'à la chaleur rouge sombre ou à froid en présence des acides.	Ne décomposent plus l'eau qu'à la chaleur rouge sombre, et n'agissent pas sur elle en présence des acides; mais ils la décomposent en présence des bases énergiques.	Ne décomposent l'eau qu'au rouge blanc; sans action sur elle en présence des acides et des bases.	Absorbent difficilement ou n'absorbent pas l'oxygène aux températures peu élevées; leurs oxydes sont facilement réduits par la chaleur.
Potassium. Sodium. Lithium. Thallium. Cæsium. Rubidium. Barium. Strontium. Calcium.	Manganèse. Magnésium. Zinc. Cadmium. — Yttrium. Erbium. Terbium. Thorium. Cérium. Lanthane. Didymium. Zirconium.	Fer. Nickel. Cobalt. Chrome. Vanadium. Glucyrium. Uranium. Indium.	Aluminium. Tungstène. Molybdène. Osmium. Tantale. Titane. Étain. Antimoine. Niobium. Ilnénum.	Cuivre. Plomb. Bismuth.	Mercuré. Palladium. Rhodium. Ruthénium. Argent. Or. Platine. Iridium.

Dénominations communes à certains groupes de métaux. —

On désigne fréquemment les métaux par des noms qui rappellent, soit leur affinité plus ou moins grande pour l'oxygène, soit l'aspect extérieur ou quelques propriétés spéciales de leurs oxydes. Ainsi, on donne le nom de :

MÉTAUX NOBLES, à ceux qui sont inoxydables directement, tels que l'or, l'argent, le platine, l'iridium, le rhodium, le palladium, le ruthénium ;

MÉTAUX ALCALINS, à ceux dont les oxydes sont très-solubles dans l'eau et verdissent fortement le sirop de violettes, tels que le potassium, le sodium, le lithium, le thallium ;

MÉTAUX TERREUX, à ceux dont les oxydes, insolubles dans l'eau, ont un aspect terreux, comme l'aluminium, le magnésium, le glucynium, le zirconium, le thorium, l'yttrium, l'erbium, le terbium, le cérium, le lanthane, le didymium, le niobium ;

MÉTAUX ALCALINO-TERREUX, à ceux dont les oxydes, qui ont l'aspect terreux, sont sensiblement solubles et verdissent le sirop de violettes, mais moins énergiquement que les métaux alcalins : tels sont le baryum, le strontium, le calcium.

Enfin on appelle **MÉTAUX PROPREMENT DITS** tous les autres, qui ne sont pas compris dans les classes précédentes.

Classification pratique. — Au point de vue de la pratique, on peut encore classer les métaux d'une manière plus simple, et n'en faire que trois groupes :

MÉTAUX TROP ALTÉRABLES pour pouvoir être employés dans les arts à l'état métallique.		MÉTAUX PEU ALTÉRABLES et servant dans les arts à l'état métallique.		MÉTAUX PEU ALTÉRABLES, mais trop difficiles à travailler ou trop rares pour pouvoir être employés à l'état métallique.	
Potassium.	Thorium.	Fer.	Antimoine.	Cobalt.	Tantale.
Sodium.	Zirconium.	Nickel.	Argent.	Chrome.	Rhodium.
Lithium.	Yttrium.	Zinc.	Or.	Vanadium.	Ruthénium.
Baryum.	Erbium.	Cuivre.	Platine.	Tungstène.	Osmium.
Strontium.	Terbium.	Plomb.	Aluminium.	Molybdène.	Uranium.
Calcium.	Cérium.	Bismuth.	Palladium.	Cadmium.	Niobium.
Manganèse.	Lanthane.	Étain.	Iridium.	Titane.	Ilménium.
Glucynium.	Didymium.	Mercure.	Magnésium.		
Rubidium.	Thallium.				
Cæsium.					

Propriétés physiques générales. — Jetons maintenant un coup d'œil rapide sur l'ensemble des propriétés générales et communes à tous les métaux.



Tous sont solides à la température ordinaire, à l'exception du mercure, qui est liquide et ne se solidifie qu'entre -39° et -40° .

Éclat métallique. — Ils sont tous remarquables par la propriété de réfléchir une très-grande quantité de lumière. Ils renvoient de leur surface, naturellement ou artificiellement polie, une si grande masse de lumière dans une même direction, qu'elle frappe les yeux avec une intensité et une vivacité qu'on désigne sous le nom de *lustre* ou *éclat métallique*. Cet éclat ne se perd ni par le frottement, ni par la trituration; on le fait même apparaître sur les métaux qui sont en poussière fine, tels que le *Zirconium*, le *Tantale*, l'*Iridium*, le *Cérium*, l'*Yttrium*, le *Thorium*, en comprimant fortement leur poudre sur un papier au moyen d'un corps très-dur, comme un brunissoir d'agate.

Cet éclat des métaux, qui paraît dépendre de l'homogénéité de leur tissu, de leur opacité et de leur grande pesanteur, les rend très-propres à la confection des miroirs, dont ils forment toujours la partie essentielle. Cependant, tous ne possèdent pas cet éclat au même degré. Les plus éclatants sont : le platine, l'argent, l'aluminium, le mercure, l'or, le cuivre, l'antimoine, le bismuth, l'étain et le plomb, en suivant l'ordre de leur plus grand pouvoir réfléchissant.

Opacité. — Ils sont, de tous les corps, les plus opaques, c'est-à-dire qu'ils ne transmettent point de lumière au travers de leur masse. Mais cette opacité est plutôt dépendante de l'épaisseur que de la nature des substances, car tous les corps réduits en lames assez minces laissent passer une portion de la lumière qu'ils reçoivent : ainsi, comme Newton l'a remarqué le premier, une feuille d'or battu, réduite à environ un millième de millimètre d'épaisseur, et collée sur du verre, laisse apercevoir une lueur verdâtre très-sensible, quand on la tient suspendue entre l'œil et la lumière du soleil ou d'une bougie.

On a récemment tiré parti de ce fait pour obtenir des verres qui, recouverts par un procédé chimique d'une couche infiniment mince de platine, d'or ou d'argent, permettent la transmission de la lumière sans offenser l'organe de la vue; il est alors possible de contempler des foyers intenses de lumière et de chaleur, tels que le soleil, la lumière électrique, les hauts-fourneaux, etc., sans aucune fatigue pour les yeux et sans que l'image perde rien de sa netteté. Déjà les *lunettes dorées* sont adoptées de préférence aux verres de couleur pour les yeux malades, à cause de la douceur toute particulière de la lumière qu'elles transmettent. Les astronomes, de leur côté, font plater ou argenter les objectifs de leurs lunettes pour modérer l'intensité des rayons solaires; les observations sont ainsi rendues plus commodes et moins fatigantes qu'avec les verres *neutres* dont on faisait usage jusqu'alors.

Couleur. — Lorsque les métaux sont en masse et polis, ils paraissent presque tous plus ou moins blancs, avec certains reflets variables, à

l'exception de l'or et du strontium qui sont jaunes, du cuivre et du titane qui sont rouges. Mais ces diverses couleurs ne sont qu'apparentes, car, lorsqu'on fait réfléchir la lumière plusieurs fois à leur surface, de manière à détruire de plus en plus les effets de la lumière blanche, on voit apparaître des teintes tout autres que celles qu'ils ont dans les conditions ordinaires. Ainsi, après dix réflexions successives :

L'or.....	est d'un rouge vif ;
Le cuivre.....	d'un rouge écarlate ;
L'argent.....	d'un jaune pur ;
Le zinc.....	d'un bleu indigo ;
Le fer et l'acier.....	d'une teinte violette.

Les vases métalliques polis et un peu profonds présentent ces couleurs véritables d'une manière bien évidente. Regardez au fond d'un calice d'or, et vous verrez le métal avec sa couleur rouge spéciale, parce que la lumière, réfléchiée un grand nombre de fois par les parois du calice, ne contiendra plus ou presque plus de lumière blanche.

Ces nuances dues à la lumière réfléchiée sont précisément les couleurs complémentaires de celles qui apparaissent par transmission dans les feuilles métalliques très-minces. En effet, dans ce dernier cas, l'or offre une teinte verte ; eh bien ! le rouge est la complémentaire du vert, puisque ces deux couleurs, en se réunissant, reforment de la lumière blanche.

Densité.—Les métaux ont généralement une densité bien plus considérable que les autres corps solides. Tous, à l'exception du lithium, du potassium et du sodium, sont beaucoup plus lourds que l'eau. Mais cette densité est très-variable, comme on le voit par le tableau suivant :

Lithium.....	0,593	Cadmium.....	8,604
Potassium.....	0,865	Molybdène.....	8,611
Sodium.....	0,972	Cuivre fondu.....	8,788
Rubidium.....	1,516	Cuivre en fil.....	8,878
Calcium.....	1,584	Bismuth fondu.....	9,822
Magnésium.....	1,750	Argent fondu.....	10,474
Glucynium.....	2,100	Plomb fondu.....	11,352
Strontium.....	2,542	Thallium.....	11,862
Aluminium.....	2,560	Palladium fondu.....	11,800
Titane.....	5,300	Rhodium fondu.....	12,400
Chrome.....	5,900	Ruthénium fondu.....	12,600
Antimoine fondu.....	6,712	Mercure.....	13,548
Zinc fondu.....	6,861	Tungstène.....	17,690
Fer fondu.....	7,207	Or fondu.....	19,758
Étain fondu.....	7,291	Or forgé.....	19,361
Indium.....	7,362	Iridium fondu.....	21,150
Manganèse.....	7,500	Platine fondu.....	21,150
Fer en barre.....	7,788	— laminé.....	22,069
Cobalt fondu.....	7,811	Osmium fondu.....	21,400
Nickel fondu.....	8,270		



Les métaux sont peut-être les seuls corps dont la densité se trouve modifiée par les moyens mécaniques, tels que le martelage, le laminage, etc., qui rapprochent ou condensent leurs molécules d'une manière permanente. Les différences que présente, sous ce rapport, le même métal lorsqu'il a été comprimé, ou lorsqu'il s'est solidifié tranquillement après la fusion, sont quelquefois très-considérables, ainsi que le tableau précédent le démontre.

Dureté. — Les métaux sont très-inégalement durs, puisque, tandis que les uns, comme le manganèse, rayent l'acier trempé, d'autres sont très-mous et rayés par l'ongle : exemple, le plomb, le potassium. La dureté de plusieurs d'entre eux peut être augmentée par l'art dans un rapport quelquefois fort considérable. C'est ainsi qu'on rend le fer un des plus durs de tous, en y combinant une petite quantité de carbone qui le convertit en *acier*; qu'on accroît beaucoup la dureté du cuivre en l'alliant à de l'étain, pour faire ce qu'on appelle le *métal des canons* ou le *bronze*. Enfin, l'or et l'argent, qui servent à faire les monnaies, ne peuvent être travaillés qu'autant qu'on les a alliés à une petite proportion de cuivre. En général, l'expérience a démontré que de petites quantités de carbone, de silicium, d'arsenic, de phosphore, augmentent singulièrement la dureté des métaux.

Lorsqu'on développe la dureté de certains d'entre eux par leur alliage avec d'autres corps, on développe dans le même rapport leur élasticité et leur sonorité. Ainsi, le cuivre et l'étain isolés sont très-peu sonores et très-peu élastiques; alliés en certaines proportions, ils forment un *alliage* qu'on utilise à la fabrication des cloches, des timbres et autres instruments sonores.

Ductilité. — Malléabilité. — Une propriété, pour ainsi dire particulière aux métaux, c'est de pouvoir être battus, tirés, pressés, étendus en différents sens, sans se rompre. On appelle *ductiles* ceux qui peuvent être tirés en fils; *malléables* ceux qui se laissent amincir sous le marteau ou les cylindres du laminoir. Quelques-uns se brisent et se réduisent en poudre sous le choc du marteau; on les nomme *métaux fragiles* ou *métaux cassants*. L'antimoine, le bismuth, etc., sont de ce nombre.

Les arts ont su tirer un parti fort avantageux de la *ductilité* et de la *malléabilité* de certains métaux, et augmenter beaucoup les applications qu'on peut faire de ces corps en les réduisant en plaques, en lames ou en fils de plus en plus minces et déliés. Tous ne présentent pas ces deux propriétés au même degré. L'expérience démontre, en effet, que ceux qui passent le mieux à la filière ne sont pas ceux qui passent le mieux au laminoir, ou se travaillent le mieux au marteau. Ainsi, le fer, qu'on ne peut réduire en lames très-minces, se laisse tirer en fils excessivement fins; le plomb, l'étain, qui s'étendent en feuilles minces

sous le marteau, supportent moins bien l'effort du laminoir, et ne donnent point de fils déliés. L'argent est le seul qui soit aussi malléable que ductile. Il possède cette propriété à un si haut degré, que l'imagination peut à peine concevoir la légèreté des feuilles, la finesse des fils qu'on peut en obtenir.

Voici l'ordre dans lequel on peut ranger les principaux métaux par rapport à leur plus grande facilité à passer à la filière, au laminoir et à s'étendre sous le marteau.

FILIERE.	LAMINOIR.	MARTEAU.	MÉTAUX CASSANTS rangés par ORDRE ALPHABÉTIQUE.
Platine. Argent. Fer. Cuivre. Or. Lithium. Aluminium. Nickel. Cobalt. Palladium. Zinc. Etain. Plomb.	Or. Argent. Aluminium. Cuivre. Etain. Plomb. Zinc. Platine. Fer. Cobalt. Nickel. Palladium.	Plomb. Etain. Or. Zinc. Argent. Aluminium. Cuivre. Platine. Fer.	Antimoine. Bismuth. Cérium. Chrome. Tantale. Manganèse. Molybdène. Rhodium. Titane. Tungstène. Vanadium.

Laminoir. — Le laminoir ou l'instrument à l'aide duquel on réduit les métaux en lames, se compose (fig. 340) de deux cylindres d'acier

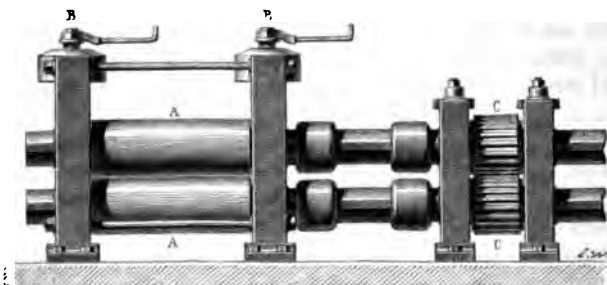


Fig. 340. — Laminoir.

ou de fonte de fer A, A, dont la surface, unie et polie, est extrêmement dure; ils sont placés horizontalement à une distance fixe l'un de l'autre, et ils marchent en sens opposé. Le métal qu'il s'agit de laminer, d'abord coulé en plaque, est aminci à l'une de ses extrémités, puis



engagé entre les deux cylindres qui l'entraînent dans leur marche. En diminuant à chaque passage, à l'aide des vis B et B', la distance qui sépare les cylindres, on diminue successivement l'épaisseur de la lame. C'est à l'aide de ce moyen qu'on obtient ces feuilles de zinc et de plomb qui rendent des services si multipliés ; qu'on prépare la tôle laminée, les feuilles de cuivre qui servent au doublage des vaisseaux, etc.

On attribue l'invention du laminoir à Antoine Brulier ou Brucher, et cet appareil mis en mouvement par un moulin était établi, à Paris, sur la Seine, dès l'an 1553, pour la fabrication de la monnaie. Le laminoir, alternativement adopté, abandonné et repris dans nos hôtels de monnaies, a fini par devenir d'une application générale dans l'industrie des métaux, dont il est aujourd'hui l'auxiliaire le plus efficace et le plus économique.

Battage de l'or et de l'argent. — Ce n'est pas avec le laminoir qu'on obtient les feuilles d'or et d'argent si légères que le moindre souffle enlève dans les airs. C'est au moyen du battage sur une enclume. Mais comme l'action directe du marteau déchirerait le métal, déjà suffisamment aminci, on place celui-ci, amené d'abord à l'état d'une lame de 5 à 6 millimètres d'épaisseur, entre des feuilles de vélin et de parchemin que l'on frappe avec un lourd marteau à large panne. On coupe les feuilles qui se sont étendues, on les réunit dans un cahier formé de feuilles de baudruche (1) et on continue la percussion jusqu'à ce qu'elles soient arrivées au degré d'amincissement voulu.

Filière. — Quant à la *filière* (fig. 341), c'est une plaque rectangulaire ff d'acier fondu et très-dur, percée d'une série de trous ronds ou carrés, en progression décroissante, et disposée horizontalement avec beaucoup de solidité entre deux coulisses C, C placées au centre du *banc à tirer*. Le métal, amené d'abord à l'état de tiges rondes ou de cordes de 8 à 10 millimètres de diamètre au moyen de laminoirs à cannelures circulaires, est enroulé sur une bobine A; son extrémité libre est effilée, puis engagée dans le trou le plus grand de la filière, et saisie par une pince que tire une autre bobine B placée en regard de la première. Cette seconde bobine, légèrement conique, reçoit un mouvement de rotation de roues d'angle P, R dont l'axe est mu par une machine.

La filière offrant encore plus de résistance que la corde métallique, c'est celle-ci qui s'étend dans le sens de la longueur et s'amincit à mesure qu'elle s'enroule sur la bobine B. Lorsque toute la corde a passé par le premier trou, on la fait passer successivement à travers

(1) On donne le nom de *baudruche* à la membrane du boyau ou intestin de bœuf qui a été aminci à l'aide d'une solution alcaline très-faible, et qui jouit alors d'une grande souplesse en même temps que d'une notable ténacité. On en fait de petits ballons qu'on remplit d'hydrogène pour l'amusement des enfants,

tous les autres, en la reportant à chaque fois sur la bobine A, et en la soumettant de temps en temps au recuit pour éviter que le fil ne se casse.

C'est ainsi qu'on fait les cordes de laiton et d'acier pour les pianos, le

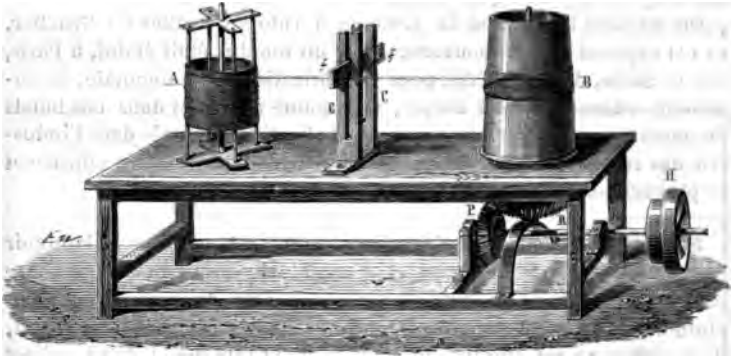


Fig. 341. — Filière.

fil de fer pour les treillages, le fil de laiton pour les toiles métalliques et les garde-feu, les fils d'argent et d'or pour les épaulettes, galons, brocarts, etc.

Suivant les Allemands, l'art de faire des fils d'or, d'argent, de fer, etc., a été inventé à Nuremberg, vers 1400, par un nommé Rudolphe. Il en fit longtemps un secret que son fils divulgua ensuite. D'autres prétendent que c'est un nommé Richard Archal qui fut le premier inventeur de la manière de tirer le fil de fer, d'où est venu le nom de *fil d'archal* (1).

Afin d'éviter que les métaux ne se gercent ou ne se déchirent pendant leur passage au laminoir ou à la filière, on a soin de les *recuire*, c'est-à-dire de les chauffer au rouge et de les laisser refroidir lentement. La chaleur diminue leur force de cohésion, écarte leurs molécules, et permet à celles-ci de glisser plus facilement les unes sur les autres.

(1) Le laminoir et la filière doivent avoir une origine beaucoup plus ancienne que celle qu'on admet généralement. Le minéralogiste Fournet pense que ces instruments remontent à une très-haute antiquité, puisqu'on a trouvé en Suisse, comme appartenant à l'âge du bronze, de petites tiges enroulées en tire-bouchons, qui n'ont pu être obtenues que par la filière, et, de plus, une fine lamelle d'or cannelée qui indique l'emploi du laminoir. Il croit donc que l'orfèvrerie naissante, que le premier âge de l'or, sont contemporains de l'âge de la pierre. . . . Peu de temps après la mort de Josué, Joab, de la tribu de Juda, fonda la vallée des Ouvriers, où l'on travaillait l'or et l'argent. On y fabriquait sans doute aussi ces liens d'airain dont parlent les Livres sacrés.



Ténacité. — La *ténacité* des métaux, c'est-à-dire la résistance que leurs molécules opposent à la rupture ou à l'écartement, est en rapport avec leur ductilité. On la mesure à l'aide d'un poids suspendu à l'un des bouts d'un fil métallique, d'un diamètre déterminé, poids que l'on augmente jusqu'à ce que le fil se casse. Les métaux présentent de très-grandes différences sous ce rapport. Le fer est le plus tenace, et le plomb le moins tenace des métaux, comme on le voit par le tableau suivant :

OMBRE DE KILOGRAMMES NÉCESSAIRES POUR ROMPRE UN FIL DE 2 MILLIMÈTRES DE DIAMÈTRE.

Fer.....	250	Nickel.....	48
Cuivre.....	137	Étain.....	16
Platine.....	125	Plomb, mesuré avant la	
Argent.....	85	rupture.....	12 1/2
Or.....	68	Plomb, mesuré après la	
Zinc.....	50	rupture.....	5 1/2

En général, les métaux forgés, c'est-à-dire travaillés au marteau, ou passés au laminoir ou à la filière, ont plus de ténacité que quand ils sont fondus et coulés en lingots.

Le fil de fer, passé à la filière et légèrement recuit, supporte un poids plus considérable que le fer en barres, à égalité de section ; aussi les faisceaux de fil de fer employés dans les ponts suspendus ont-ils une force extrême. Une corde formée de 30 fils de fer parallèles, ayant chacun seulement 3 millimètres de diamètre, peut supporter plus de 30,000 kilogrammes, d'après M. Person.

Goût et odeur. — Vous connaissez tous, Messieurs, les sensations désignées sous le nom de goût et d'odeur de cuivre, de fer, de plomb, d'étain. Ces sensations sont bien réelles, mais il est difficile de les expliquer. En général, on admet que les corps *sapides* doivent être *solubles*, que les corps *odorants* doivent être *volatils* ; ici, ni l'une ni l'autre de ces suppositions ne se réalise, mais le fait n'en reste pas moins certain.

Quelle qu'en soit la cause, l'odeur ou la saveur propre aux quatre métaux cités se fait remarquer d'une manière manifeste lorsqu'ils ont été frottés rapidement ou soumis au choc du briquet, de manière à élever un peu leur température. Comme ces métaux sont très-oxydables au contact de l'air humide, peut-être est-ce par suite d'un commencement d'oxydation qu'ils acquièrent de l'odeur et de la saveur. Peut-être aussi cette propriété est-elle vraiment étrangère au métal lui-même, et doit-elle être attribuée à quelque substance interposée. Vous verrez plus tard que les procédés métallurgiques fournissent toujours les métaux dont je parle souillés de quelques matières charbonneuses, qui pourraient bien contribuer à la production du phénomène dont il est ici question, phénomène d'autant plus singulier qu'il ne paraît pas être commun à tous les métaux.

Quelques-uns d'entre eux exhalent une odeur particulière lorsqu'ils sont en vapeurs : tel est, par exemple, l'antimoine, dont l'odeur rappelle alors celle de la graisse brûlée.

Cristallisation. — Presque tous les métaux peuvent cristalliser. Ils offrent, dans ce cas, des formes très-simples (*fig. 342*), l'*octaèdre A*, le *cube B*,

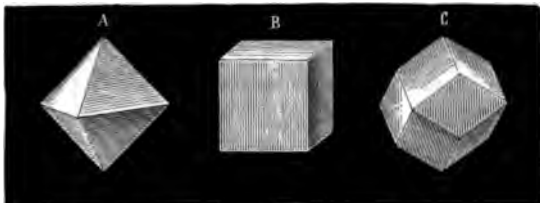


Fig. 342. — Formes cristallines dominantes des métaux.

le *dodécaèdre rhomboidal C*, et toutes leurs modifications. L'or, l'argent, le cuivre, se trouvent ainsi dans leurs mines. L'art offre le moyen d'avoir les autres dans cet état. Pour les uns, on arrive à ce résultat à l'aide de la volatilisation et de la condensation graduelle de leurs vapeurs. C'est ainsi qu'on agit pour le zinc et le magnésium. Pour d'autres, le bismuth, l'antimoine, le plomb, on les fond, on les laisse refroidir lentement, et on perce la croûte supérieure afin de faire écouler les parties intérieures encore liquides. On trouve alors sur les parois des vases de belles cristallisations régulières (*fig. 343*).



Fig. 343. — Cristallisation du bismuth par fusion et refroidissement.

Enfin, pour presque tous, on peut recourir à la décomposition de l'un de leurs composés solubles par un faible courant électrique. En voici la preuve :

Soit une dissolution de chlorure d'étain (fig. 344). J'y fais plonger les deux fils opposés d'une pile voltaïque en activité, en les plaçant à une petite distance l'un de l'autre. Presque aussitôt la décomposition du composé métallique par le courant électrique a lieu, et ce qui le prouve, c'est qu'autour de l'un des fils (celui qui communique avec le pôle négatif), on voit bientôt se déposer de jolies aiguilles ou des feuilles d'étain dans son plus grand état de pureté. Le chlore, devenu libre,



Fig. 344. — Décomposition du chlorure d'étain par la pile voltaïque.

va se rendre, pendant ce temps, à l'autre fil, c'est-à-dire au pôle positif ; mais comme il est soluble dans l'eau, on ne l'aperçoit pas.

Structure. — La structure des métaux, ou la disposition intérieure de leurs parties, qui n'est qu'une suite de l'arrangement symétrique que leurs molécules ont pris pendant le refroidissement qui a suivi leur fusion, varie beaucoup. Ainsi, le fer a une structure *fibreuse*, c'est-à-dire que la masse est formée par la réunion d'une infinité de petites fibres qui ne sont autre chose que des cristaux très-déliés accolés les uns aux autres. L'étain a une structure *grenue*. L'antimoine, le bismuth, le zinc ont une structure *lamelleuse*, c'est-à-dire que leur masse est formée par l'agrégation de facettes ou lames cristallines plus ou moins développées, etc.

Cette disposition intérieure des parties d'un métal peut être modifiée par des actions mécaniques agissant, tantôt violemment, tantôt d'une manière peu intense, mais continue. Le fer surtout offre de fréquents exemples de ce phénomène ; de fibreux et *nerveux* qu'il était, il devient grenu et cristallin, et alors il a perdu une grande partie de sa ténacité, il est même cassant. C'est ce qui arrive dans les essieux de voitures ou de locomotives qui se cassent parfois brusquement ; dans toutes les tiges métalliques ou les barres qui sont soumises à des vibrations instantanées ; dans les chaînes ou câbles qui éprouvent de violentes secousses. Martelez sur une enclume un lingot de zinc, il perdra

bientôt sa structure lamelleuse, deviendra grenu et friable. Ces mouvements moléculaires doivent être pour beaucoup dans ces brisements, ces ruptures qui arrivent si fréquemment dans certaines pièces métalliques de nos ateliers industriels, et qu'on a rapportés jusqu'ici, d'une manière empirique, à des *pailles* ou à des *chambres*, ou à un défaut d'homogénéité dans la masse métallique.

Action de la chaleur. — La chaleur appliquée aux métaux produit des phénomènes de différents genres. Elle les traverse en les dilatant, les volatilise ou les fond.

1° *Conductibilité.* — De tous les corps simples et composés, ce sont ceux qui conduisent le mieux la chaleur ; mais cette propriété varie dans des limites très-étendues. Le tableau suivant, qui résume les expériences de Despretz, indique les rapports approximatifs de conductibilité de quelques solides, le pouvoir conducteur de l'or étant pris comme terme de comparaison et représenté par 1000 :

Or.....	1000	Étain.....	304
Platine.....	981	Plomb.....	179
Argent.....	973	Marbre.....	24
Cuivre.....	898	Porcelaine.....	12
Fer.....	374	Terre à fourneau.....	11
Zinc.....	363	Charbon.....	27,

Dans certaines applications industrielles des métaux, notamment dans la construction des appareils destinés à évaporer ou à distiller les liquides, cette inégalité de conductibilité doit être prise en grande considération, puisque la quantité de liquide évaporé ou distillé dans un temps donné est d'autant plus grande que le métal qui forme l'appareil a un pouvoir conducteur plus considérable. Voilà pourquoi on préfère le cuivre au fer ou à la tôle, bien que son prix soit plus élevé, parce qu'il conduit près de deux fois et demie mieux la chaleur que le second.

2° *Volatilité.* — Il n'y a qu'un petit nombre de métaux qui puissent se volatiliser et distiller à la manière du soufre. De ce nombre sont :

Le mercure.....	qui se volatilise à + 360° ;
Le cadmium.....	— à 860° ;
Le sodium.....	— au rouge naissant ;
Le potassium.....	— un peu au-dessus ;
Le zinc.....) — à 1040°.
Le magnésium.....	

On peut donc profiter de cette propriété pour isoler ces métaux de ceux avec lesquels ils pourraient se trouver mélangés ou combinés.

Plusieurs autres métaux, qui sont fixes en vases clos et aux températures les plus élevées, sont susceptibles cependant de fournir des vapeurs plus ou moins abondantes, quand on les calcine fortement



au contact de l'air : tels sont l'antimoine, le bismuth, le plomb, etc.

3° *Fusibilité.* — Les métaux peuvent tous éprouver la fusion par la chaleur ; mais les températures auxquelles ils se liquéfient sont extrêmement variables, comme vous allez le voir par le tableau suivant :

Mercure.....	— 39°,5	Aluminium.....	} entre la fusion du zinc et celle de l'argent.
Rubidium.....	+ 38°,5		
Potassium.....	58°	Argent.....	+ 1022°
Sodium.....	90°	Cuivre.....	1092°
Lithium.....	180°	Or.....	1102°
Étain.....	228°	Fonte grise. ...	1587°
Bismuth.....	246°	Acier.....	} entre la fonte et le fer.
Thallium.....	290°		
Plomb.....	322°	Manganèse.....	id.
Indium.....	334°	Nickel.....	id.
Cadmium.....	360°	Cobalt.....	id.
Zinc.....	410°	Fer forgé.....	2118°
Magnésium.....	températ. voisine.	Palladium.....	} au feu de forge le plus violent.
Antimoine.....	425°		
Strontium.....	} un peu au-dessous de la chaleur rouge.	Platine.....	2000°
Baryum.....			
Glucynium.....	} entre la fusion du zinc et celle de l'aluminium.		

Comme les métaux sont très-bons conducteurs de la chaleur, ils entrent presque aussitôt en fusion au centre qu'à la surface, et ils passent tout d'un coup de l'état solide à celui d'une parfaite liquidité.

Il en est, cependant, plusieurs qui résistent, sans changer d'état, à la chaleur des meilleurs fourneaux de forge, et qui ne peuvent être fondus qu'à l'aide de grands miroirs ardents, ou de flammes activées par un jet d'oxygène, ou de chalumeaux alimentés par l'oxygène et l'hydrogène. On leur donne le nom de *métaux réfractaires*. Ce sont :

Molybdène,	Titane,	Rhodium,
Uranium,	Cérium,	Platine,
Tungstène,	Osmium,	Colombium,
Chrome,	Iridium,	Ruthénium.
Vanadium,		

Action de l'électricité. — Les métaux sont aussi bons conducteurs de l'électricité que du calorique, mais ils présentent encore entre eux, sous ce rapport, de très-grandes différences, ainsi que vous allez le voir par le tableau suivant dû à M. Becquerel :

Cuivre.....	1000	Fer.....	158
Or.....	936	Étain.....	155
Argent.....	736	Plomb.....	83
Zinc.....	285	mercure.....	34,5
Platine.....	164	Potassium.....	13,3

Mais dès que leur surface ne suffit plus à l'écoulement de l'électricité, celle-ci pénètre dans leur intérieur, les chauffe, et quelquefois

les fond ou les volatilise. Elle agit donc, dans ce cas, comme la chaleur accumulée, et produit même des effets plus remarquables, puisqu'un grand nombre d'entre eux sont brûlés avec un vif éclat au contact de l'air et réduits en vapeur. Ainsi, les métaux suivants, réduits en fils minces et soumis à la décharge d'une forte batterie voltaïque, présentent les phénomènes ci-après indiqués :

Fer.....	ignition avec lumière	blanche très-vive.
Etain.....	—	d'un blanc bleuâtre.
Zinc.....	—	blanche mêlée de bleu et de rouge.
Plomb.....	—	bleuâtre ou purpurine.
Argent.....	—	verte.
Cuivre.....	}	d'un blanc bleuâtre.
Or.....		

Children, à l'aide d'une batterie puissante, a opéré la fusion des métaux les plus réfractaires, tels que l'iridium, l'alliage d'osmium et d'iridium, etc.

Quelques métaux seulement sont attirables à l'aimant, à savoir : le fer, le nickel, le cobalt, le chrome, l'aluminium (*fig. 345*). Je les nomme



Fig. 345. — Action du barreau aimanté sur le fer.

dans l'ordre de leur faculté magnétique décroissante. C'est le fer combiné naturellement avec l'oxygène, ou artificiellement avec le charbon, qui constitue les *aimants naturels et artificiels*.

Action des métaux en masse poreuse sur les mélanges de gaz.

— La plupart des métaux possèdent une propriété fort curieuse, qui a été signalée, pour la première fois, en 1823, par Dœbereiner, professeur de chimie à l'université d'Iéna. C'est de pouvoir déterminer l'inflammation du gaz hydrogène et de tous les autres gaz inflammables au contact de l'air, en opérant leur combinaison avec l'oxygène atmosphérique. Ce qu'il y a de plus singulier dans cet effet, c'est que les métaux n'interviennent là que mécaniquement, car ils ne contractent aucune union, soit avec les gaz qui sont en présence, soit avec les composés qui prennent naissance. Qu'on dirige sur quelques grains



de platine en poudre ou en masse spongieuse un courant d'hydrogène à travers l'air, le métal rougit presque aussitôt, enflamme le gaz, de l'eau se produit, sans que le platine change d'aspect, augmente ou diminue de poids.

Beaucoup d'autres métaux agissent comme le platine, mais à l'aide d'une température comprise entre 100° et 350°. Il en est de même du charbon, de la pierre ponce, de la porcelaine, du verre, etc. Ces différentes substances opèrent d'autant mieux qu'elles ont des formes plus anguleuses. Dans tous les cas, elles ne rougissent jamais et n'enflamment point le gaz comme le font les métaux. Ceux-ci perdent promptement, au contact de l'air, cette propriété; mais on la leur rend, et même à un plus haut degré, en les chauffant jusqu'au rouge dans un creuset, ou en les faisant rougir au moyen d'un courant d'hydrogène enflammé.

Briquet de Dœbereiner. — On a tiré parti de la découverte de Dœbereiner pour construire une *lampe hydroplatiniqne ou briquet à gaz hydrogène*, aussi simple que commode, dont voici la figure et la description (fig. 346):

Dans un bocal A, pourvu d'un couvercle en cuivre jaune auquel est soudée une cloche renversée D, on met de l'eau acidulée par l'acide sulfurique (6 parties d'eau contre 1 d'acide concentré). Un morceau de zinc B est suspendu à un fil de cuivre, dans l'intérieur de cette cloche, et c'est par son immersion dans l'eau acidulée du bocal que se produit le gaz hydrogène qui s'accumule dans la cloche en déplaçant l'eau. Lorsqu'on ouvre le robinet Er, placé au-dessus du



Fig. 346. — Briquet de Dœbereiner.

couvercle, le gaz, en s'échappant par un tuyau capillaire F, va, sous forme de courant, frapper l'éponge de platine qui est renfermée dans une petite cage G, supportée également par le couvercle. L'éponge s'échauffe, rougit et enflamme le gaz. En même temps, l'eau remonte dans la cloche, agit de nouveau sur le zinc, reproduit du gaz hydrogène qui refoule encore le liquide, et ainsi de suite. On a donc, par ce moyen, une source d'hydrogène qui ne tarit que lorsque l'eau n'est plus acide et que le zinc a disparu. En les renouvelant l'un et l'autre, le briquet est remis en état pour un temps assez long.

Un mouvement de crémaillère *s*, placé sur le couvercle et obéissant à la pédale *l* du robinet, fait avancer une petite lampe *M* juste au-devant de la flamme du gaz ; la mèche prend immédiatement feu et procure ainsi de la lumière. En interrompant le courant de gaz, la lampe revient à sa position première.

Malheureusement il faut changer très-souvent l'éponge de platine, ou au moins la chauffer au rouge ou la tremper dans l'acide azotique, parce qu'elle perd assez promptement la faculté d'enflammer le gaz hydrogène.

L'état de ténuité ou de porosité plus ou moins considérable dans lequel se trouvent les métaux influe d'une manière assez notable sur la facilité avec laquelle ils peuvent opérer l'union des gaz à certaines températures. Plus ils sont poreux, mieux ils agissent. Voilà pourquoi on emploie dans la construction du briquet de Dœbereiner, le platine en masse spongieuse ou à l'état d'éponge, comme on dit vulgairement.

Propriétés chimiques. — Le caractère chimique qui distingue particulièrement les métaux des métalloïdes est de former avec l'oxygène des combinaisons *basiques* susceptibles de produire des sels en s'unissant aux oxacides.

Je n'ai pas à revenir ici sur l'action de l'oxygène sur les métaux, ni sur celle de l'eau, puisqu'il en a été question suffisamment à propos de la classification. Retenez ce principe général absolu : c'est qu'un métal n'est soluble dans l'eau ou dans un oxacide qu'autant qu'il est oxydé.

Action de l'air. — Mais il est une circonstance particulière que présente l'action de l'air sur les métaux. Dans quelques cas, le produit auquel elle donne lieu est, non un oxyde pur, mais un carbonate plus ou moins hydraté, ce qui dépend de l'existence dans l'air libre de l'acide carbonique, de la vapeur d'eau, et de l'absorption de ces deux corps par l'oxyde formé d'abord.

La couche verdâtre qui se dépose à la surface des statues de bronze et des autres objets en cuivre, n'est autre chose que du carbonate hydraté de cuivre (*vert-de-gris*), produit de cette manière.

La couche blanche terreuse qu'on remarque sur le plomb des bassins immédiatement au-dessus de la ligne d'eau, est du carbonate et de l'hydrate de plomb.

Le potassium, le sodium, le zinc, etc., que l'on chauffe au contact de l'air libre, donnent des oxydes qui sont toujours mêlés de carbonates. Je vous ferai remarquer qu'à une température élevée, il n'y a que le potassium, le sodium, le lithium et le baryum qui soient susceptibles d'absorber tout à la fois l'oxygène et l'acide carbonique de l'air, par la raison que les carbonates des autres bases ne peuvent persister à de hautes températures.

Inflammation spontanée. — L'état d'agrégation des particules



d'un métal a singulièrement d'influence sur son oxydabilité par le contact de l'air. C'est ainsi que les métaux, comme le fer, le cobalt, le nickel, etc., qui, lorsqu'ils sont en masses denses, n'éprouvent que très-peu d'altération par l'air ou l'oxygène, à la température ordinaire, s'enflamment spontanément et s'oxydent dans ce cas, lorsqu'ils sont dans un grand état de division et que leurs particules sont elles-mêmes très-poreuses. Presque tous les métaux réduits par l'hydrogène, même le cuivre, sont *pyrophoriques* (fig. 347), en raison de leur grande division, d'après Magnus, et ce phénomène s'explique comme l'inflammation spontanée du charbon très-divisé des poudreries.



Fig. 347. — Inflammation spontanée du fer réduit par l'hydrogène.

Action des métalloïdes. — Il en est des autres métalloïdes comme de l'oxygène ; ils ne manifestent pas la même tendance pour tous les métaux indistinctement. S'il en est, en effet, qui peuvent s'unir avec presque tous ces corps et former des composés à proportions définies, il en est d'autres aussi qui ne paraissent pouvoir se combiner qu'avec un petit nombre d'entre eux, jamais ou presque jamais d'une manière directe, et souvent sans suivre de proportions déterminées.

On peut donc faire deux groupes distincts des métalloïdes, d'après cette manière d'être :

I.
Métalloïdes ne s'unissant qu'à quelques métaux, rarement d'une manière directe :

Hydrogène,
Bore,
Carbone,
Silicium,
Tellure,
Azote,
Fluor ?

II.
Métalloïdes s'unissant à presque tous les métaux, et d'une manière directe :

Chlore,
Brome,
Iode,
Soufre,
Sélénium,
Phosphore,
Arsenic.

Le chlore, le brome, l'iode et le soufre sont surtout ceux qui agissent avec le plus d'énergie. La combinaison se fait toujours avec un fort dégagement de chaleur, souvent avec ignition, même à la température ordinaire pour quelques-uns. Ainsi :

Le chlore enflamme :

1° A la température ordinaire : potassium, antimoine, bismuth (fig. 348) ;

2° *A l'aide de la chaleur* : sodium, zinc, fer, étain, manganèse, cobalt, cuivre, mercure, etc.

Le brome enflamme à froid : potassium, étain, antimoine.

Le soufre s'unit avec lumière aux métaux de la 1^{re} et de la 5^e section (fig. 349).

Les composés binaires qui résultent de l'union des métalloïdes avec les métaux sont excessivement nombreux. Les chimistes sont parvenus à les distinguer les uns des autres à l'aide d'un système de nomenclature fort simple. Ils donnent une terminaison en *ure* au nom du métalloïde combiné à un métal, et ils font suivre ce nom ainsi modifié du

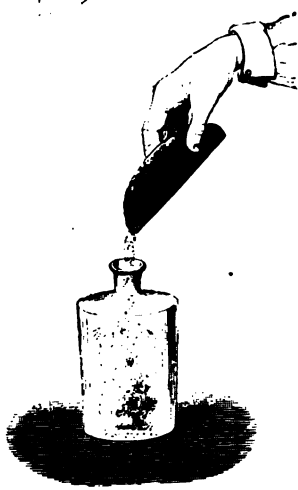


Fig. 349. — Inflammation de l'antimoine dans le chlore.

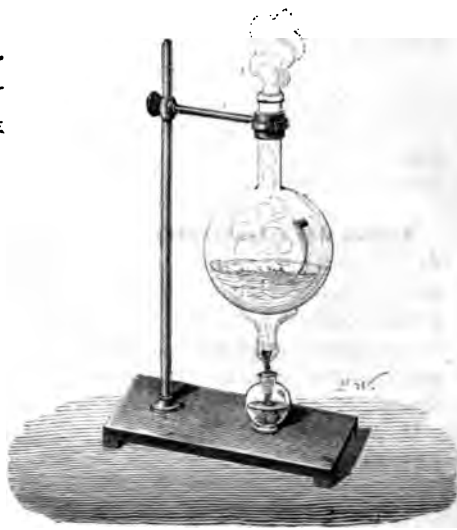


Fig. 349. — Combustion du cuivre dans le soufre fondu.

nom du métal. Ainsi, pour désigner le composé formé par l'union du phosphore et du cuivre, ils disent *phosphure de cuivre*; pour le composé du chlore et du mercure, *chlorure de mercure*, etc.

D'après cela, les composés de :

L'arsenic	avec un métal s'appellent	des	ARSÉNIURES.
L'azote	—	—	des AZOTURES.
Du bore	—	—	des BORURES.
Du brome	—	—	des BROMURES.
Du carbone	—	—	des CARBURES.
Du chlore	—	—	des CHLORURES.
Du fluor	—	—	des FLUORURES.
De l'hydrogène	—	—	des HYDRURES.
De l'iode	—	—	des IODURES.



DES MÉTAUX.

35

Du phosphore	—	—	des PHOSPHURES.
Du sélénium	—	—	des SÉLÉNIURES.
Du silicium	—	—	des SILICIURES.
Du soufre	—	—	des SULFURES.
Du tellure	—	—	des TELLURURES.

Lorsque les composés possèdent des propriétés analogues à celles des acides, la terminaison *ure* est changée en *ide*. C'est ainsi qu'on dit *chloride* de mercure, *iodide* de mercure, pour le chlorure et l'iodure de mercure qui sont acides.

Ordinairement le même métalloïde peut s'unir avec un métal en plusieurs proportions fixes. Dans ce cas, on désigne les divers composés de la même manière que les divers oxydes d'un même corps simple. On dit donc :

Protosulfure de fer, pour le composé le moins sulfuré ;

Sesquisulfure de fer, pour celui qui contient une fois et demie autant de soufre que le premier ;

Bisulfure de fer, pour celui qui en contient deux fois autant.

DIX-NEUVIÈME LEÇON

DES MÉTAUX (SUITE).

Sommaire. — Des *alliages* et *amalgames*. — Action des acides, et spécialement de l'acide azotique sur les métaux. — Applications. — De la gravure sur cuivre. — De l'eau *régale* et de ses emplois. — Des oxydes métalliques. — Des *alcalis* et des *terres* de l'ancienne chimie. — Propriétés générales des oxydes métalliques. — Préparation du gaz oxygène. — Procédé de Berzelius et Dulong pour la synthèse de l'eau. — Des *hydrates*. — Des *sels*. — Règles de nomenclature pour ces composés. — Coup d'œil sur l'ancienne et la nouvelle nomenclature.

Alliages. Amalgames. — Les métaux, en se combinant entre eux, donnent naissance à une nouvelle classe de composés qui portent le nom générique d'ALLIAGES. Chaque alliage se distingue en particulier par le nom des métaux qu'il renferme. Exemples : *alliage d'étain et de plomb*, *alliage d'or et d'argent*, etc. On a fait une exception à cette règle en appliquant aux alliages dont le mercure fait partie l'ancienne expression *amalgume*, créée par les alchimistes du moyen âge. On dit donc *amalgume d'étain*, *amalgume de bismuth*, et non *alliage de mercure et d'étain*, etc.

Les alliages métalliques peuvent être considérés, relativement à l'industrie, comme des métaux nouveaux possédant des propriétés spéciales et presque toujours différentes de celles qui appartiennent aux métaux qui les constituent. En voyant le nombre si considérable des métaux connus, on peut se demander tout d'abord pourquoi on a songé à en produire ainsi de nouveaux. Il est facile de comprendre et de justifier l'invention des alliages.

Sur les 50 métaux connus, il est à remarquer que 11 seulement peuvent être employés seuls, à savoir :

Le fer,	Le plomb,	L'or,
Le platine,	Le cuivre,	L'argent,
Le mercure,	L'étain,	Le palladium.
L'aluminium,	Le zinc,	

Ce sont, en effet, les seuls qui joignent à un prix accessible certaines propriétés précieuses, telles que la ductilité, la malléabilité, la ténacité, l'inaltérabilité à l'air. Le platine a surtout pour lui son infusibilité, tandis que le plomb, l'étain, le zinc, rendent de nombreux services par leur fusibilité ; la liquidité du mercure le rend propre à une foule d'emplois. Mais comme, en définitive, chacun de ces métaux ne possède les qualités qui lui sont propres que dans certaines limites, et qu'il ne peut satisfaire à toutes les nécessités de l'industrie, on a senti de bonne heure le besoin de modifier plus ou moins les qualités essentielles de chaque métal, et on y est parvenu en lui associant un ou plusieurs métaux dans des proportions déterminées.

Ainsi que je vous l'ai déjà dit, on durcit l'or et l'argent de manière à les rendre applicables à la fabrication des monnaies, des ustensiles et des bijoux, en y combinant une certaine quantité de cuivre.

Ce dernier métal ne pourrait servir à la confection des bouches à feu ou des canons, parce qu'il est trop mou ; on le rend propre à cette usage en y alliant 10 p. 100 d'étain : on en fait alors le *bronze*. Si c'est 20 p. 100 d'étain qu'on y ajoute, on en fait une autre espèce de *bronze* éminemment élastique et sonore, qu'on utilise à la confection des cloches, des timbres d'horlogerie et des instruments de musique.

Pour la confection des caractères d'imprimerie, le plomb serait trop mou, l'antimoine trop cassant. Leur union fournit un métal parfait pour cette application.

Le plomb et l'étain sont des métaux fusibles ; toutefois ils ne le sont pas à des températures assez basses pour certaines applications, telles que les *polytypages* métalliques. Au moyen du bismuth, on obtient plusieurs alliages ternaires dont la fusibilité est inférieure à 100° (*fig.* 350), et en rapport avec les proportions du bismuth.

C'est une chose bien digne de remarque que l'influence exercée sur les propriétés d'un métal par les quantités les plus faibles d'un autre. Ainsi, des traces de cuivre, ou de plomb, ou de fer, ou d'étain, ou de



mercure, diminuent la dureté du zinc à un degré plus ou moins prononcé, et favorisent ou retardent sa solution dans les acides. Un peu de cuivre et de fer la favorisent; le mercure et, après lui, le plomb la retardent, au contraire. Le zinc du commerce, n'étant presque jamais exempt de plomb, est donc plus propre à la construction des appareils voltaïques que le zinc purifié, qui se dissout trop rapidement dans l'acide sulfurique.

Vous le voyez par ces quelques exemples, le champ des applications des métaux s'agrandit indéfiniment par leur association mutuelle, et vous pouvez prévoir que le nombre des alliages ira sans cesse en augmentant avec les progrès de l'industrie.

En tenant compte des métaux qui ne peuvent être employés qu'à l'état d'alliages, et qui sont au nombre de 4, à savoir : l'antimoine, le bismuth, le nickel et l'iridium, on voit qu'en somme il n'y a que 15 métaux dont les arts et l'économie domestique tirent parti.

La combinaison des métaux entre eux se fait rarement en proportions constantes ou définies. Les alliages régulièrement cristallisés, et c'est le plus petit nombre, sont dans ce cas. Les alliages amorphes doivent être considérés comme des composés à proportions définies, disséminés ou dissous dans un métal en excès; d'où

il suit que la masse d'un alliage amorphe est rarement homogène.

C'est surtout lorsqu'on coule une grande quantité d'un alliage quelconque dans des moules, et que le refroidissement est lent à se produire, qu'il s'opère, dans la masse, des séparations de ces composés cristallins, et que, même, le métal le plus lourd tend à s'isoler des autres et à gagner la partie inférieure du bain. On cherche à remédier, autant que possible, à ce grave inconvénient, en remuant fortement ou en *brassant*, comme l'on dit en termes techniques, le mélange des métaux fondus avant et pendant la coulée. Pour obtenir plus d'homogénéité dans l'alliage, on le soumet souvent à une nouvelle fusion.

J'abrège à dessein ces généralités, me réservant de vous parler des propriétés et des usages des alliages les plus importants, lorsque je ferai l'étude spéciale des métaux usuels.

J'étudierai avec soin, au contraire, l'action des acides sur ces corps simples, car cette question est du plus haut intérêt, en raison des ap-



Fig. 350. — Fusion à 100° des alliages de bismuth.

plications nombreuses qui en découlent. Il faut distinguer ici l'action des oxacides de celle, toute différente, des hydracides.

Action des oxacides. — Les oxacides agissent sur les métaux en raison de l'oxygène qu'ils contiennent. Ils le cèdent à ces corps en totalité ou en partie, et les oxydes formés s'unissent, le plus ordinairement, avec une partie de l'acide qui est en présence : de là, une nouvelle classe de composés qu'on comprend sous le nom générique de SELS.

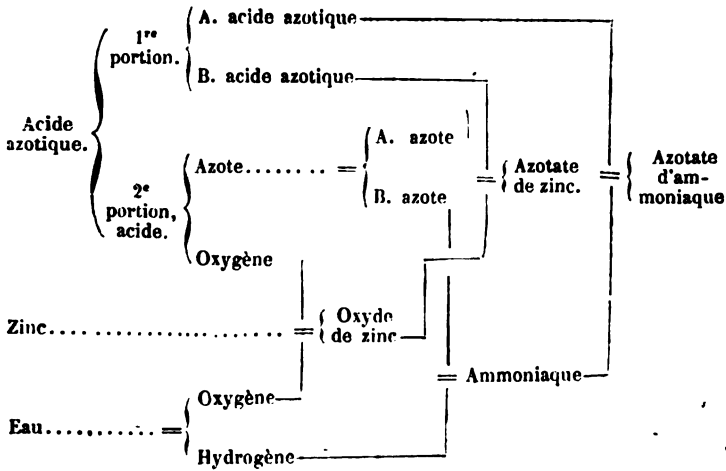
Mais les métaux des six sections ne décomposent pas indifféremment tous les oxacides. Il est beaucoup de ces derniers qui ne sont attaqués que par les métaux les plus oxydables, c'est-à-dire par ceux des premières sections. Tels sont, par exemple, les acides carbonique, phosphorique et sulfureux. Les acides sulfurique, azotique, hypoazotique, chlorique, etc., réagissent, au contraire, sur presque tous les métaux.

L'action de l'acide azotique sur certains d'entre eux, tels que le potassium, le sodium, le zinc, le fer, l'étain, est tellement violente et rapide, même à la température ordinaire, qu'il en résulte souvent des explosions (*fig. 351*). Cela a lieu surtout quand on opère sur une quantité notable d'acide dans des vases à petit orifice, les gaz ne trouvant pas d'issue assez large pour leur sortie. La température du liquide s'élève considérablement ; le potassium devient même incandescent. L'acide cédant, dans tous les cas, au métal tout ou partie de son oxygène, vous concevez que les gaz qui sont le produit de cette réaction doivent consister ou en azote, ou en protoxyde, ou en deutoxyde d'azote. Ce dernier apparaissant plus fréquemment que les autres, il en résulte que la dissolution des métaux dans l'acide azotique est ordinairement accompagnée de vapeurs nitreuses ou rutilantes. Vous devez vous rappeler que le deutoxyde d'azote se transforme subitement, par le contact de l'air, en acide hypoazotique.

Fig. 351. — Réaction de l'étain sur l'acide azotique.



Dans la réaction de l'acide azotique sur les métaux très-oxydables, il y a toujours production d'azotate d'ammoniaque, par suite de la décomposition de l'eau de constitution de l'acide. L'hydrogène de celle-ci, rencontrant l'azote à l'état naissant, s'y combine et donne naissance à de l'ammoniaque, base puissante, comme vous le savez, qui neutralise une certaine quantité d'acide. La légende suivante vous aidera à comprendre cette réaction assez compliquée ; je prends le zinc comme exemple :



L'acide azotique agit sur tous les métaux, moins 12, qui sont :

- | | | |
|---------------|-------------|---------------|
| L'aluminium, | Le titane, | L'or, |
| Le chrome, | Le cérium, | Le platine, |
| Le tungstène, | L'osmium, | L'iridium, |
| Le colombium, | Le rhodium, | Le ruthénium. |

Comme il les dissout tous en les convertissant en sels, excepté toutefois l'étain et l'antimoine, qui passent à l'état d'oxydes insolubles, c'est ordinairement cet acide qu'on emploie quand il s'agit d'avoir une dissolution métallique. Ainsi, à chaque instant, dans nos ateliers d'indiennes, on dissout le cuivre, le fer, le plomb, le zinc, dans l'acide azotique, pour obtenir des dissolutions qu'on épaissit et qu'on mêle aux autres ingrédients des couleurs ou des réserves. Ainsi, dans les fabriques de produits chimiques ou dans les laboratoires des pharmaciens, on dissout, dans le même acide, le bismuth, le mercure et l'argent, pour préparer ensuite les produits qui portent les noms vulgaires de *blanc de fard*, de *précipité rouge* et de *Pierre infernale*.

La gravure à l'eau forte est encore un art qui repose sur la propriété que possède l'acide azotique de dissoudre les métaux. On étale une mince couche de vernis à la cire à la surface d'une planche de cuivre parfaitement plane, bien polie et exactement nettoyée. On transporte sur cette planche le calque d'un dessin obtenu au moyen du papier verni. A l'aide d'une pointe aiguë, on enlève le vernis sur toutes les lignes qui ont été formées par l'opération du décalque. On met ainsi à nu la surface du cuivre, en sorte que le dessin est reproduit fidèlement sur la planche en linéaments dorés. On laisse séjourner alors sur la planche de métal ainsi préparée, et garnie sur tous ses bords d'un

bourrelet de cire qui en forme une espèce de capsule, de l'eau-forte, c'est-à-dire de l'acide azotique à 26° étendu de son volume d'eau. Cette liqueur attaque le métal partout où sa surface a été mise à nu par la pointe, *mord* peu à peu, c'est-à-dire dissout une partie du métal et détermine des creux sur tous les traits du dessin, et seulement dans ces parties, puisque le reste de la planche est préservé de l'action de l'acide par le vernis qui le recouvre.

Lorsque l'eau-forte a assez mordu, on la fait écouler, on lave la planche, on enlève la bordure, on fait dissoudre le vernis à l'aide d'essence de térébenthine, et on nettoie bien le cuivre. On a ainsi sur le métal un dessin en creux dont on peut multiplier facilement les empreintes par les moyens de l'impression (1).

Avec l'acide sulfurique, qui attaque tous les métaux, moins 13, savoir : les 12 sur lesquels l'acide azotique n'agit pas, et en outre le palladium, l'oxydation des métaux est tantôt déterminée par l'oxygène de l'eau qui se décompose, tantôt par l'oxygène d'une partie de l'acide qui passe à l'état d'acide sulfureux.

Les métaux des trois premières sections, le potassium, le sodium, le magnésium, le zinc, le fer, etc., qui se dissolvent à froid dans l'acide sulfurique, donnent lieu à un dégagement de gaz hydrogène, ce qui indique bien la décomposition de l'eau que contient cet acide. Je mets en évidence ce dégagement d'hydrogène, en approchant une allumette enflammée de chaque bulle de gaz qui vient crever à la surface du liquide.

Rappelez-vous, Messieurs, ce que je vous ai dit en traitant de la préparation du gaz hydrogène, et vous connaîtrez les phénomènes qui se produisent avec les autres métaux des trois premières sections.

Tous les autres, qui n'agissent sur cet acide qu'à une température comprise entre 100° et 200°, ne produisent qu'un dégagement d'acide sulfureux, et, comme dans le premier cas, le métal oxydé, en se combinant au reste de l'acide sulfurique, constitue un sel qu'on appelle *sulfate*. Songez à la préparation de l'acide sulfureux par le moyen du mercure, et vous vous formerez une idée exacte de l'action des autres métaux sur l'acide sulfurique; aussi peut-on les substituer indifféremment au mercure pour l'extraction du gaz sulfureux.

Action des hydracides. — Les hydracides n'ont pas, en général, sur les métaux, une action aussi énergique que les oxacides; ils n'opèrent même la dissolution que des métaux des trois premières sections,

(1) L'art d'imprimer sur métal est dû à l'Italie. Cette invention eut lieu dans la ville de Florence, en 1452, et son berceau fut l'atelier du célèbre Thomas Finiguerra.

La gravure sur cuivre à l'eau-forte est due à Wenceslas d'Olmütz, dont il existe, au *British Museum*, une gravure très-curieuse représentant une figure allégorique et satirique, avec la date de 1496.

c'est-à-dire des plus oxydables. Ils abandonnent leur hydrogène, qui apparaît sous forme de gaz, et leur autre élément, en s'unissant aux métaux, produit des composés binaires : des *sulfures métalliques*, si c'est l'acide sulfhydrique qu'on emploie; des *chlorures métalliques*, si c'est l'acide chlorhydrique.

Je vous ai déjà fait voir l'action de l'hydrogène sulfuré gazeux ou dissous sur les métaux, qui noircissent habituellement par son contact.

Voici maintenant du zinc, du fer, de l'étain que je traite par l'acide chlorhydrique (fig. 352). Une vive effervescence se produit par le dégagement du gaz hydrogène, dont le volume

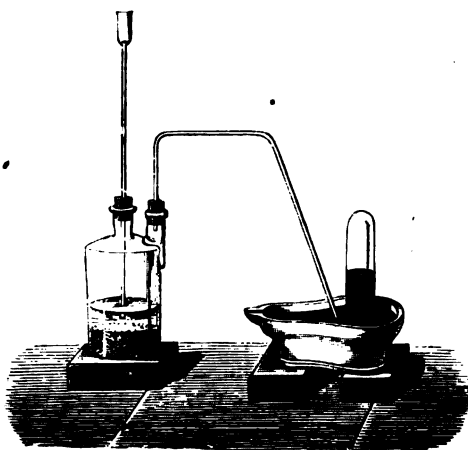


Fig. 352. — Action de l'acide chlorhydrique sur le zinc, le fer et l'étain.

sera exactement égal à la moitié de celui de l'acide chlorhydrique employé, et les métaux vont disparaître en se convertissant en *chlorures de zinc, de fer, d'étain*, solubles dans l'eau. C'est ainsi qu'on se procure le protochlorure d'étain, qui est connu, dans nos ateliers de teinture et d'indiennes, sous le nom de *sel d'étain*.

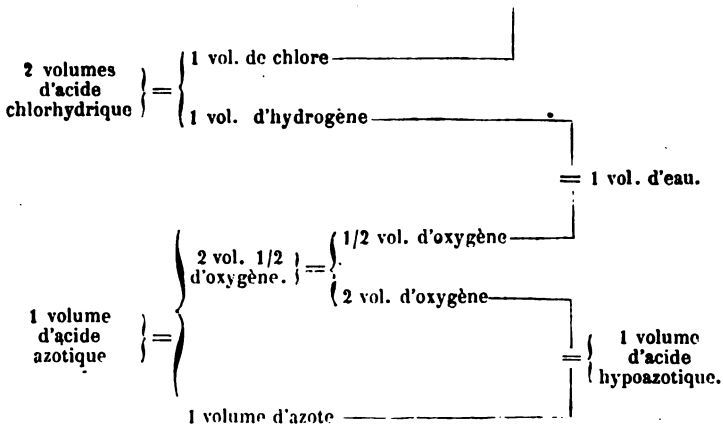
Eau régale. — Il est des métaux qui sont inattaquables par les oxacides et les hydracides. Pour les dissoudre, on a recours à un liquide puissant, dont la connaissance est due aux alchimistes, qui l'ont nommé EAU RÉGALE, parce que c'est lui qu'ils employaient pour dissoudre l'or, ou le *roi des métaux* (1).

On prépare cette eau régale en mêlant 1 partie d'acide azotique à 35° et 4 parties d'acide chlorhydrique à 22°. Quand elle est destinée à la préparation des dissolutions d'étain pour la teinture, les proportions des deux acides varient à l'infini, suivant les cas où on l'applique, et, plus souvent encore, suivant le caprice de l'opérateur; aussi, dans chaque atelier, trouve-t-on une recette différente. Souvent, en place d'acide chlorhydrique, on emploie du sel marin ou du sel ammoniac, qui agissent de la même manière.

(1) L'Arabe Geber est le premier qui ait fait mention de l'eau régale. Il la préparait en ajoutant à de l'eau-forte un quart de sel ammoniac.

Longtemps on a considéré l'eau régale comme un simple mélange des deux acides qui servent à la préparer; aussi l'appelait-on *acide nitromuriatique*, *acide hydrochloronitrique*. On sait aujourd'hui qu'elle se compose d'eau, de chlore et d'acide hypoazotique, par suite de la réaction qui s'établit entre les deux acides aussitôt qu'on les mêle.

L'acide chlorhydrique, au moyen de son hydrogène, enlève à l'acide azotique assez d'oxygène pour le ramener à l'état d'acide hypoazotique; il se forme donc en même temps de l'eau, et le chlore devient libre. C'est à cause de cela que le mélange des deux acides se colore immédiatement en jaune, et que, par une douce chaleur, il dégage beaucoup de chlore et de vapeurs rutilantes. Voici dans quelles proportions les deux acides doivent être mêlés pour que leur réaction soit complète :



L'eau régale des laboratoires, au moment où elle vient d'être faite, doit être considérée comme un mélange de chlore, d'acide hypoazotique, d'acides azotique et chlorhydrique étendus d'eau. Mais quand elle est ancienne, les acides étant totalement décomposés, elle n'est plus formée que d'acide hypoazotique, de chlore et d'eau.

Cette eau régale est remarquable par l'énergie avec laquelle elle attaque les corps simples ou composés sur lesquels le chlore, l'acide hypoazotique et les acides azotique et chlorhydrique n'ont aucune action. Elle agit le plus habituellement à la température ordinaire; elle donne lieu à un dégagement considérable de vapeurs nitreuses (*fig. 353*).

L'or, le platine, le palladium qui résistent à l'action des autres acides, sont bientôt dissous par elle. Il n'y a, en définitive, que 5 métaux qu'elle n'attaque pas, à savoir : le tantale, le chrome, le titane, le rhodium et l'iridium.

Elle se comporte dans tous les cas comme le chlore, et, si son action est plus vive que celle de ce métalloïde isolé, cela tient uniquement à ce que le chlore qui s'y trouve est comme à l'état naissant.

L'eau régale est donc pour les chimistes un des dissolvants les plus précieux, et dans les ateliers de teinture et d'indiennes, dans les manufactures de porcelaine, elle sert à chaque instant pour faire les compositions d'étain ou dissoudre l'or.

Je prends quelques feuilles de ce dernier métal, j'en mets dans de l'acide chlorhydrique qui ne pourra en opérer la dissolution, puis dans de l'acide azotique, qui n'agira pas davantage, même à l'aide d'une chaleur prolongée. Que je mêle les deux liquides, et, presque aussitôt, les feuilles d'or vont disparaître, parce que j'aurai fait de l'eau régale, c'est-à-dire que j'aurai présenté au métal le chlore à l'état de gaz naissant, et que, dans cet état, ce métalloïde a une énergie bien plus grande que sous toute autre forme.

Les métaux, en se dissolvant dans l'eau régale, se trouvent donc convertis en chlorures.



Fig. 353. — Action de l'eau régale sur les métaux.

Des oxydes métalliques.

Je vous ai déjà parlé bien des fois des oxydes métalliques. Vous savez que ce sont les composés qui résultent de l'union de l'oxygène avec les métaux. Leur nombre est immense, puisque tous les métaux peuvent former au moins un oxyde, et qu'il en est beaucoup qui en produisent même deux et quelquefois davantage.

Quand un métal forme avec l'oxygène plusieurs combinaisons, il existe toujours un rapport simple et invariable entre les différentes quantités d'oxygène de chaque oxyde. Ainsi, l'oxygène du *protoxyde de cuivre* étant représenté par 1, celui du *bioxyde de cuivre* le sera par 2, et celui du *suroxyde de cuivre* par 4. Ceci est une nouvelle application de la loi générale que je vous ai fait connaître précédemment.

Historique. — Plusieurs oxydes métalliques furent connus dès l'antiquité la plus reculée, mais le plus grand nombre n'ont été découverts que depuis une soixantaine d'années. Les premiers observateurs avaient très-bien remarqué que la plupart des métaux, exposés à l'action du feu, perdent leur éclat et se convertissent en une poudre d'un aspect terreux, dont les couleurs et les autres caractères varient suivant le métal employé; mais ils ignoraient complètement la cause de

ce changement. Ils comparèrent cette opération de brûler les métaux à celle par laquelle on convertit la pierre à chaux en chaux vive ; aussi la nommèrent-ils *calcination*, du mot latin *calx*, qui veut dire chaux, et ils donnèrent au produit qui en résulte le nom de *chaux métallique*, ou de *terre métallique*. C'est Lavoisier, comme je l'ai déjà dit, qui a démontré, en 1774, la véritable cause du changement de propriétés dans les métaux calcinés, c'est-à-dire la fixation de l'oxygène de l'air sur eux, et leur conversion en oxydes métalliques.

Nomenclature. — Je vous ai indiqué la manière dont on forme les noms des oxydes ; je n'y reviendrai donc pas. Je vous apprendrai seulement que, dans l'usage ordinaire, on appelle souvent d'une manière générale *alcalis* ou *oxydes alcalins* les oxydes des métaux de la première section, et *terres* ou *oxydes terreux* ceux des métaux de la seconde. Il est nécessaire de vous donner l'origine de ces noms d'*alcalis* et de *terres*, jadis très-employés par les chimistes.

Le mot *alcali* ou *alkali* vient des Arabes, chez lesquels il n'avait point une signification générique, mais bien spécifique, car ils avaient donné ce nom au sel (carbonate de soude) qu'ils retiraient des cendres d'une plante qu'ils appelaient *kali*. La syllabe *al*, qui est notre article démonstratif *le, la*, était une qualification de grandeur, de force, de puissance. En l'ajoutant au mot *kali*, les médecins arabes voulurent exprimer la supériorité du sel qu'on obtient de la plante sur la plante elle-même. Ce n'est que longtemps après que ce mot *alkali* reçut une valeur plus étendue. Les anciens chimistes l'appliquèrent à trois substances seulement : la *potasse* ou *alcali végétal*, la *soude* ou *alcali minéral*, et l'*ammoniaque* ou *alcali volatil*.

Cette classe de corps était caractérisée par une saveur âcre et urineuse, une causticité plus ou moins grande, la solubilité dans l'eau, la faculté de verdir le sirop de violettes et de dissoudre ou d'altérer fortement les matières animales. Fourcroy rangea depuis dans cette classe la *baryte* et la *strontiane* ; enfin, après lui, on y réunit la *chaux* et la *lithine*. De ces sept alcalis, un seul n'appartient pas à la classe des oxydes métalliques : c'est l'*ammoniaque*, qui, vous le savez, est un *azoture d'hydrogène*.

Les philosophes de l'antiquité avaient admis l'existence d'un élément dans la plupart des composés solides, qu'on retrouvait toujours comme résidu après que l'art avait épuisé ses efforts pour pousser leur décomposition jusqu'où elle pouvait aller ; c'était la *terre élémentaire*, la *terre primitive*.

« Les alchimistes firent les plus grandes recherches, entreprirent les plus grands travaux pour trouver cette terre primitive, non qu'ils se souciaient beaucoup de la connaître pour elle-même et d'en déterminer les propriétés, un pareil motif était peu capable de les toucher ; mais parce qu'ils s'imaginaient que, comme l'or est le plus pur des

métaux, ce devait être aussi la terre la plus pure qui entrât dans sa composition. Ils ont donc cherché presque partout cette terre élémentaire, qu'ils nommaient *vierge et pure* ; ils ont entrepris de la tirer de la pluie, de la rosée, de l'air, des cendres des végétaux, des animaux et de plusieurs minéraux. Mais en la cherchant ainsi dans des corps composés dont elle faisait partie, c'était précisément le moyen de ne pas la trouver ; car, nous verrons que quand une fois cet élément a fait partie d'un corps composé, il est comme impossible de le débarrasser entièrement des substances auxquelles il s'était uni. »

C'est Macquer qui parle ainsi en 1778. L'idée d'une terre élémentaire a régné, en effet, jusqu'à la révolution chimique de 1789. Quelques années après, Fourcroy disait déjà que ce que l'on nommait la *terre* « n'appartient plus qu'à une de ces idées vagues et indéterminées que l'imagination, peu satisfaite encore des succès de l'expérience, avait créées pour tenir lieu des faits qui manquaient encore à la science. Aujourd'hui, on ne connaît point de terre élémentaire, et, au lieu d'une, on a trouvé au moins 7 substances terreuses qui auraient toutes autant de droit à être nommées des éléments, puisque chacune entre dans la composition de beaucoup de corps et fait partie du globe terrestre (1). »

Les caractères génériques de ces *terres* étaient la sécheresse, l'inaltérabilité au feu, l'infusibilité, l'insolubilité dans l'eau, le peu d'adhérence aux acides. On les partagea en deux classes : les *terres arides* ou *terres proprement dites*, telles que la *silice*, la *zircône*, l'*alumine*, la *glucyne* et l'*yttria* ; et les *terres alcalines*, telles que la *magnésie* et la *chaux*. Toutes ces substances sont reconnues aujourd'hui pour des oxydes métalliques, à l'exception de la première, la *silice*, qui est un acide du *silicium*, élément métalloïde.

Il n'y a donc plus maintenant aucune substance simple à laquelle, dans le langage exact de la science, on donne exclusivement le nom de *terre*. Ce qu'on désigne sous ce nom, dans le langage usuel, est la croûte superficielle du sol, dans laquelle croissent et se développent les végétaux.

L'analyse a démontré que la *terre végétale* ou la *terre arable* est un simple mélange de silice, d'alumine et de carbonate de chaux, dont les proportions varient à l'infini. On y trouve des cailloux et des sables de diverses natures, des substances accessoires très-variables, entre autres des oxydes de fer et de manganèse, des sels de chaux et de magnésie, et des débris, plus ou moins abondants, plus ou moins modifiés, de substances organiques, qui forment un résidu brun ou noirâtre qu'on appelle *humus* ou *terreau*.

C'est ce terreau qui donne à la terre sa fertilité. Il est à chaque instant renouvelé par les engrais et par les décompositions des plantes, ce

(1) *Philosophie chimique*, par Fourcroy, 1800.

qui compense la perte qu'il éprouve par diverses causes, et notamment par le développement des végétaux qui l'absorbent continuellement. Ainsi, la terre se dépouille peu à peu de ses principes nutritifs, et il ne reste à la fin qu'un résidu terreux, dépourvu de suc nourriciers et complètement infertile. C'est pour cela qu'après quelques récoltes successives dans le même sol, on est obligé de lui donner de nouveaux engrais pour rétablir sa fertilité.

Après cette digression nécessaire, je reviens aux oxydes métalliques.

Noms univoques donnés à certains oxydes. — Dans l'usage habituel, et pour abrégé les noms des composés, on a conservé aux oxydes alcalins et terreux les noms univoques qu'ils portaient avant l'établissement de la nomenclature moderne. Ainsi, au lieu de dire :

Protoxyde de potassium, on dit.....	<i>Potasse.</i>
— de sodium.....	<i>Soude.</i>
— de lithium.....	<i>Lithine.</i>
— de baryum.....	<i>Baryte.</i>
— de strontium.....	<i>Strontiane.</i>
— de calcium.....	<i>Chaux.</i>
Oxyde de magnésium.....	<i>Magnésie.</i>
— d'yttrium.....	<i>Yttria.</i>
— de thorium.....	<i>Thorine.</i>
Sesquioxyde de glucynium.....	<i>Glucyne.</i>
— de zirconium.....	<i>Zircône.</i>
— d'aluminium.....	<i>Alumine.</i>

Classification. — Relativement à leur manière d'être et à leur composition, les oxydes métalliques peuvent être répartis en cinq classes principales, à savoir :

1° Les *oxydes acides* ou *acides proprement dits*, c'est-à-dire ceux qui ont des propriétés manifestement acides, et qui, par conséquent, ne s'unissent pas aux acides des métalloïdes, mais se combinent au contraire avec les bases, formant des sels cristallisables avec plusieurs, notamment avec la potasse et la soude.

Le nombre de ces *acides métalliques* est assez restreint, puisqu'il n'y a guère que le manganèse, le chrome, le vanadium, le tungstène, le molybdène, le tantale, l'étain, l'antimoine, le titane, l'osmium, l'iridium, qui soient susceptibles de s'acidifier.

Ce qu'il faut surtout retenir, c'est que, quand un métal peut former en même temps des composés oxygénés *acides*, et *non acides*, ce sont toujours les premiers qui contiennent le plus d'oxygène, mais qui sont aussi les moins stables. Je prendrai, pour exemple, les oxydes du manganèse :

Le protoxyde.....	est irréductible par la chaleur ;
Le sesquioxyde.....	est converti par la chaleur rouge en un oxyde double très- stable ;
Le bioxyde.....	est désoxygéné en partie par la chaleur rouge ;



L'acide manganique..... se décompose immédiatement
dès qu'il devient libre ;
Enfin l'acide permanganique.. est désoxygéné à froid par le pa-
pier, les corps gras, les corps
non saturés d'oxygène, etc.

2° *Les oxydes basiques*, ou plus simplement *bases*, sont ceux qui se combinent facilement aux acides, ou autrement qui neutralisent le mieux les propriétés de ces derniers, avec lesquels ils forment des sels définis, cristallisables. En général, ce sont tous les protoxydes des métaux, comme les oxydes alcalins de la première section, ceux d'argent, de cobalt, de cuivre, d'étain, de fer, de manganèse, de mercure, etc.

3° *Les oxydes indifférents*, c'est-à-dire les oxydes qui sont capables de jouer à la fois le rôle d'acides avec les bases puissantes, et le rôle de bases avec les acides énergiques.

Ce sont en général des sesquioxydes, comme ceux du manganèse, du fer, du chrome, de l'aluminium (alumine), du glucinium (glucyne), et plus rarement des protoxydes, comme celui du zinc.

4° *Les oxydes salins, composés ou intermédiaires*. Ce sont des composés de deux oxydes du même métal, dont l'un joue le rôle d'acide et l'autre celui de base. Ce sont, à vrai dire, de véritables sels.

On a des exemples de ce genre dans les oxydes suivants :

Oxyde noir de fer, nommé souvent oxyde *ferroso-ferrique*.
Oxyde rouge de manganèse..... *manganoso-manganique*.
Oxyde rouge de plomb ou minium..... *plomboso-plombique*.

5° *Les oxydes singuliers*, c'est-à-dire ceux qui ne se combinent ni avec les acides ni avec les bases, et qui, en présence des premiers, abandonnent une partie de leur oxygène pour se changer en *oxydes basiques*, tandis qu'en présence des seconds, ils absorbent de l'oxygène pour former habituellement des *acides métalliques*.

Tels sont les peroxydes ou *suroxydes* de potassium, de sodium, de baryum, de strontium, de calcium, de manganèse, de zinc, de cobalt, de cuivre, de plomb.

Les oxydes métalliques ont quelques propriétés générales qu'il importe de connaître avant de passer à d'autres composés. Pour cette étude, je les rangerai en autant de sections que les métaux.

Action de la chaleur.— 1° Les oxydes appartenant aux cinq premières sections sont *irréductibles* par la chaleur, c'est-à-dire qu'on ne peut en chasser complètement l'oxygène et les ramener à l'état métallique. Ceux de la dernière section, au contraire, sont réductibles à une température qui ne dépasse pas la chaleur rouge. C'est ce que vous avez déjà vu plusieurs fois, et vous devez vous rappeler, à cet égard, l'expérience capitale de Lavoisier qui l'a conduit à la découverte de l'oxygène.

2° Mais parmi les oxydes des cinq premières sections, il en est qui, à un certain degré de chaleur, perdent une partie de leur oxygène et sont alors ramenés à un moindre degré d'oxygénation. Ce sont nécessairement les peroxydes. On en a un exemple dans le *suroxyde* ou *peroxyde de manganèse*, qui sert, à cause de cela, dans les laboratoires, depuis Priestley, à obtenir le gaz oxygène dont on a besoin.

Cette opération est très-simple, puisqu'il suffit d'introduire cet oxyde réduit en poudre fine dans une bonne cornue en grès A (fig. 354) qu'on

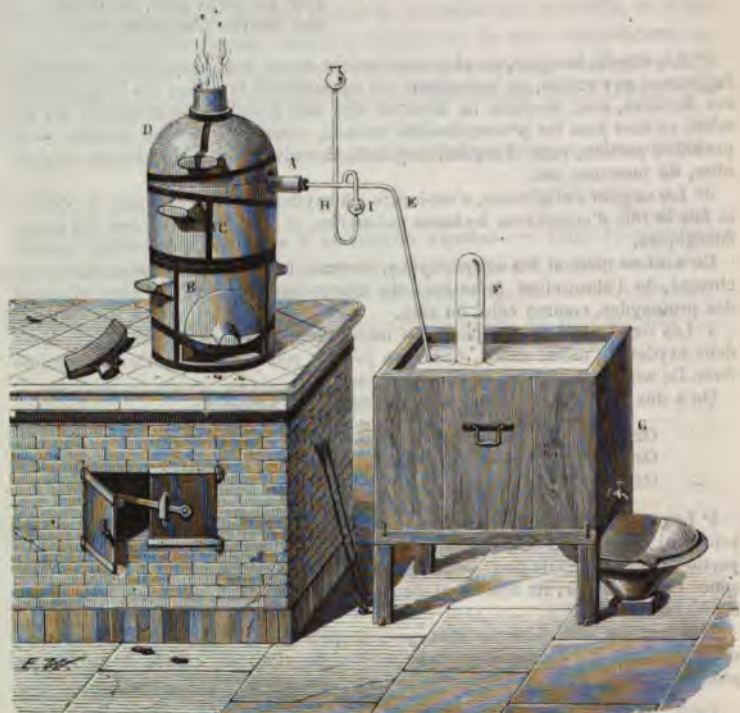


Fig. 354. — Extraction de l'oxygène par le procédé de Priestley.

place dans un fourneau à réverbère BCD (1), et à la chauffer au rouge jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien de son intérieur. Pour recueillir

(1) Le fourneau à réverbère comprend trois pièces distinctes : 1^o une pièce inférieure B, ou *fourneau* proprement dit, partagée par la grille en deux compartiments, le *cedrier* en bas, le *foyer* en haut ; 2^o une pièce intermédiaire, C, nommée *laboratoire*, parce que c'est là que se passe le travail, la panse de la cornue s'y trouvant renfermée ; 3^o une pièce supérieure D, nommée *dôme* ou *réverbère*, parce qu'en raison de sa forme, la chaleur y est concentrée et renvoyée sur la cornue. Le col de celle-ci passe dans une ouverture circulaire, qui est ménagée à moitié dans le laboratoire et à moitié dans le réverbère.

On se sert de cette sorte de fourneau, qui est toujours rond, portatif et en terre cuite cerclée de bandes de fer plat, lorsqu'on veut exposer les corps à un degré de chaleur beaucoup plus fort que celui qu'on peut produire dans un fourneau ouvert ordinaire ; on le charge constamment par la cheminée placé au centre du dôme. Quelquefois on surmonte celui-ci d'un tuyau en terre ou en tôle de 1 à 2^m de hauteur pour augmenter le tirage et par suite la tempéra-



le gaz, on adapte au col de la cornue A un tube recourbé à boucle HIE qu'on fait plonger par son autre extrémité dans une cuve à eau G sur laquelle on dispose à l'avance les cloches F où l'on doit recevoir l'oxygène. On en laisse perdre les premières portions, parce qu'elles sont mélangées d'air, et on ne recueille le gaz que lorsqu'il rallume très-rapidement et avec éclat une bougie présentant seulement quelques points en ignition dans sa mèche.

Dans la pratique, 1 kilog. de peroxyde de manganèse du commerce ne fournit, en moyenne, que 40 à 45 litres de gaz oxygène ; cela tient à ce qu'il est très-impur, car il devrait en donner au moins 85 litres.

Dans cette opération, l'oxyde n'abandonne réellement que le tiers de l'oxygène qu'il renferme. Le résidu, qui est une poudre d'un rouge brun, et qu'on nomme à cause de cela *oxyde rouge de manganèse*, est un composé de protoxyde et de sesquioxyde, c'est à-dire un oxyde double, intermédiaire ou salin, qu'on désigne scientifiquement sous le nom d'*oxyde mangano-manganique*.

Dans tous les cas, comme presque toujours, le peroxyde du commerce renferme, non-seulement de petites quantités de carbonate de

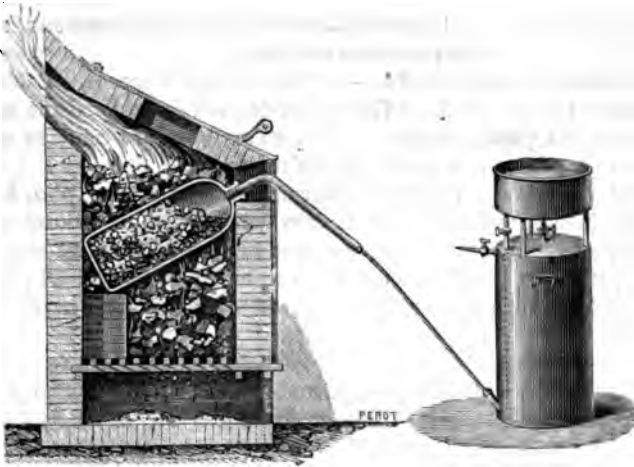


Fig. 355. — Appareil pour obtenir l'oxygène en grande quantité.

chaux, mais encore d'azotate, le gaz recueilli est souillé d'acide carbonique et d'azote. On peut bien le dépouiller du premier par un

ture. Souvent aussi on adapte la douille d'un soufflet à l'ouverture du cendrier pour activer le feu.

D'après Sénèque, ce serait le philosophe grec Démocrite, d'Abdère, vivant 470 ans avant J.-C., qui aurait imaginé le fourneau en question.

lavage à l'eau de soude, mais il est impossible de le débarrasser du second.

Comme les cornues en grès se cassent fréquemment par suite de l'inégalité d'épaisseur de leurs parois, on les remplace avantageusement par des cylindres en fer battu ou des bouteilles qui servent au transport du mercure, sur lesquels se visse un tube également en fer à l'extrémité duquel on lie, par un bouchon de caoutchouc, un tube en verre qui conduit le gaz dans un gazomètre (fig. 355).

Action de l'oxygène. — En général, les protoxydes peuvent absorber l'oxygène gazeux pour passer à un état d'oxydation plus avancé. Quelques-uns se suroxygènent à la température ordinaire, lorsque l'oxygène est humide; tels sont les protoxydes de fer, de manganèse, de cobalt, de cuivre, etc. Les autres exigent la chaleur du rouge naissant. C'est ainsi qu'en chauffant la baryte au sein du gaz oxygène, l'oxyde absorbe le gaz en devenant incandescent et en passant à l'état de suroxyde de barium; que le protoxyde de plomb ou *litharge*, chauffé convenablement, se trouve converti en *minium* ou oxyde *plomboso-plombique*.

Action de l'air. — Dans l'air les mêmes effets se produisent. Seulement, en raison de l'acide carbonique, toujours existant dans ce fluide, il se produit des carbonates avec beaucoup d'entre eux, surtout avec ceux des quatre premières sections.

Action des métalloïdes. — 1° Le chlore décompose, à l'aide de la chaleur, tous les oxydes, à l'exception de ceux de la deuxième section, l'alumine et quelques autres, en chasse l'oxygène et se combine avec le métal pour former ce qu'on appelle un chlorure.

2° Le carbone et l'hydrogène décomposent aussi les oxydes, à l'aide de la chaleur, moins ceux de la deuxième section, de l'alumine et de quelques autres, mais par une action inverse de celle du chlore; ils s'emparent de l'oxygène et mettent le métal en liberté. L'hydrogène forme de l'eau; le carbone se transforme en acide ou en oxyde carbonique.

Si le métal abandonne aisément l'oxygène en présence du charbon, et tels sont les oxydes de la cinquième et de la sixième section, c'est de l'acide carbonique qui se dégage, comme il est facile de s'en convaincre en chauffant un mélange bien intime d'oxyde noir de cuivre et de charbon dans un tube de verre peu fusible A (fig. 356). Le gaz qui se dégage par le tube B est complètement absorbable par l'eau de soude, et si on le fait rendre dans une éprouvette contenant de l'eau de chaux, il la blanchit et fait déposer toute la chaux à l'état de carbonate pulvérulent.

Avec les oxydes les plus difficiles à réduire (1^{re} et 3^e sections), on n'obtient que de l'oxyde de carbone, parce que la décomposition ne peut avoir lieu qu'à une température excessivement élevée, circonstance dans laquelle l'acide carbonique serait transformé lui-même en



de de carbone par le charbon ou par le métal. Aussi, dans ces cas, on

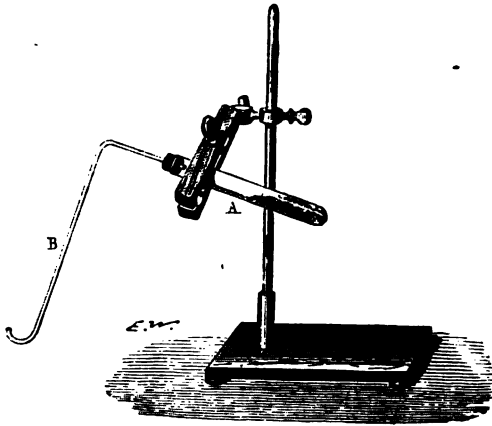


Fig. 356. — Réduction de l'oxyde de cuivre par le charbon.

peut agir que dans un tube en fer ou dans une cornue de grès placée au centre d'un fourneau à réverbère. L'appareil de la figure 357 est

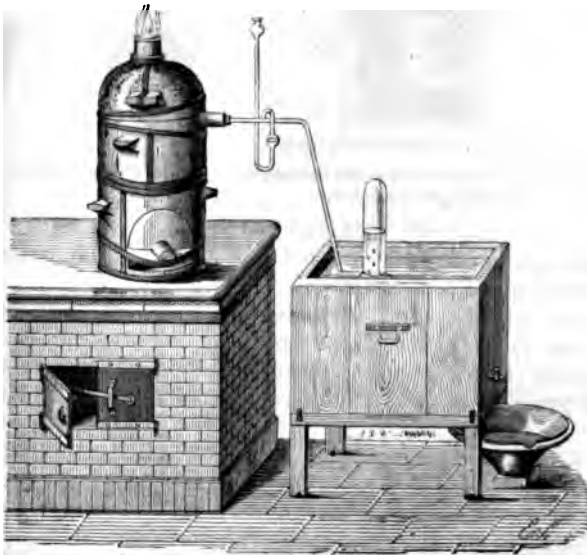


Fig. 357. — Préparation de l'oxyde de carbone par le procédé de Priestley.

qui s'emploie dans les laboratoires lorsqu'on veut préparer

l'oxyde de carbone par le procédé de Priestley. Il consiste à calciner fortement dans une cornue de grès un mélange fait à parties égales d'oxyde de zinc et de charbon bien calciné. Mais, dans ce cas, le gaz obtenu est toujours mêlé d'acide carbonique et d'hydrogène carboné.

Avec les oxydes de la quatrième section, l'oxyde de carbone produit est toujours accompagné d'acide carbonique, parce que la chaleur n'est pas la même dans toute la masse, et que la réduction ne s'opère pas d'une manière uniforme.

C'est en traitant ainsi les oxydes métalliques par le charbon dans des



Fig. 338. — Réduction des oxydes des métaux fusibles par le charbon.

fours appropriés qu'on obtient la plupart des métaux usuels. Dans les laboratoires, on opère dans des creusets de grès (fig. 358). Lorsqu'on agit sur des oxydes dont les métaux sont fusibles, comme les oxydes de plomb ou d'étain, par exemple, on trouve, une fois la calcination terminée, un culot métallique de plomb ou d'étain régénéré. Mais les métaux



Fig. 359. — Creusets brasqués.

obtenus ainsi, soit en grand, soit en petit, retiennent ordinairement une petite quantité de charbon.

Il n'est pas nécessaire, toutefois, que le charbon soit intimement mélangé aux oxydes pour qu'il en opère la réduction; celle-ci peut s'effectuer en les plaçant au centre d'un *creuset brasqué* (1) (fig. 359) qu'on élève progressivement à la température voulue. La désoxydation com-

(1) Un creuset *brasqué* n'est autre chose qu'un creuset ordinaire en terre réfractaire, dont l'intérieur a été rempli d'une pâte de charbon de bois pulvérisé, qu'on a fortement tassée et au centre de laquelle on a pratiqué, après coup, une petite cavité conique dont on a poli avec soin les surfaces. Ce creuset, avant de servir, est soumis à une dessiccation très-lente, afin d'éviter qu'il ne se forme des fissures dans la *brasque*. C'est dans la cavité centrale qu'on place les oxydes ou les mélanges salins dont on veut extraire les métaux. On trouve actuellement dans le commerce des creusets en charbon des cornues à gaz qui remplacent avantageusement les creusets *brasqués* proprement dits.

mence à la circonférence et se propage graduellement jusqu'au centre ; c'est ce qu'on appelle *procédé de cémentation*. Il fournit des métaux plus purs et, quand ils sont fusibles, ils se réunissent plus facilement en un seul culot.

L'action de l'hydrogène sur les oxydes métalliques est plus restreinte que celle du carbone ; elle ne s'exerce que sur les oxydes des quatre dernières sections. Il se forme de l'eau, et les métaux révivifiés sont dans un tel état de division et de porosité qu'ils sont *pyrophoriques*, c'est-à-dire qu'ils s'embrasent spontanément dès qu'on les place dans l'air. Ce phénomène est sur tout très-marqué avec le fer (*fig. 360*), le cobalt et le nickel, ainsi que je l'ai déjà dit.

L'emploi de l'hydrogène pour la réduction des oxydes des troisième, quatrième et cinquième sections, permet de faire avec beaucoup de précision l'analyse de ces composés, et d'obtenir des métaux parfaitement purs. On place l'oxyde qu'il s'agit de réduire dans une ampoule de verre C (*fig. 361*), et on fait passer, à travers, un courant de gaz



Fig. 360. — Inflammation spontanée du fer réduit par l'hydrogène.

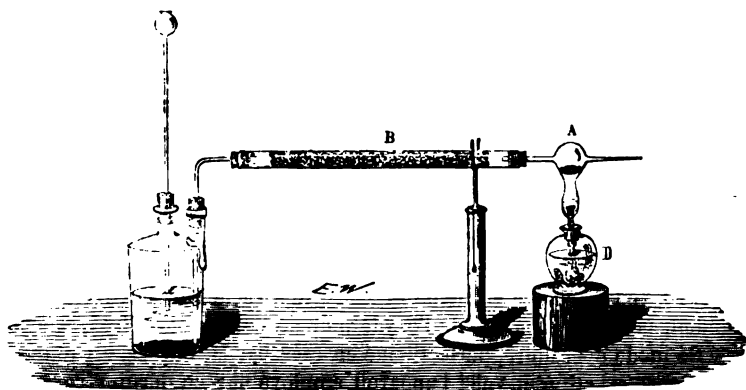


Fig. 361. — Réduction des oxydes métalliques par l'hydrogène.

hydrogène desséché par le chlorure de calcium B. Ce n'est que lorsque tout l'air a été expulsé de l'appareil par le courant d'hydrogène, qu'on chauffe l'ampoule au rouge à l'aide d'une lampe à esprit de vin D.

Lorsque l'oxyde ne peut être réduit qu'à une température très-élevée, on se sert alors de l'appareil suivant (*fig.* 362).

L'oxyde, réduit en poudre aussi fine que possible, est placé dans une nacelle de porcelaine que l'on introduit dans un tube de même ma-

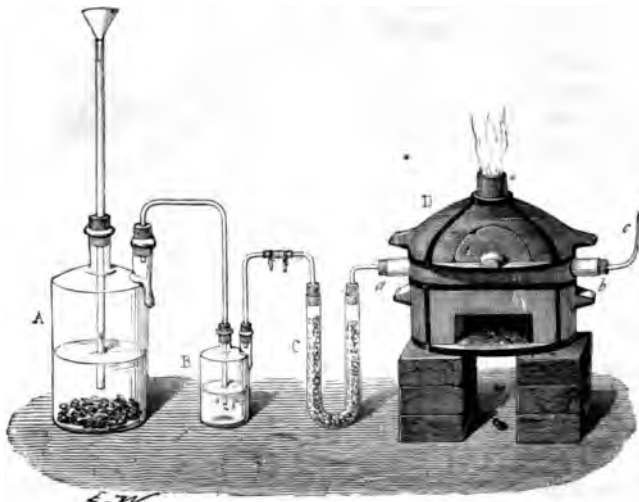


Fig. 362. — Réduction des oxydes métalliques par l'hydrogène.

tière *ab*, chauffé au rouge dans un fourneau long D, et dans lequel passe un courant d'hydrogène sec provenant de l'appareil ABC. On reconnaît que la réduction est terminée lorsqu'il ne sort plus de vapeur d'eau par le tube effilé *c*. — Avec l'oxyde noir de cuivre, la réduction a lieu avec chaleur et lumière.

Synthèse de l'eau au moyen de l'oxyde de cuivre. — L'un des meilleurs procédés synthétiques pour déterminer la véritable composition de l'eau, celui que Berzelius et Dulong ont employé les premiers en 1820, repose sur ce principe et consiste à recueillir l'eau formée pendant la désoxygénation de l'oxyde noir de cuivre par l'hydrogène sec. Ce mode opératoire, perfectionné en 1842 par M. Dumas, est d'une rigoureuse exactitude. Voici l'appareil employé par ce dernier savant (*fig.* 363).

On met dans un flacon à trois tubulures F les matières propres à produire le gaz hydrogène. L'acide sulfurique pur dont on se sert est contenu dans un entonnoir à robinet E, qui le laisse tomber au fur et à mesure dans le tube central placé dans la troisième tubulure. La tubulure de gauche porte un tube recourbé qui plonge dans le mer-

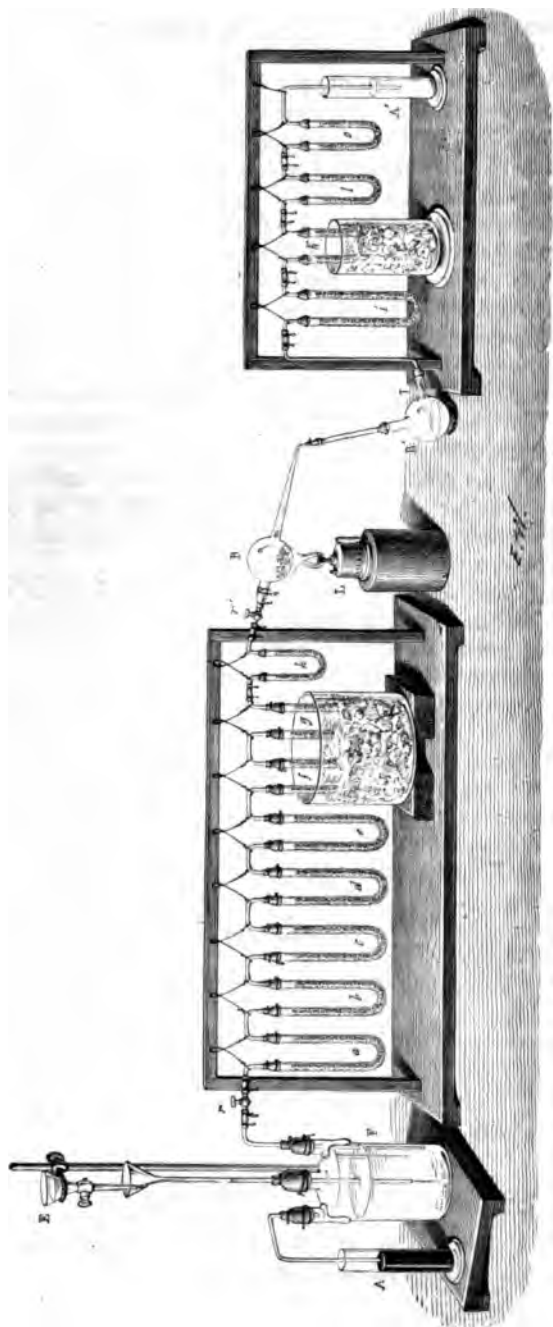


Fig. 363. — Appareil de M. Dumas pour la synthèse de l'eau.



cure de l'éprouvette A ; celle-ci fait office de soupape de sûreté pour l'issue du gaz lorsque la pression devient trop grande dans l'appareil. On purifie l'hydrogène qui s'écoule par le tube à robinet *r*, en le faisant passer dans une série de tubes en U, reliés les uns aux autres, bien mastiqués et suspendus à un cadre de bois. Le premier *a* contient des fragments de verre humectés d'azotate de plomb pour retenir le soufre que contient toujours le zinc du commerce et qu'il cède à l'hydrogène ; le deuxième *b* contient des fragments semblables humectés de sulfate d'argent pour absorber l'arsenic ; le troisième *c* contient dans la première branche de la ponce humectée de potasse, et dans la seconde, des fragments de potasse solide ordinaire ; les tubes *d* et *e* sont remplis de potasse calcinée en fragments ; cet alcali a pour but de fixer un composé huileux formé par l'union de l'hydrogène avec le charbon qui existe aussi dans le zinc. Dans les tubes *f* et *g*, entourés d'un mélange réfrigérant, on met de la ponce en fragments grossiers, saupoudrés d'acide phosphorique anhydre destiné à dessécher complètement le gaz. Le petit tube *h* contenant les mêmes matières, et nommé *tube témoin*, sert à constater, par l'invariabilité de son poids, qu'aucune substance ne s'est fixée dans son intérieur, et, par suite, que le gaz qui l'a traversé était parfaitement sec.

Au sortir de cette série de tubes purificateurs, l'hydrogène entre dans un petit ballon en verre dur B contenant un poids déterminé d'oxyde noir de cuivre desséché et porté au rouge obscur au moyen d'une lampe à esprit-de-vin à double courant L. L'eau produite par la réaction de ces deux corps vient se condenser dans un deuxième ballon B' ; et pour être certain que l'hydrogène qui se dégage sans avoir agi sur l'oxyde n'entraîne hors de l'appareil aucune trace de vapeur aqueuse, on place dans le col I du ballon B' des fragments de chlorure de calcium, et à la suite quatre tubes en U, dont le premier *i* contient de la potasse rougie, le second *k* de l'acide phosphorique anhydre, et les deux derniers, plus petits, *l* et *o*, également remplis du même acide, servent de *tubes témoins*. L'appareil se termine par une éprouvette A' contenant de l'acide sulfurique, à travers lequel se dégage l'hydrogène en excès.

Lorsque le dégagement de l'hydrogène a été continué pendant assez de temps pour que tout l'oxyde de cuivre ait été ramené à l'état de cuivre métallique, on arrête l'opération ; on laisse refroidir l'appareil ; on détache la partie des tubes purificateurs qui est à la gauche du robinet *r'* et on adapte à l'extrémité du *tube témoin* *o* un flacon aspirateur A plein d'eau (fig. 364).

En ouvrant le robinet *r* de l'aspirateur, l'eau s'écoule, tandis que de l'air entre par l'autre extrémité de l'appareil en *r*, balaye tout l'hydrogène qui restait dans les ballons B, B', et dans les tubes *i*, *k*, *l*, *o*. On peut alors peser ceux-ci dans les mêmes conditions qu'avant l'expérience, c'est-à-dire pleins d'air atmosphérique.

On ajoute au poids de l'eau liquide rassemblée dans le ballon B', celle qui a été condensée dans les tubes *t*, *k*, *l*, et qui a augmenté leur poids primitif. La perte de poids éprouvée par le ballon B où était l'oxyde de cuivre, indique la quantité exacte de l'oxygène qui a brûlé l'hydrogène, et cette quantité soustraite du poids de l'eau recueillie fait connaître celle de l'hydrogène consommé.

C'est à l'aide de cet appareil si élégant et si complet que M. Dumas a pu fixer, d'une manière rigoureuse, les proportions des deux gaz élémentaires qui constituent l'eau.

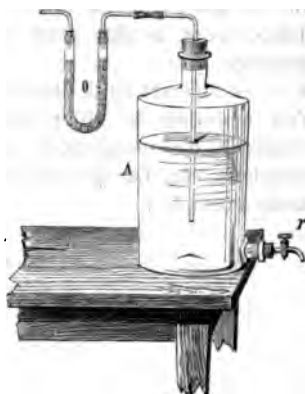


Fig. 364. — Aspirateur.

Action combinée du chlore et du charbon. — Les oxydes terreux, notamment ceux de la deuxième section, qui résistent à l'action des métalloïdes isolés, même sous l'influence d'une haute température, sont décomposés lorsqu'on fait agir simultanément sur eux un métalloïde qui peut s'unir aux métaux et un autre métalloïde qui peut s'unir à l'oxygène. C'est ainsi que le chlore et le charbon, par leur

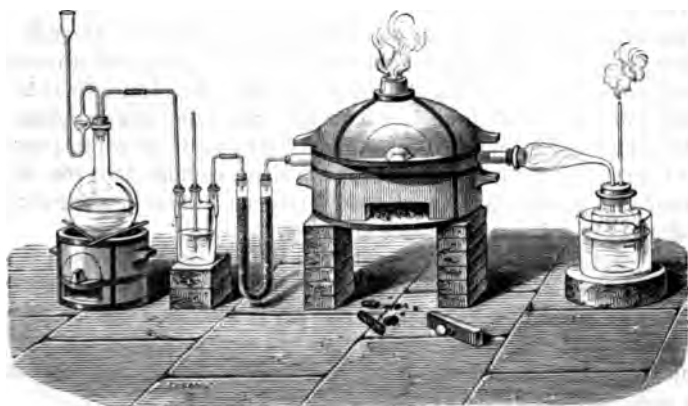


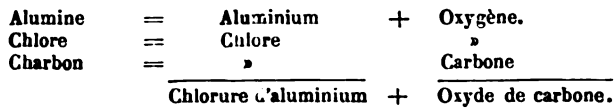
Fig. 365. — Décomposition des oxydes terreux par l'action simultanée du charbon et du chlore.

réaction simultanée sur ces oxydes, les transforment en chlorures métalliques en donnant, en outre, du gaz oxyde de carbone.

Le mode d'opérer consiste à mêler l'oxyde avec le charbon, à le porter à une température élevée dans un tube de porcelaine et à faire

passer au-dessus d'eux un courant de chlore sec. Il se produit, à l'instant, du gaz oxyde de carbone et un chlorure métallique qui, étant volatil, va se rendre dans un ballon entouré de glace où il se condense.

C'est en agissant ainsi, dans un appareil que représente la figure 365, qu'on se procure les chlorures de magnésium, d'yttrium, d'uranium, de chrome, d'aluminium, de glucinium, de titane, de tungstène, de molybdène, etc. La réaction se traduit ainsi, en prenant l'alumine comme exemple :



Action de l'eau. — Il n'y a qu'un très-petit nombre d'oxydes solubles dans l'eau. Ce sont ceux des métaux de la première section. Ce sont également les seuls qui aient de la saveur et la propriété de verdir le sirop de violettes ou de ramener au bleu le tournesol rougi par les acides. Les dissolutions de ces oxydes alcalins s'appellent ordinairement : *eaux de potasse, de soude, de chaux, etc.*

La plupart des oxydes métalliques peuvent s'unir à l'eau en proportions fixes. Les composés qui en résultent sont désignés par les chimistes sous le nom d'HYDRATES.

Toutes les fois qu'on sépare un oxyde de ses dissolutions et qu'il se dépose au sein de l'eau, il retient toujours en combinaison une certaine quantité de ce liquide, et il est alors à l'état d'hydrate. Voici une dissolution d'oxyde de cuivre dans laquelle je verse de l'eau de potasse : je détermine par ce moyen la précipitation de l'oxyde de cuivre ; mais cet oxyde, au lieu d'être brun et pulvérulent, comme dans son état habituel, est coloré en bleu et sous forme de flocons gélatineux ; il est alors à l'état d'*hydrate d'oxyde de cuivre*.

La plupart des oxydes retiennent l'eau si faiblement, qu'ils la perdent par le seul effet de la dessiccation à l'air. Il est cependant plusieurs hydrates qu'on ne peut décomposer que par le secours d'une température assez élevée. Il en est même deux qui sont complètement indécomposables : tels sont les hydrates de potasse et de soude, qu'on connaît sous les noms de *potasse* et de *soude caustiques*.

Action des acides. — Les acides, dans leur contact avec les oxydes métalliques, donnent lieu à des phénomènes intéressants dont je dois vous faire part. Examinerez séparément l'action des oxacides et celle des hydracides.

1. Dans le plus grand nombre de cas, les oxacides s'unissent aux oxydes métalliques d'une manière intime et en proportions constantes.

Ils produisent avec eux les nombreux composés auxquels on donne le nom générique de sels.

Mais, parfois, ils leur enlèvent tout ou partie de leur oxygène, et les ramènent alors ou à l'état métallique, ou à un état d'oxydation moins avancé.

Ainsi, les acides non saturés d'oxygène, tels que les acides phosphoreux, sulfureux, hypoazotique, etc., en contact avec le peroxyde de manganèse, se transforment en acides phosphorique, sulfurique, azotique, en changeant le premier en protoxyde de manganèse. Ainsi, l'acide phosphoreux, chauffé légèrement avec l'oxyde rouge de mercure, le réduit en mercure coulant et se convertit en acide phosphorique. Vous voyez bien, par ces exemples, que les acides s'oxygènent davantage aux dépens des oxydes sur lesquels ils réagissent.

Les peroxydes ont peu d'affinité pour les acides, et ils tendent toujours à perdre une partie de leur oxygène pour repasser à l'état de protoxydes, qui se combinent très-bien aux seconds. Voilà pourquoi les acides sulfurique, phosphorique, azotique, chauffés avec ces peroxydes, donnent lieu à un dégagement de gaz oxygène.

Nous avons un exemple de ce genre de décomposition dans l'action de l'acide sulfurique sur le peroxyde de manganèse. En faisant chauff-

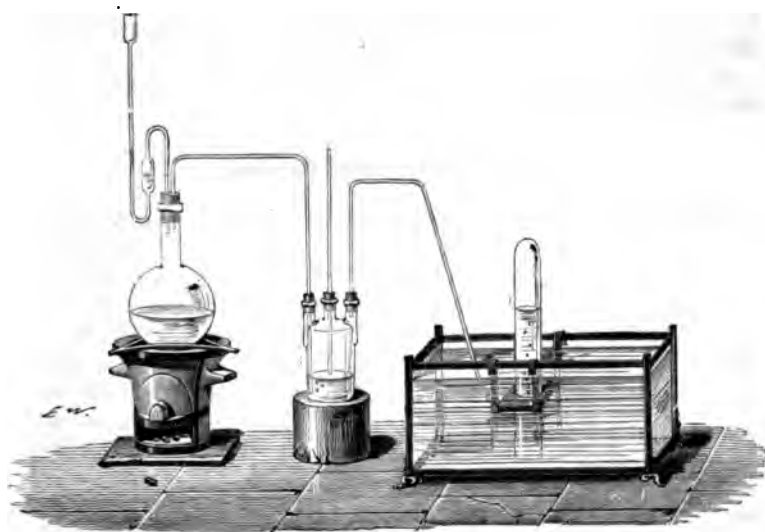
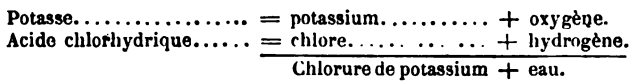


Fig. 366. — Préparation de l'oxygène par le procédé de Scheele.

fer dans un ballon ou une cornue (fig. 366) 6 à 7 parties d'acide sur 1 du peroxyde en question, on obtient, ainsi que Scheele l'a reconnu le premier, une grande quantité de gaz oxygène, et il reste dans le vase

un composé d'acide sulfurique et de protoxyde de manganèse. Ce procédé d'extraction de l'oxygène est plus commode que celui que j'ai indiqué précédemment, et il donne plus de gaz.

2. Les hydracides ne peuvent, dans aucune circonstance, s'unir aux oxydes métalliques. Ils les décomposent toujours en se détruisant eux-mêmes, de manière qu'il en résulte de l'eau et des composés binaires métalliques solubles ou insolubles. Cela vient de ce que l'hydrogène de ces acides enlève l'oxygène aux oxydes, d'où une production d'eau, tandis que les métalloïdes et les métaux, devenus libres, se combinent. C'est ainsi qu'agissent les acides sulfhydrique et chlorhydrique sur les protoxydes, la composition des uns et des autres étant telle, que, par l'échange de leurs éléments, il peut se faire de l'eau et des sulfures ou des chlorures métalliques. Exemple :



Lorsque les hydracides sont en présence de peroxydes, la réaction est la même : seulement il y a une portion du métalloïde qui reste libre et se dégage quand il est gazeux. Vous avez vu, dans une autre leçon, qu'en versant de l'acide chlorhydrique sur du peroxyde de manganèse il se produit de l'eau, du chlorure de manganèse et un dégagement de chlore. Il en sera de même avec les autres peroxydes.

Munis de ces connaissances, vous pouvez maintenant aborder avec succès l'étude des SELS.

Des sels oxygénés ou Oxyels.

Définition. — Lorsqu'on verse de l'acide sulfurique dans une dissolution de potasse (*fig. 367*), il arrive un moment où la dissolution ne réagit plus sur le sirop de violettes et la teinture de tournesol; les deux corps en présence ont perdu leurs caractères distinctifs; dans ce cas, on dit qu'ils se sont neutralisés réciproquement.



Fig. 367. — Neutralisation d'un acide par une base.

Le résultat de cette action remarquable, c'est la production d'un nouveau composé, doué de propriétés nouvelles; c'est ce qu'on appelle un *sel* d'une manière générale.

Eh bien ! tous les acides peuvent ainsi s'unir aux différents oxydes,



pour former autant de sels distincts, qu'on désigne par le nom commun d'*oxysels*.

Historique. — Le mot SEL, d'abord employé pour désigner la substance connue sous ce nom vulgaire, le *sel marin* ou le *sel de cuisine*, fut plus tard faussement appliqué, comme dénomination générique, à toute matière sapide, soluble dans l'eau et susceptible de cristalliser, en sorte que l'on confondit dans la même classe des corps très-différents : des alcalis, des acides, des substances organiques, etc.

Nicolas Lemery et Homberg, à la fin du dix-septième siècle, Guillaume Rouelle, dans le courant du dix-huitième, avaient déjà montré ce qu'il y avait d'abusif dans cette extension donnée au mot *sel*, et les premiers ils en restreignirent l'application aux produits cristallisables dans lesquels un acide quelconque était uni à une base alcaline, terreuse ou métallique ; mais c'est surtout depuis Lavoisier que le sens du mot a été définitivement fixé.

Nomenclature. — C'est également depuis cette dernière époque que les *sels* ont des noms qui indiquent tout à la fois la nature de l'acide qu'ils contiennent, ce qui détermine le *genre* des sels, et la nature de la base, ce qui détermine l'*espèce*. Voici comment on forme ces noms :

Le nom des acides terminés en *ique* reçoit la désinence *ate*, et celui des acides terminés en *eux* la désinence *ite*. A ces noms ainsi modifiés, on joint le nom de l'oxyde qui fait partie du sel.

Pour désigner, d'après cela, le sel résultant de l'union de l'acide sulfurique ou sulfureux avec la potasse, on dit :

Sulfate }
ou } de potasse.
Sulfite }

Vous comprendrez très-bien maintenant les expressions de :

Azotate de soude.		Phosphate de chaux.
Carbonate de cuivre.		Phosphite de protoxyde de plomb.

Le genre du sel est donc indiqué par le nom de l'acide terminé en *ate* ou en *ite* ; l'espèce est distinguée par le nom de la base. Ainsi lorsque je prononce le mot *sulfate*, vous comprenez aussitôt que je parle de la combinaison de l'acide sulfurique avec un oxyde quelconque, et lorsque j'ajoute de *protoxyde de fer*, je complète ma pensée en faisant connaître l'espèce de sulfate que j'ai envie de désigner. Rien n'est donc plus clair et plus précis que ce mode d'appellation.

Le même acide peut s'unir en diverses proportions avec la même base, et donner naissance par là à un certain nombre de variétés de sels qu'on distingue les unes des autres, par la différence de propriétés qu'elles présentent à l'observation. On les partage en *sels acides*, en *sels basiques* et en *sels neutres*.

Les premiers sont ceux qui rougissent le tournesol et ont une saveur aigre, caractères dus à un excès d'acide. Les seconds sont ceux où la base domine, ce qui leur communique la faculté de verdier le sirop de violettes et de ramener au bleu le tournesol rougi par un acide. Enfin les sels *neutres* n'agissent aucunement sur les couleurs et ne conservent aucune trace des caractères d'acidité et d'alcalinité; l'acide et l'oxyde qui les constituent se *neutralisent* exactement, comme l'on dit, c'est-à-dire qu'ils se font mutuellement équilibre, de telle sorte que leurs propriétés individuelles ont complètement disparu.

Comme dans les sels du même genre, les proportions de l'acide combinées avec la même proportion de base sont entre elles dans des rapports simples et multiples, on distingue les différents *sels acides* de ce genre par les expressions *sesqui*, *bi*, *tri*, *quadri* qu'on place devant le nom du sel; exemples :

<i>Carbonate de soude neutre ;</i>	
<i>Sesquicarbonat de soude,</i>	contenant 1 fois 1/2 plus d'acide que le premier ;
<i>Bicarbonat de soude,</i>	contenant 2 fois plus d'acide que le premier.

De même, comme les quantités de base qui constituent les différents *sels basiques* de la même espèce offrent également entre elles et celle du sel neutre des rapports simples et multiples, on se sert des expressions précédentes, mais en les plaçant devant l'adjectif *basique*. Exemples :

<i>Azotate neutre de plomb.</i>	
— <i>bibasique</i> de plomb, contenant 2 fois plus de base que le précédent.	
— <i>tribasique</i> de plomb ; contenant 3 fois plus de base	
— <i>quadribasique</i> de plomb, contenant 4 fois plus de base	

On nomme *sels doubles* les composés de deux sels dans lesquels l'acide et la base sont au même point de saturation que dans les sels neutres simples; on les obtient en mêlant les solutions des deux sels dont ils sont formés. L'*alun*, qui vous est bien connu, au moins de nom (*fig. 368*), est un *sel double*, puisqu'il est composé de sulfate de potasse et de sulfate d'alumine.

Vous voyez, Messieurs, qu'avec un bien petit nombre d'expressions, courtes et faciles à retenir, les chimistes sont parvenus à distinguer aisément les unes des autres plusieurs centaines d'espèces de sels. La mémoire la plus heureuse n'aurait pu en garder le souvenir, si elles eussent porté des noms insignifiants.

Historique de la nomenclature chimique. — Le langage chimique adopté dans toutes les écoles, et dont je vous ai présenté, à mesure du besoin, les principales règles, est une œuvre toute moderne, puisqu'il ne date que de 1787. Jusque vers le milieu du dix-huitième



siècle, la chimie cultivée par un petit nombre d'adeptes enthousiastes, n'existait pas encore comme science ; car on ne peut raisonnablement donner ce nom à quelques faits isolés, à un amas de recettes, de pratiques plus ou moins compliquées, dont la connaissance ne dépassait



Fig. 368. — Bloc d'alun cristallisé.

même pas l'enceinte des laboratoires. Les noms employés alors pour désigner les composés connus étaient enfantés par le caprice le plus aveugle ; peu d'entre eux avaient une signification appropriée à la nature des corps qu'ils devaient faire reconnaître.

Ainsi, il y avait des HUILES *de tartre par défaillance, de vitriol* ; des BEURRES *d'antimoine, d'étain, d'arsenic* ; des FLEURS *de zinc, d'antimoine, de benjoin* ; du FOIE *de soufre* ; du SUCRE *de Saturne* ; des CRÈMES *de tartre et de chaux* ; bien que toutes ces substances ne fussent ni des huiles, ni des beurres, ni des fleurs, ni du foie, ni du sucre, ni des crèmes.

Toute matière qui devenait lumineuse dans l'obscurité, quelle que fût d'ailleurs sa composition, recevait aussitôt le nom de PHOSPHORE : de là le titre de *phosphore de Bologne*, donné au sulfure de baryum ; de *phosphore de Beaudouin*, à l'azotate de chaux ; de *phosphore de Homberg*, au chlorure de calcium ; de *phosphore de Canton*, au sulfure de calcium (1).

(1) Les chimistes des deux derniers siècles s'occupèrent beaucoup des substances qui luisent dans l'obscurité et qu'ils désignaient sous le nom commun de *phosphore*. Ils les partageaient en deux groupes : les *phosphores naturels* et les *phosphores artificiels*.

Ils rangeaient parmi les premiers : les vers et insectes luisants, certains mol-

Le sel que nous désignons par l'expression bien claire de *sulfate de potasse*, se nommait tantôt *sel de duobus*, tantôt *sel polychreste de Glaser*, tantôt *arcanum duplicatum*.

Le composé binaire que nous appelons aujourd'hui *protochlorure de mercure*, et dont nous faisons connaître tout de suite la véritable nature à l'aide de cette courte dénomination, portait autrefois les noms de *sublimé doux*, de *mercure doux*, d'*aquila alba*, d'*aquila mitigata*, de *manne des métaux*, de *dragon adouci*, de *panacée mercurielle*, de *panchymagogue minéral*, de *calomelas*, de *précipité blanc*, etc., etc.

Jugez, Messieurs, par la singularité et l'impropriété de ces divers noms, de ce qu'était l'ancien langage chimique, et des difficultés qu'éprouvaient les élèves, et même les maîtres, pour retenir une synonymie aussi compliquée que ténébreuse. La nomenclature actuelle, chef-d'œuvre de clarté, ne repose que sur un très-petit nombre de règles. Elle est basée sur ce principe que le nom d'un corps fait connaître sa nature chimique, en rappelant non-seulement les éléments qui le constituent, mais encore les proportions respectives de chacun d'eux.

L'adoption de cette nomenclature a été la cause des immenses progrès de la chimie depuis un siècle. On conçoit, en effet, qu'un langage analytique aussi concis, qui n'admet rien d'arbitraire, et qui s'adapte non-seulement aux faits connus, mais encore aux découvertes à faire, a dû, en servant de lien commun aux savants de tous les pays, contribuer singulièrement à multiplier les efforts des expérimentateurs et à répandre le goût de la science dans toutes les classes de la société.

L'idée en appartient à Guyton de Morveau, né à Dijon en 1727, qui, de professeur de droit, devint, par goût, professeur de chimie. Il eut tant de peine un jour à se faire entendre de son préparateur pour en obtenir certains composés dont il avait besoin, qu'il conçut le projet de créer des expressions indiquant, d'une manière précise, la nature des corps, et de simplifier ainsi le langage de la chimie. Ceci se passait en 1782. Attiré peu de temps après à Paris par Lavoisier, il présenta son projet de nouvelle nomenclature à l'Académie des sciences qui désigna Lavoisier, Berthollet et Fourcroy pour l'examiner. De la réunion de ces

lusques, les poissons morts et la chair putride, le bois pourri, la terre de tourbe, nombre de pierres précieuses et de minéraux qui deviennent phosphorescents dans l'obscurité soit par frottement, soit par percussion ou compression, soit par élévation de température, soit par exposition au soleil, soit enfin par des décharges électriques. Benvenuto Cellini semble être celui qui a le premier décrit ce phénomène curieux de la phosphorescence dans son *traité sur la joaillerie*, publié au commencement du XVI^e siècle. En 1663, Boyle observa que le diamant légèrement chauffé, étant frotté ou comprimé, émet une lumière presque égale à celle du ver luisant.

Les phosphores artificiels étaient tous les produits de laboratoire qui, dans certaines conditions, présentent le phénomène de la phosphorescence, tels que le phosphore de Kunckel, certains sels et plusieurs sulfures terreux.



quatre illustres chimistes naquit cette nomenclature méthodique qui fut publiée en 1787, et, bientôt après, adoptée avec acclamation par les chimistes de tous les pays.

Depuis, elle a été modifiée en plusieurs points importants ; des savants contemporains lui ont fait subir des changements notables, mais le principe philosophique qui a présidé à sa formation est toujours le même et sera toujours respecté, quelles que soient d'ailleurs les révolutions qu'éprouve la science dans l'avenir.

VINGTIÈME LEÇON

DES MÉTAUX (SUITE).

SOMMAIRE. — Généralités sur les sels. — Lois de composition. — De la cristallisation. — De l'eau de cristallisation et d'interposition dans les sels. — Phénomènes qui dépendent de la présence de l'eau dans ces composés. — Des *mélanges frigidifiques*. — Des précipitations et végétations métalliques. — De la décomposition des sels par les acides et par les bases. — De l'action des sels les uns sur les autres. — Manière d'être des métaux dans la nature. — Exploitation des mines. — Extraction des métaux de leurs minerais. — Principales opérations de la MÉTALLURGIE.

Lois de composition des sels. — Les sels offrent, Messieurs, dans leur composition, des lois aussi simples que celles qui régissent les composés binaires dont j'ai déjà fait l'étude.

En effet, l'analyse a démontré que, dans tous les sels d'un même genre, il y a toujours un rapport simple et constant entre l'oxygène de la base et l'oxygène de l'acide. Par une conséquence naturelle, il y a également un rapport simple et constant entre la quantité d'oxygène de la base et la quantité d'acide du même sel (1).

Ainsi, dans les *sulfates neutres*, la quantité d'oxygène de l'oxyde est à la quantité d'oxygène de l'acide :: 4 : 3. En effet, un *sulfate* se compose de :

Acide sulfurique.	100	contenant 59,87 ou 60 d'oxygène.
Base.	une quantité	contenant 20 d'oxygène.

(1) Il est juste de dire que, dès l'année 1700, Homberg montra que le même acide se combine avec des proportions diverses d'alcalis différents. Il dressa, plusieurs années avant Geoffroy, une table des proportions d'acides qui se combinent avec la même quantité d'alcali ; il en tira cette conclusion « que la dose d'acide que prend un alcali est la mesure réelle de la force passive de ce dernier. » Il fondait en partie cette proposition sur ce que la chaux éteinte ou carbonatée neutralisait la même quantité d'acide que la chaux vive.

EXEMPLES :

Sulfate de } = { Acide sulfurique. 100	contenant 60 d'oxygène.
plomb. } = { Oxyde plombique. 279	contenant 70 d'oxygène.
Sulfate de } = { Acide sulfurique. 100	contenant 60 d'oxygène.
de soude. } = { Soude. 78,467	contenant 20 d'oxygène.

Dans les sélénates, les silicates, les chromates, les azotites, les phosphites, les arsénites, le rapport est le même que dans les sulfates;

Dans les carbonates, les sulfites, les sélénites, les stannates, le rapport est de 1 à 2;

Dans les azotates, les phosphates, les arsénates, les chlorates, le rapport est de 1 à 5;

Dans les perchlorates, il est de 1 à 7; et ainsi des autres genres de sels.

Il résulte, de là, que le même acide exige pour sa neutralisation une quantité de chaque base renfermant la même proportion d'oxygène, ce qu'on exprime en disant que chaque acide a pour toutes les bases la même capacité de saturation.

Cette loi, qu'on appelle *loi de Berzelius*, du nom de celui qui l'a établie, est d'un grand secours en chimie, puisque, sans tâtonnements, sans essais préliminaires, on sait immédiatement, à l'aide du calcul, dans quelles proportions il faut employer un acide et un oxyde pour faire le sel dont on a besoin.

Un fait important à bien retenir, c'est qu'un sel est à *proportions définies ou constantes*, lorsqu'il cristallise régulièrement, tandis que généralement tout sel à *proportions indéfinies* est incristallisable. Ainsi, on admet, par exemple, un *bisulfate de potasse*, parce qu'on peut l'obtenir à l'état cristallisé; mais il n'y a pas de *trisulfate*, de *quadrifusulfate* de potasse, parce que cette base ne donne pas de produit cristallin avec 3 et 4 proportions d'acide sulfurique.

État de l'eau dans les sels. — Les sels cristallisés sont tantôt *anhydres*, c'est-à-dire privés d'eau (sulfate, azotate de potasse, azotate de baryte, de plomb), tantôt combinés intimement à une certaine quantité d'eau, si bien que cette eau fait partie de leur constitution, et ne peut en être chassée que par une chaleur de 100°. Ce sont alors des *hydrates* dont la proportion d'eau ne varie jamais dans le même sel cristallisé. Il y a plus, c'est qu'il existe toujours un rapport simple entre l'oxygène de l'eau et celui de la base du sel; le premier est un multiple ou un sous-multiple par un nombre entier du second.

C'est dans cette *eau de cristallisation* ou de *combinaison* que les sels se liquéfient à des températures peu élevées et qu'ils éprouvent ce qu'on a nommé improprement la *fusion aqueuse*. Cette eau étant vaporisée, ils restent sous la forme d'une poudre.

C'est souvent aussi à cette eau qu'ils doivent la couleur qu'ils affectent.



tent : ainsi le sulfate de protoxyde de fer est vert d'émeraude, le sulfate de cuivre est d'un beau bleu, quand ils sont en cristaux, tandis que desséchés ils sont d'un blanc sale.

Enfin c'est à cette même eau qu'il faut rapporter le phénomène désigné sous le nom d'*efflorescence*, présenté par certains sels cristallisés abandonnés au contact de l'air sec.

Tantôt, en perdant tout ou partie de cette eau, ils tombent en poussière; tantôt, tout en conservant leur forme, ils se recouvrent d'une poudre farineuse et cessent d'être transparents. Presque tous les sels de soude, notamment le sulfate, le phosphate et le carbonate, jouissent de cette propriété.

Outre cette eau de combinaison, les cristaux contiennent encore une certaine quantité d'eau simplement engagée entre leurs particules et que l'on nomme pour cette raison *eau d'interposition*. Cette eau est en proportions variables, mais toujours très-faibles. C'est à elle qu'ils doivent la propriété d'humecter le papier entre lequel on les comprime, ainsi que celle de se fendiller brusquement et de sauter en éclats quand on les expose subitement à une forte chaleur. Ce dernier phénomène est connu sous le nom de *décrépitation*. Jetez une pincée de sel marin, d'azotate de baryte ou de plomb dans le feu, vous entendrez immédiatement un bruit spécial, une sorte de pétilllement sec et continu, et vous courrez le risque d'être criblé de piqûres aux mains et au visage par la projection des petits cristaux brisés du sel.

Le plus souvent les sels qui décrépitent ne renferment pas d'eau de cristallisation.

Loi de l'isomorphisme. — Si généralement chaque espèce de sel revêt toujours la même forme cristalline, de telle manière qu'on peut dire que cette forme sert à la caractériser, comme par exemple le *cube* pour le sel marin, l'*octaèdre régulier* pour l'alun, le *rhomboèdre* pour le carbonate de chaux, le *prisme rhomboïdal oblique* pour les couperoses, etc., cependant il est des cas où deux sels de nature différente cristallisent absolument de la même manière et peuvent se remplacer mutuellement dans leurs cristaux respectifs sans qu'il soit possible de s'en apercevoir à l'œil.

Ainsi, par exemple, les aluns de potasse, d'ammoniaque, de chrome, donnent des octaèdres réguliers identiques (fig. 369), et peuvent se mêler dans toutes les proportions sans cesser de fournir des cristaux de même forme. De même encore les carbonates de chaux, de magnésie, d'oxyde de zinc, de protoxydes de fer et de manganèse, se montrent dans la nature sous forme de rhomboèdres obtus (fig. 370),



Fig. 369. — Forme cristalline des aluns.

dont les angles offrent des différences si minimes qu'il est impossible de les distinguer au simple aspect.

Cette identité de formes cristallines dans des substances de nature différente tient à ce que leur mode de constitution chimique est lui-même identique, c'est-à-dire que leurs éléments y sont, les uns par rapport aux autres, dans les mêmes proportions. Ce n'est donc pas la nature des atomes, mais leur nombre et leur position relative qui déterminent la forme cristalline des corps.

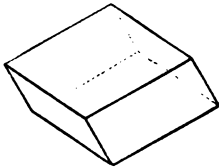


Fig. 370.

Forme cristalline des carbonates de protoxydes.

On peut dire, par conséquent, que le même nombre d'atomes, combinés de la même manière, produit la même forme cristalline.

Vous pouvez, d'après cela, facilement comprendre que les corps de même forme peuvent se substituer l'un à l'autre dans un cristal sans que celui-ci s'altère; le vide laissé par la substance qui disparaît étant exactement rempli par la substance qui s'ajoute. Le premier fait de ce genre a été observé par Gay-Lussac, et Beudant, en 1817, fit un assez grand nombre d'observations du même ordre.

De tout ceci il résulte que les sels, et en général les composés qui ont la même constitution, autrement dit qui contiennent le même nombre d'atomes groupés de la même manière, ont aussi la même forme cristalline fondamentale.

Cette loi, connue sous le nom d'*isomorphisme*, a été formulée en 1819 par Mitscherlich (1), et les corps qui y sont soumis s'appellent *isomorphes*, de deux mots grecs qui signifient *forme égale* ou *semblable*.

La potasse et l'ammoniaque sont *isomorphes*, puisqu'elles peuvent se remplacer dans l'alun et dans les autres sels sans modifier leurs formes cristallines.

Les sesquioxydes d'aluminium, de manganèse, de fer, de chrome, ayant la même constitution, M^2O^3 , sont *isomorphes*, et se remplacent les uns les autres dans le même cristal.

Le soufre et le sélénium sont *isomorphes*; aussi chaque sulfate a-t-il un séléniaté correspondant, ayant et la même composition et la même forme cristalline.

(1) Eilhard Mitscherlich, l'un des plus grands chimistes de la Prusse, naquit à Nenende, près de Jever, dans l'Ost-Frise, le 7 janvier 1794. Il fut l'un des plus brillants élèves de Berzelius. Il professa la chimie pendant de longues années à l'Université de Berlin et à l'Institut de Frédéric-Guillaume, où accouraient tous les ans un grand nombre d'élèves. Son traité de *Chimie* a été traduit dans presque toutes les langues vivantes. Ses mémoires sur les points les plus variés de la chimie, tant minérale qu'organique, rempliraient plusieurs volumes. C'est surtout par ses belles découvertes de l'*isomorphisme* et du *dimorphisme* qu'il a rendu son nom célèbre dans le monde savant. Il était l'un des huit associés étrangers de l'Académie des sciences de France et appartenait à presque toutes les sociétés scientifiques de l'Europe. Il est mort le 28 août 1863, à la suite d'une maladie du cœur.



C'est à cause de l'*isomorphisme* que les espèces minérales sont toujours complexes et qu'elles renferment plusieurs métaux et d'autres substances à la fois. Ainsi dans les cristaux de *fer magnétique* naturel, *oxyde ferroso-ferrique* (Fig. 371), une partie du protoxyde de fer est souvent remplacée par du protoxyde de manganèse ou par de l'oxyde de zinc, sans que le type ni la forme du composé soient changés.

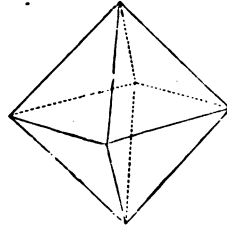


Fig 371. — Fer oxydulé ou magnétique.

Propriétés physiques des sels. —

Parmi les propriétés physiques des sels, il en est deux qui ont une certaine importance, parce qu'elles peuvent jusqu'à un certain point faire reconnaître les sels de même base : c'est la couleur et la saveur.

Couleur des sels. — En effet, les sels de même base offrent généralement les mêmes nuances. Ainsi :

Les sels de protoxyde de fer, dissous ou cristallisés, sont d'un vert d'émeraude;

de sesquioxyde de fer neutres.....	d'un jaune rougeâtre;
de protoxyde de manganèse.....	légèrement roses;
neutres et acides de cobalt.....	d'un rose violet;
basiques de cobalt.....	d'un bleu violacé;
neutres de nickel.....	verts ou verdâtres;
de cuivre.....	bleus ou d'un bleu verdâtre;
d'or.....	d'un jaune plus ou moins intense;
de platine.....	d'un jaune un peu orangé;
de rhodium, de palladium.....	d'un rose rouge;
d'iridium, dissous.....	rouges ou bleus, etc.

Saveur des sels. — Il en est de même pour la saveur. Ainsi :

Les sels d'alumine.....	ont une saveur astringente;
— de zinc.....	— styptique;
— de magnésie.....	— amère;
— de glucyne, d'yttria.....	— sucrée;
— de plomb, de nickel.....	— sucrée, puis âpre et styptique;
— de chaux, de strontiane, de baryte.....	— piquante et âcre;
— des métaux des quatre dernières sections, autres que les précédents.	— métallique, c'est-à-dire âcre, styptique, excitant fortement la salivation.

Certains acides modifient quelquefois la saveur due à la base. Ainsi les sulfates de potasse et de soude sont amers; l'azotate de potasse a une

saveur fraîche et piquante ; le phosphate de soude est un peu salé ; le citrate de magnésie est à peine sapide : de là son usage si fréquent comme purgatif, à la place du sulfate qui a une amertume insupportable.

Action de l'eau. — Tous les sels ne sont pas solubles dans l'eau. Il en est beaucoup dont la cohésion est telle, que leur affinité pour l'eau ne peut la surmonter ; ceux-là sont nécessairement insolubles.

Parmi les sels solubles, les uns jouissent de cette propriété à un haut degré, tandis que d'autres ne la possèdent que dans des limites très-restreintes. La plupart des sels *efflorescents* sont plus solubles que beaucoup d'autres, par la seule raison qu'ils ont moins de cohésion. L'unique moyen d'évaluer avec quelque certitude l'affinité relative des sels pour l'eau, c'est de comparer le retard que des quantités égales de ces corps dissous dans une même quantité d'eau apportent dans son ébullition. L'affinité est en raison directe de l'élévation de température.

Voici quelques exemples des variations que certains sels produisent dans le point d'ébullition de l'eau, d'après Legrand :

	Température de l'ébullition.	Poids du sel dans 100 part. d'eau.
Carbonate de soude.....	104°,6	48,5
Chlorure de sodium.....	108 ,4	41,2
Chlorhydrate d'ammoniaque.....	114 ,2	88,9
Azotate de potasse.....	115 ,9	335,1
Azotate de soude.....	121 ,0	224,8
Carbonate de potasse.....	135 ,0	205,0
Azotate de chaux.....	151 ,0	362,0
Chlorure de calcium.....	179 ,5	325,0

On dit que l'eau est *saturée* d'un sel lorsqu'elle refuse d'en dissoudre davantage. Lorsque cette saturation s'est opérée sous l'influence de la chaleur, il arrive toujours que la liqueur en laisse déposer une certaine proportion lorsqu'elle redescend à la température ordinaire, et cette proportion représente celle qui ne s'est dissoute

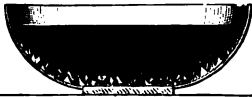


Fig. 372. — Cristallisation d'un sel en dissolution dans l'eau.

dans l'eau qu'à la faveur du calorique. Mais les molécules du sel qui se séparent de l'eau ne se rassemblent pas au hasard. Elles se groupent toujours symétriquement, et donnent naissance à des cristaux réguliers (fig. 372).

La liqueur qui baigne les cristaux et qui reste chargée de tout le sel qu'elle peut dissoudre à la température ambiante, est connue sous le nom d'*eau mère*.

Les sels qui ne présentent qu'une légère différence dans leur solubilité à froid et à chaud, ne se précipitent pas de leur dissolution à mesure qu'elle se refroidit. Aussi, pour les obtenir à l'état de cristaux, on est

obligé d'avoir recours à une évaporation lente ou rapide qui, en diminuant la masse du dissolvant, détermine nécessairement la cristallisation de toute la portion du sel qui se trouve alors en excès dans le reste de la liqueur. C'est même le mode le plus ordinairement suivi pour opérer la cristallisation des sels.

Cette évaporation se pratique le plus souvent au moyen de la chaleur. Mais, quand il s'agit d'obtenir des cristaux volumineux et très-réguliers, on la laisse se produire à la température ordinaire, au contact de l'air, en ayant soin d'éviter que la liqueur n'éprouve quelque mouvement brusque, car alors la cristallisation serait confuse.

Il est des dissolutions qui ne peuvent cristalliser hors du contact de l'air, même lorsqu'on les agite. C'est ce qui a lieu pour le sulfate de soude. Qu'on introduise une dissolution saturée de ce sel dans un tube de verre (Fig. 373), qu'on chauffe ensuite de manière que la vapeur chasse

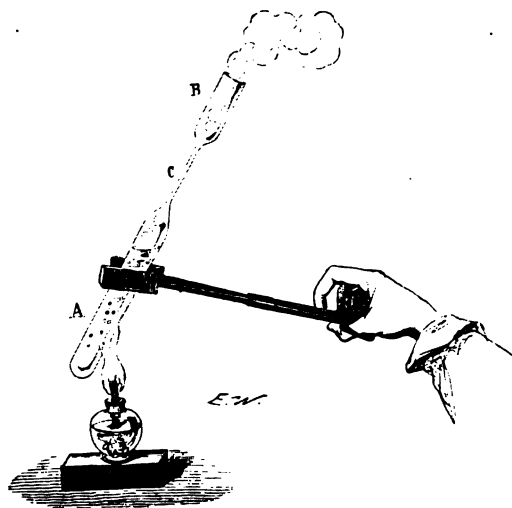


Fig. 373. — Dissolution sursaturée de sulfate de soude ne cristallisant pas hors du contact de l'air.

l'air de l'intérieur du tube B, qu'on effile celui-ci et qu'on le ferme à la lampe par son extrémité supérieure C, la liqueur ne donnera point de cristaux par son refroidissement. Mais aussitôt qu'on brisera cette extrémité, et que l'air, par conséquent, rentrera dans le tube, la cristallisation s'opérera en un instant, comme vous allez en acquérir la preuve.

Les sels desséchés et susceptibles de se combiner avec l'eau développent toujours de la chaleur au contact de ce liquide, parce qu'ils reprennent alors l'eau de cristallisation qu'on leur avait fait perdre. C'est ainsi qu'en *gâchant* avec l'eau du plâtre cuit (sulfate de chaux), le

mélange s'échauffe beaucoup. C'est ce qui arrive également avec le chlorure de calcium fondu.

Mélanges frigorifiques. — Les sels pourvus, au contraire, de leur eau de cristallisation produisent du froid au moment où on les dissout, parce que, pour devenir liquides, ils absorbent du calorique latent à l'eau et aux corps environnants. Le même effet se produit avec la glace ou la neige ; de là l'application qu'on a faite de ce phénomène à la préparation des mélanges frigorifiques.

L'emploi de ces mélanges remonte déjà très-haut dans l'histoire de la science. Le nitre fut d'abord le sel qu'on mit en usage pour cet objet, et ce furent les Italiens qui s'en servirent les premiers, puisque, vers 1550, on rafraichissait déjà par son moyen l'eau et le vin, dans les riches maisons de Rome. Lord Bacon, qui mourut en 1626, a écrit qu'on pouvait faire geler l'eau avec un mélange de neige et de sel marin. Vers la fin du dix-septième siècle, Boyle fit connaître beaucoup d'autres substances susceptibles d'être employées à produire des abaissements de température. C'est vers 1655 à 1660 qu'on fit l'application des mélanges frigorifiques à la confection des glaces et des sorbets. Cet art ingénieux fut apporté à Paris vers cette époque par Procope Cotelli, noble palermitain, pauvre cadet d'une riche famille sicilienne, et ces préparations rafraichissantes obtinrent tant de vogue, qu'en 1676 on comptait déjà dans cette ville 250 boutiques dans lesquelles on vendait des boissons glacées de toutes sortes.

Walker fut le premier chimiste qui parvint à faire de la glace au milieu de l'été, en se servant uniquement de simples solutions de sels, et, le 20 avril 1787, il réussit à congeler le mercure.

On prépare les mélanges frigorifiques en dissolvant des sels très-solubles dans l'eau ou dans les acides étendus, ou en mettant en contact avec la glace ou la neige, des sels, des acides, des alcalis, en certaines proportions.

Voici quelques formules de mélanges frigorifiques :

	TEMPÉRATURE PRODUITE.	USAGES DE CES MÉLANGES.
Eau.....	10 part.)	} Très-propre pour rafraichir le vin, gla- cer les crèmes et pour congeler une petite quantité d'eau.
Azotate de potasse.....	6)	
Chlorhydrate d'ammoniaq.	6)	
Sulfate de soude cristallisé.	4 1/2)	
Neige ou glace pilée.....	2)	} Employé habituel- lement dans les la- boratoires.
Sel marin.....	1)	
Sulfate de soude cristallisé.	8)	} Idem.
Acide chlorhydrique.....	5)	
Neige.....	3)	} de 0° à - 30°
Acide sulfurique faible....	2)	



DES MÉTAUX.

Sulfate de soude cristallisé..	4	} - 5° à - 5°	} Très-propre à faire en été de la glace avec économie.
Acide sulfurique à 41°.....	3		
Azotate d'ammoniaque.....	4	} - 25°	} Idem.
Eau.....	3		

Les limonadiers, pour congeler leurs liqueurs aromatiques et sucrées, destinées à être transformées en glaces et en sorbets, les plongent dans un mélange de 6 parties de glace pilée et de 2 parties de sel marin, auxquels ils ajoutent souvent du chlorure de calcium cristallisé, afin de hâter la congélation. Les liqueurs sont mises dans un vase cylindrique en étain très-mince, appelé *sorbetière* (fig. 374). Le vase est en argent lorsqu'on veut conserver aux sorbets de fraises, de framboises, de groseilles, de cerises, leur belle couleur.



Fig. 374. - Sorbetière des limonadiers.

La liqueur destinée à être convertie en glace est introduite dans la sorbetière, qu'on plonge aussitôt dans le mélange réfrigérant, placé dans un seau de bois. On agite rapidement la sorbetière pendant quatre ou cinq minutes; on la dé:ouvre, et avec une cuillère nommée *houlette*, on détache toutes les parties de glace qui se sont formées à la circonférence intérieure, en les ramenant au centre du vase. On rajuste le couvercle, et l'on tourne la sorbetière aussi rapidement que la première fois. On répète cette manipulation jusqu'à ce que toute la liqueur, après avoir perdu sa transparence, se soit convertie en neige. On renouvelle le mélange frigorifique du seau afin de compléter la solidification de la liqueur qu'on agite souvent avec la houlette; ce travail sert à augmenter l'onctuosité des glaces.

Dans ces dernières années, un grand nombre d'appareils ont été inventés pour faire de la glace extemporanément, dans les ménages, soit pour servir en cas de maladie, soit pour les jouissances de la table. On les connaît sous les noms de *glacière des fumilles*, *congélat ur*, etc. Pour y produire le refroidissement de l'eau ordinaire ou de l'eau sucrée et aromatisée, on fait usage le plus habituellement du mélange frigorifique suivant :

Sulfate de soude en petits cristaux grenus.....	1 kil. 800
Acide chlorhydrique du commerce.....	1 kil. 400

qui produit un abaissement de 25 à 26 degrés environ. Mais pour congeler 2 kil. d'eau, il faut renouveler cinq fois ce mélange de dix minutes en dix minutes, ce qui est un embarras, indépendamment des inconvénients qu'entraîne l'emploi d'un acide corrosif et fumant qui oxyde promptement les vases dont on se sert.

Mieux vaut employer le mélange suivant :

Azotate d'ammoniaque.....	800 grammes.
Eau.....	600 —

Ce mélange est économique, parce que l'on peut retrouver le sel par l'évaporation et le faire servir pour ainsi dire indéfiniment, sauf une légère perte inévitable à chaque opération. M. Goubaud, qui a construit l'un des meilleurs congélateurs, emploie un mélange d'azotate et de chlorhydrate d'ammoniaque. Il n'en faut que 2^l,500, et 2 litres et demi d'eau pour avoir 500 grammes de glace, en une seule opération qui dure de quinze à dix-huit minutes.

Vous avez sous les yeux l'appareil Goubaud, muni de toutes ses pièces (*fig. 375*).

La partie essentielle est un vase *a* en étain pur, très-mince, composé d'un assemblage de tubes légèrement coniques fermés par le bas; ces tubes sont réunis, par le haut, à une chambre cylindrique *b*, qui permet de les remplir tous à la fois, et que l'on ferme au moyen d'un couvercle à vis percé d'un orifice *d* par où l'on verse l'eau et que l'on bouche ensuite. L'appareil est surmonté d'une tige de fer *e*, sur laquelle se chausse une manivelle à poignée *f*, qu'on tourne à la main; cette tige tra-



Fig. 375. — Congélateur Goubaud.

verse le couvercle d'un seau en bois *g* à parois épaisses. Les tubes *a* portent, par le bas, un petit pivot en fer *h*, qui s'engage dans une cavité centrale ménagée au fond du seau.

L'appareil est entouré d'une lame en spirale *i*, destinée à maintenir l'eau, dont on remplit le seau, dans une agitation continuelle, afin d'empêcher le sel de se déposer. C'est dans cette eau, qui doit être aussi fraîche que possible, qu'on plonge l'ensemble des tubes chargés préalablement d'eau pure. On ajoute les sels ammoniacaux, on ferme le seau de son couvercle et on tourne la manivelle. Au bout de quinze minutes, plus ou moins, l'eau contenue dans les tubes est congelée. On



enlève alors l'appareil, on le plonge dans un vase plein d'eau à la température ordinaire pour que la glace se détache plus facilement, on dévisse le couvercle, on renverse l'appareil sur une assiette, on le secoue, et il en sort des cylindres de glace faciles à manier et à briser.

En rendant les tubes en étain indépendants les uns des autres, ainsi que l'a fait M. Chesnon, qui a modifié fort habilement l'appareil Goubaud dans plusieurs de ses parties, on a l'avantage de ne sortir du mélange que le nombre de tubes nécessaire au moment donné, et de pouvoir conserver le reste de la glace pendant plus d'une journée.

La figure 376 est une coupe verticale d'une sorbetière en étain dans laquelle on prépare les sorbets ou les glaces à manger.

Dans la figure 377 on la voit plongée dans sonseau. Ici le mouvement



Fig. 376. — Coupe verticale d'une sorbetière en étain.

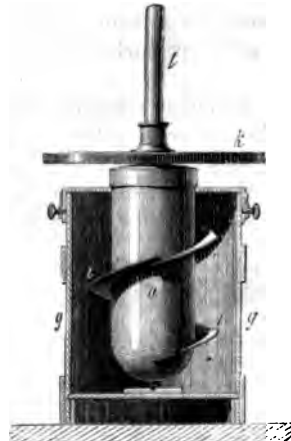


Fig. 377. — Sorbetière plongée dans sonseau.

est communiqué par un petit volant horizontal *k*; son axe est traversé par le mouveron ou spatule *l*, qui a pour fonction de détacher des parois du vase le mélange du sirop, et de l'empêcher de se prendre en masse cristalline.

Action de la chaleur. — Les sels anhydres ou ceux qui ont perdu leur eau de cristallisation par une première application de la chaleur, peuvent, lorsqu'on les expose à une température convenable, et qu'ils ne sont pas décomposables, fondre et éprouver ce qu'on appelle la *fusion ignée*. Ainsi liquéfiés par la chaleur, ils se figent par le refroidissement en un verre qui, le plus souvent, perd sa transparence en peu de temps (azotate de potasse, borate de potasse, sulfate de soude, phosphates).

En général, les sels contenant des acides gazeux ou décomposables

par la chaleur (carbonates, sulfites, azotates, azotites, chlorates, perchlorates, etc.), se décomposent à une température plus ou moins élevée.

Les sels contenant des acides fixes et des bases irréductibles par la chaleur sont très-stables (silicates, borates, phosphates, arséniates, etc.).

Tous les sels des métaux de la sixième section sont réductibles par le feu, quel que soit l'acide qu'ils renferment (sels de mercure, d'argent, d'or, etc.).

Action de l'électricité. — Tous les sels sont décomposés par le courant électrique, mais non avec la même facilité.

1. Quand le courant est suffisamment fort et que les sels sont constitués par des acides et des oxydes très-stables (sels de la première et de la deuxième section en dissolution), il y a isolement des uns et des autres, puis transport des acides au pôle positif et des oxydes au pôle négatif.

C'est ce qu'on constate aisément en remplissant un tube en U d'une dissolution de sulfate neutre de soude à laquelle on a ajouté du sirop de violettes, et en faisant plonger dans chacune des branches de ce tube un fil de platine en communication avec l'un des pôles d'une pile en activité (Fig. 378). Au bout de quelque temps, la liqueur rougit

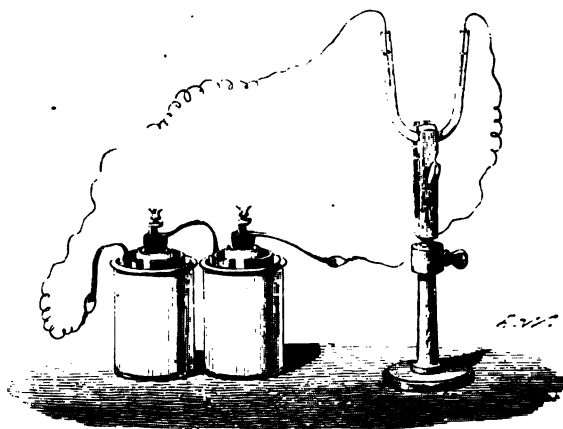


Fig. 378. — Décomposition du sulfate de soude par la pile.

dans le tube positif et verdit dans le tube négatif. — Si l'on interrompt le courant, et si l'on mêle le liquide des deux branches, la teinte bleue reparait par la neutralisation de l'acide et de la base isolés.

2. Dans d'autres circonstances, il arrive que non-seulement le sel est décomposé en ses deux principes constituants, mais encore que l'oxyde

métallique est réduit, en sorte que le métal seul se rend au pôle négatif et qu'au pôle positif se réunissent l'oxygène de l'oxyde et l'acide indécomposé.

La plupart des sels des quatre dernières sections en dissolution, ceux de la première section quand ils sont humectés, éprouvent ce genre de décomposition.

Avec les premiers, l'expérience se fait encore de la même manière en plongeant dans une dissolution de sulfate de cuivre, par exemple, deux électrodes de platine introduisant le courant produit par deux couples de Bunsen (*fig. 379*); on verra du cuivre métallique se déposer sur l'électrode négative, tandis que des bulles d'oxygène se dégageront le long de l'électrode positive, en même temps que le liquide entourant cette dernière se chargera d'acide sulfurique libre.

Si l'on opère avec un sel de la première section, on l'humecte légèrement, puis on le met en contact avec les deux électrodes d'une pile de 80 à 100 paires récemment chargée. A l'instant même, on voit apparaître au pôle négatif des globules métalli-

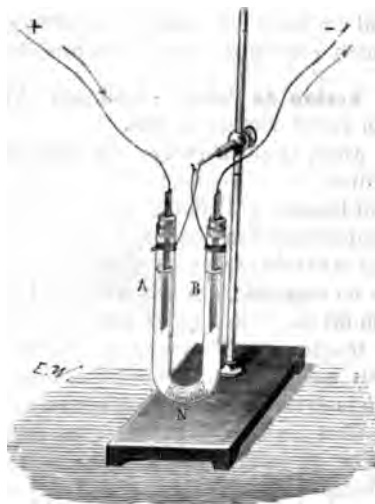


Fig. 379. — Décomposition du sulfate de cuivre en dissolution par la pile.

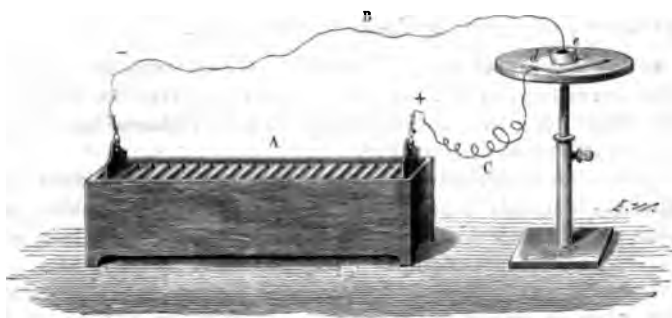


Fig. 380. — Décomposition des sels alcalins solides par la pile.

ques. Pour recueillir ceux-ci, on se sert du mercure, ainsi que le docteur Seelck l'a indiqué le premier, et dans ce cas on forme avec

le sel une petite coupelle dans laquelle on place le mercure ; le fil négatif plonge dans ce métal, tandis que le fil positif est en communication avec une plaque de platine qui supporte la coupelle (fig. 380). Il se produit bientôt un amalgame plus ou moins riche.

Je n'insiste pas davantage sur cette action décomposante de l'électricité sur les sels. Plus tard, je vous dirai les belles applications qui en ont été faites par Jacoby à la galvanoplastie, par De la Rive, Perrot, de Ruolz à la dorure et à l'argenture des métaux vulgaires.

Action de l'air. — L'air agit physiquement et chimiquement sur un grand nombre de sels.

Ainsi, tantôt il enlève aux sels *efflorescents* tout ou partie de leur eau de cristallisation ; tantôt il cède à ceux qui sont anhydres et qui ont beaucoup d'affinité pour l'eau, la vapeur aqueuse qu'il contient toujours, et dans ce cas, ces sels s'humectent, puis se liquéfient : tel est le cas du carbonate et de l'acétate de potasse, des azotates de chaux et de magnésie, des sels solubles d'alumine, du chlorure de calcium. On dit de ces sels qu'ils sont *déliquescents*.

D'autres fois, l'oxygène de l'air se porte sur l'acide ou l'oxyde des sels, quand ils sont susceptibles de se suroxyder, et les transforme alors en nouveaux genres ou en nouvelles espèces.

C'est ainsi qu'il fait passer les sulfites, les phosphites, les azotites à l'état de sulfates, de phosphates, d'azotates ; c'est encore ainsi qu'il change les sels de protoxyde de fer en sous-sels de sesquioxydes.

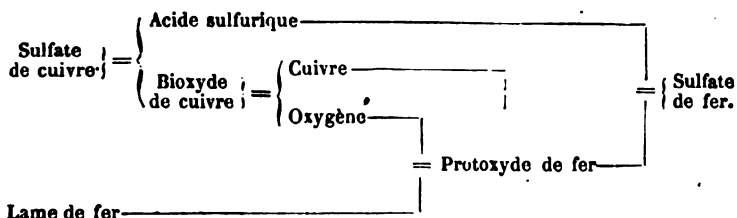
Action des métalloïdes. — L'action des métalloïdes sur les sels est trop variable pour qu'il soit possible de vous en parler dans ces généralités.

Tout ce que je puis dire ici, c'est que le chlore agit de la même manière que l'air ou l'oxygène en présence de l'eau, parce qu'en la décomposant il met en liberté de l'oxygène naissant, tandis qu'il s'unit à son hydrogène pour former de l'acide chlorhydrique.

Action des métaux. — Les métaux pris sous forme de lames bien polies ou, comme on dit, *décapées*, donnent lieu, avec les dissolutions métalliques des quatre dernières sections, à des phénomènes généraux qu'il est important de connaître.

En thèse générale, lorsqu'on plonge dans une de ces dissolutions un métal qui manifeste plus d'affinité pour l'oxygène et les acides que le métal qui fait partie du sel dissous, le premier précipite ordinairement le second à l'état métallique et le remplace dans la dissolution.

C'est ainsi qu'une lame de fer bien polie, plongée dans la dissolution d'un sel de cuivre, produit la précipitation du cuivre en petites lamelles rouges et pourvues du brillant métallique (fig. 381) :



C'est encore ainsi qu'une lame de cuivre, placée dans la dissolution d'un sel d'argent, se recouvre bientôt d'argent en beaux cristaux brillants.

On se procure, par ce moyen, ces belles végétations métalliques que



Fig. 381. — Précipitation du cuivre par une lame de fer.

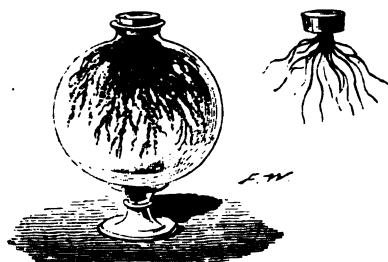


Fig. 382. — Arbre de Saturne.

les anciens chimistes désignaient sous les noms d'*arbre de Saturne*, d'*arbre de Diane*, d'*arbre philosophique*.

On obtient la première en plongeant du zinc en bandes ou en fils dans une dissolution faible d'*acétate de plomb* (fig. 382), qui dépose bientôt sur ces bandes ou fils des paillettes brillantes de plomb révisité, qui augmentent incessamment et produisent des ramifications très-bizarres.

On fait la seconde en versant sur du mercure une dissolution un peu concentrée d'*azotate d'argent*. Au bout de quelques jours, l'argent se montre en houppes très-légères et brillantes, composées d'une multitude de petits cristaux (1).

Les arts ont su tirer, dans plusieurs circonstances, un parti très-avantageux de cette propriété qu'ont certains métaux d'en précipiter d'autres de leurs dissolutions salines.

Dans les usines où l'on exploite les minerais de cuivre pour en

(1) On attribue la première idée de ces végétations métalliques à Eck de Sulzbach, alchimiste du xv^e siècle dont j'ai déjà parlé. Homberg s'en est aussi beaucoup occupé et il a donné un moyen assez simple pour obtenir l'*arbre de Diane*.

extraire ce métal, on en retire une assez grande quantité des *eaux cémentatoires*. Ce sont des eaux chargées naturellement de sulfate de cuivre et qui circulent dans les galeries des mines qui contiennent des *pyrites* ou sulfure de cuivre. On plonge dans ces eaux des morceaux de fer ou de vieille ferraille, sur lesquels le cuivre vient se mouler en se précipitant.

Il y a une trentaine d'années, on s'est livré dans les hôtels de monnaies à la refonte des anciennes pièces d'argent qui étaient très-riche en or. Voici comment on opérait. — On traitait ces pièces par de l'acide sulfurique bouillant qui dissolvait l'argent et laissait l'or sous forme de poudre brune qui était recueillie avec soin. On obtenait, par ce moyen, beaucoup de sulfate acide d'argent, dont on isolait le métal en jetant dans la dissolution des feuilles de cuivre ayant servi au doublage des navires. L'argent se déposait sous forme d'une mousse cristalline d'un gris blanchâtre; après le lavage de cette mousse, connue des ouvriers sous le vieux nom de *chaux d'argent*, on la fondait dans un creuset et on coulait le métal en lingots. — Quant à la liqueur, ne contenant plus que du sulfate acide de cuivre, on la neutralisait et on la mettait à cristalliser. On avait ainsi du sulfate de cuivre très-pur.

J'ai posé en principe que pour qu'un métal puisse en précipiter un second de sa dissolution, il faut nécessairement que le premier ait plus d'affinité que l'autre pour l'oxygène et les acides. Cette condition ne suffit pas cependant pour opérer la séparation complète du métal dissous, car une fois que le métal *précipitant* est recouvert du métal *précipité*, déposé en poudre, couche ou petits cristaux à sa surface, il est évident qu'il ne peut plus agir sur la dissolution, à moins qu'une autre cause n'intervienne. Or cette cause, c'est une action électro-chimique que développe le contact des deux métaux plongés dans la liqueur acide; et cette nouvelle action est assez énergique pour déterminer la décomposition ultérieure de l'eau et du sel dissous. Le métal *précipitant*, étant *électro-positif*, attire l'oxygène de l'eau et l'acide du sel, tandis que le métal *précipité*, étant électro-négatif, attire l'hydrogène de l'eau et l'oxyde du sel. Mais ces deux derniers corps, en se rencontrant à l'état naissant, agissent l'un sur l'autre et produisent de l'eau et un métal pur qui s'ajoute toujours à la partie la plus éloignée du centre primitif d'action.

Il résulte de cette explication, qu'une seconde condition pour qu'un métal en précipite un autre de sa dissolution, c'est qu'il faut qu'il joue à son égard le rôle de métal électro-positif. Ainsi, dans le commencement d'une précipitation métallique, le phénomène est produit par une différence marquée dans l'affinité des deux métaux pour l'oxygène; mais cet effet est très-limité et la précipitation ne s'achève que par suite de l'action électro-chimique, dont je viens de vous faire connaître l'origine.

Je terminerai cet intéressant sujet en vous présentant dans un tableau

les noms des dissolutions métalliques qui sont réductibles par les métaux :

SELS RÉDUCTIBLES.	MÉTAUX RÉDUCTEURS.
Sels d'étain.....	Fer, zinc.
— d'antimoine... ..	
— de bismuth.....	
— de plomb.....	
— de cuivre.....	Fer, zinc et tous les métaux des sels précédents.
— de mercure.....	
— d'argent.....	
— de palladium.....	
— de platine.....	
— d'or.....	

Action des oxacides. — Cette action est variable, et les causes qui la déterminent sont, comme l'a signalé Berthollet, plutôt physiques que chimiques. Voici les principaux cas.

1. Les acides en contact, à froid ou à chaud, avec les oxysels dont l'acide est gazeux ou gazéifiable, chassent toujours celui-ci de ses combinaisons en prenant sa place. Ainsi les acides sulfurique, phosphorique, arsénique, etc., expulsent l'acide des carbonates, des sulfites, des azotates, en formant des sulfates, des phosphates, des azotates, etc. (fig. 383).

Vous devez vous rappeler que c'est sur ce principe que sont fondés les procédés de préparation des acides carbonique, azotique, etc. (1).

La même décomposition se produit encore, à la chaleur rouge, lorsqu'on fait intervenir sur les sels à acides gazeux ou réductibles en éléments gazeux des acides fixes et indécomposables.

Voilà pourquoi les acides silicique, borique, phosphorique, etc., qui sont dans ce cas, décomposent à une température élevée les carbonates, les sulfites, même les sulfates.

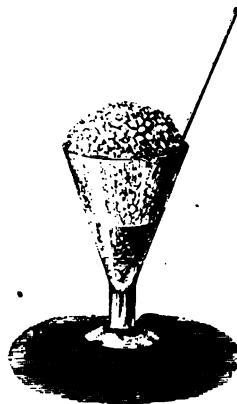


Fig. 383. — Décomposition d'un carbonate par un acide.

(1) C'est Glauber qui, dans le XVII^e siècle, constata le premier cette action des acides énergiques sur les sels, et arriva ainsi à obtenir ce qu'on appelait alors les *esprits acides des minéraux*. Après avoir extrait l'*huile de vitriol* en calcinant le vitriol vert ou sulfate de fer, il versa par hasard de cette *huile* sur quelques sels et vit leurs *esprits* s'élever en vapeurs acides. Ces vapeurs condensées par le froid lui donnèrent les acides forts que la métallurgie, la teinture et les autres arts industriels surent bientôt utiliser. On voit, par cet exemple, qu'une découverte en chimie en enfante toujours de nouvelles et devient la source d'une foule d'applications intéressantes.

Les acides en contact avec les oxydes dont l'acide est peu soluble dans l'eau, ou avec une base insoluble dans l'eau, isolent toujours celui-ci, et les acides peuvent former avec sa base un nouveau sel soluble. C'est pour cette raison que les acides sulfurique, azotique, phosphorique, arsenique, etc., séparent l'acide arsénieux des arsénites dissous, l'acide chromique des chromates, l'acide silicique des silicates, l'acide borique des borates, etc.

3. Les acides peuvent encore décomposer les sels dans le cas où ils peuvent former avec la base de ceux-ci des sels insolubles. Ainsi l'acide sulfurique décompose tous les sels de baryte dissous dans l'eau, parce qu'il donne naissance à du sulfate de baryte insoluble; l'acide phosphorique agit de même sur les sels solubles de plomb, de cuivre, etc., parce que les phosphates de ces bases sont insolubles.

Il est facile de voir que dans ces réactions diverses, les causes déterminantes sont des différences dans la volatilité, l'insolubilité, la stabilité au rouge des acides employés et de ceux qui se trouvent dans les sels.

4. Il arrive souvent qu'un acide ne s'unit qu'à une portion de la base d'un sel; il en résulte alors deux nouveaux sels acides. Or, comme tous les sels acides sont solubles, il s'ensuit que presque tous les sels basiques ou neutres, qui sont insolubles par eux-mêmes, doivent se dissoudre dans les acides azotique, chlorhydrique, etc.

C'est ce qui arrive avec les phosphates de chaux, de baryte, que l'eau ne peut dissoudre, mais qui disparaissent sur-le-champ dans l'eau aiguillée d'acide azotique ou chlorhydrique.

Ces acides sont donc aussi des dissolvants pour les sels, et, sous ce rapport, ils rendent des services importants aux chimistes et aux industriels.

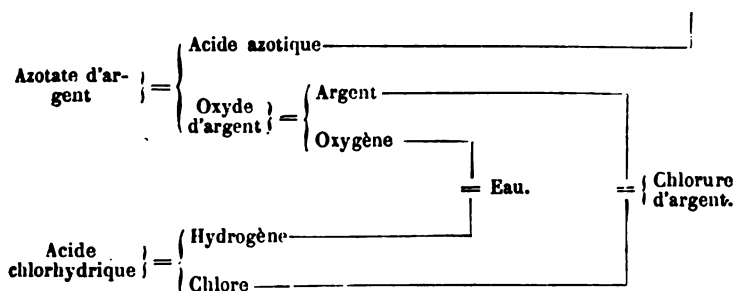
Action des hydracides. — Les hydracides ne se bornent pas à isoler l'oxyde et l'acide d'un sel, ils réagissent en particulier sur l'oxyde comme s'il était libre, et le décomposent en formant de l'eau et un composé binaire insoluble.

C'est ainsi que l'acide chlorhydrique se comporte à l'égard des sels d'argent et de protoxyde de mercure, des sels de plomb, etc.; il donne naissance, ainsi que vous allez le voir, à des précipités blancs, lourds, plus ou moins caillebottés (*fig. 384*), consistant en chlorures insolubles d'argent, de mercure ou de plomb.



Fig. 384. — Précipités caillebottés formés par l'acide chlorhydrique dans les sels d'argent, de mercure et de plomb.

La légende suivante va vous faire comprendre cette réaction :



L'acide sulfhydrique agit de même avec le plus grand nombre des sels; et comme les sulfures qu'il produit possèdent des couleurs distinctes suivant le métal qui s'y trouve, on se sert de cet acide, dissous dans l'eau, comme d'un réactif assez commode pour distinguer les unes des autres les différentes solutions métalliques.

Ainsi il détermine :

Dans les sels	}	de zinc.....	un précipité blanc.
		de protoxyde d'étain.....	— chocolat.
		de bioxyde d'étain.....	— jaune.
		de bismuth.....	— brun noir.
		de cuivre.....	
		de plomb.....	— jaune orangé
		d'antimoine.....	— noir.
		d'argent.....	
		de platine.....	
		d'or.....	{ blanc, puis orangé, ensuite noir.
d'oxyde mercurieux.....			
		d'oxyde mercurique.....	

La figure 385 représente l'appareil qui sert à décomposer une disso-

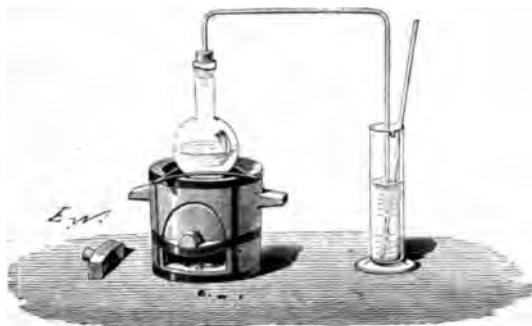


Fig. 385. — Décomposition des dissolutions métalliques par le gaz acide sulfhydrique.

lution métallique par le gaz acide sulfhydrique.

Action des bases. — 1. Les oxydes qui neutralisent mieux les acides que d'autres ont la propriété de séparer ces derniers de leurs dissolutions. Les bases alcalines de la première section, la magnésie, les protoxydes de fer, de manganèse, de zinc, de nickel, de plomb, le bioxyde de mercure, l'oxyde d'argent étant les oxydes qui manifestent cette propriété au plus haut degré, et dans l'ordre à peu près que je viens de citer, il arrive de là qu'ils décomposent les autres dissolutions métalliques, en s'emparant de l'acide et en précipitant l'oxyde à l'état d'hydrate.

Les oxydes alcalins de la première section décomposent sans exception les dissolutions salines des cinq dernières sections. Ainsi, si je verse de

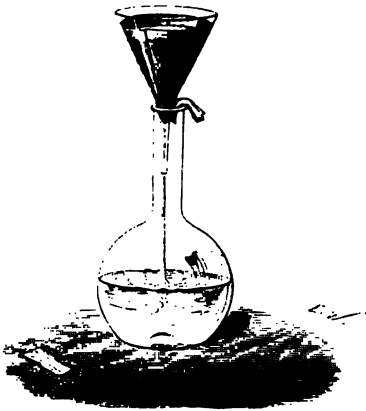


Fig. 386. — Filtre pour recueillir et laver les précipités.

la potasse ou de la soude dans des dissolutions de sels de chaux, de magnésie, de fer, de cuivre, de plomb, de mercure, il se fera un précipité de chaux, de magnésie, d'oxydes de fer, de cuivre, de plomb, de mercure, et dans la liqueur sur-nageante il y aura un nouveau sel de potasse ou de soude.

L'ammoniaque agit de même et peut être placée sur la même ligne, sous ce rapport, que la potasse et la soude.

Voilà donc un moyen de se procurer des oxydes métalliques. Ainsi, précipités au sein

de l'eau, ils sont toujours à l'état d'*hydrates*; mais en les recueillant sur un filtre de papier (fig. 386), les lavant, puis les séchant dans un creuset (fig. 387), on les obtient à l'état sec.

Comme il faut toujours ajouter dans la dissolution saline que l'on décompose, un excès de potasse ou d'ammoniaque, pour que l'oxyde précipité ne retienne plus aucune trace de l'acide auquel il était uni, il n'est pas indifférent d'employer l'un ou l'autre de ces alcalis. En effet, il est des oxydes métalliques qu'un excès de potasse ou de soude redissout, ce que ne fait pas l'ammoniaque, tandis qu'il en est d'autres que celle-ci redissout, sans que la potasse et la soude produisent cet effet.

Ainsi, si je veux décomposer un sel d'alumine, je choisirai l'ammoniaque, parce qu'avec la potasse et la soude je courrais le risque de redissoudre l'alumine précipitée, comme vous allez le voir dès que j'aurai versé un excès de ces deux alcalis sur le précipité. Si j'avais à traiter un sel de cuivre, j'emploierais ces derniers et non l'ammonia-



que, parce que celle-ci rend soluble l'hydrate de cuivre, comme je vous le démontre en employant un excès d'alcali volatil qui va produire une liqueur d'une belle couleur bleu céleste.

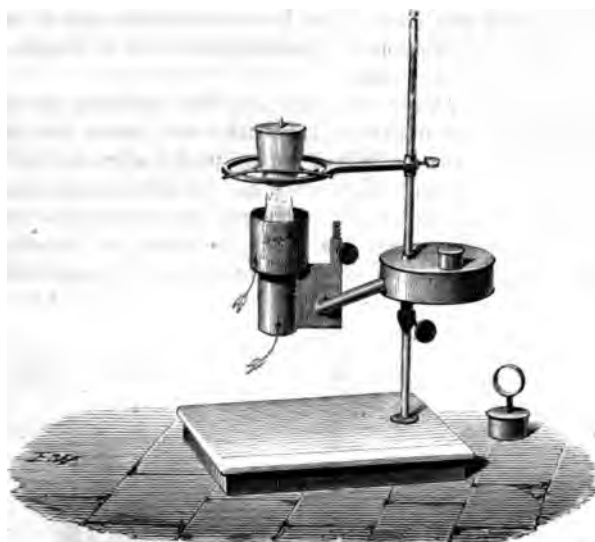


Fig. 387. — Dessiccation des précipités dans un creuset au moyen de la lampe à double courant d'air.

Voici l'indication des oxydes métalliques solubles dans un excès d'alcali :

OXYDES SOLUBLES dans la potasse et la soude.	OXYDES SOLUBLES DANS l'ammoniaque.
Oxydes de glucinium.	Oxydes de zinc.
— d'aluminium.	— de nickel.
— de zinc.	— de cobalt.
— de chrome.	— de cadmium.
— d'étain.	— d'argent.
— d'antimoine.	— de platine.
— de plomb.	Bioxydes d'étain.
— de platine.	— de cuivre.

2. Il arrive souvent que certaines bases qui neutralisent moins bien les acides que d'autres, possèdent néanmoins la faculté de décomposer leurs dissolutions salines ; cela arrive lorsque ces bases peuvent former avec l'acide qui est combiné aux dernières un sel insoluble ; et la décomposition est alors d'autant plus complète que le nouveau sel jouit d'une plus grande insolubilité. C'est pour cette raison que la baryte

et la strontiane décomposent les carbonates, les sulfates et les phosphates de soude et de potasse. La soude et la potasse sont mises en liberté, tandis qu'il se précipite du carbonate, du sulfate ou du phosphate de baryte ou de strontiane.

Vous voyez bien que, dans ce cas, la cause déterminante de la réaction réside dans la cohésion ou l'insolubilité du sel de baryte ou de strontiane qui tend à se former.

3. Il est encore une autre cause qui peut, dans quelques circonstances, déterminer la décomposition de certains sels, même hors du contact de l'eau ; c'est lorsque la base du sel tend à reprendre la forme gazeuse qui lui est propre. Or, il n'y a que les sels ammoniacaux qui soient dans ce cas, parce que l'ammoniaque est la seule base expansible. Triturés avec la potasse, la soude, la baryte, la strontiane, la chaux et la magnésie, tous ces sels abandonnent l'ammoniaque et

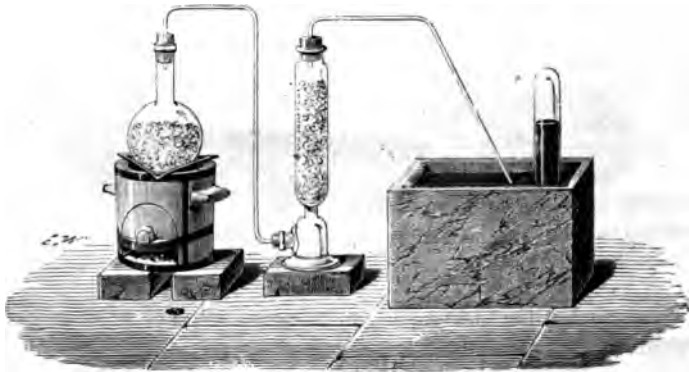


Fig. 388. — Isolement du gaz ammoniac.

répandent par conséquent des vapeurs irritantes faciles à reconnaître.

Vous devez vous rappeler, Messieurs, que c'est sur ce fait que repose le procédé d'extraction du gaz ammoniac (fig. 388).

Action mutuelle des sels. — Les sels, dans leur action mutuelle, donnent lieu à de nombreux phénomènes dont il est important de bien connaître les causes, car cette connaissance jette un très-grand jour sur l'ensemble des réactions chimiques.

J'examinerai successivement cette action par la voie humide et par la voie sèche.

A. Par la voie humide. — Ce n'est jamais qu'entre deux sels solubles, ou entre un sel insoluble et un sel soluble qu'il y a de l'action. Les sels insolubles n'exercent aucune action les uns sur les autres, à la température ordinaire.



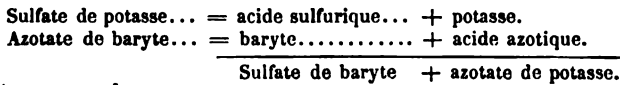
1. Les sels solubles offrent dans leur contact deux circonstances très-distinctes :

Tantôt ils s'unissent un à un, de manière à former un *sel double*. C'est ainsi qu'en versant une dissolution de sulfate d'alumine dans une autre de sulfate de potasse ou de sulfate d'ammoniaque, il en résulte bientôt un dépôt d'*alun*, qui n'est autre chose qu'un sulfate double d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque.

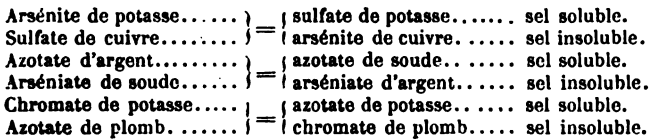
Tantôt, au contraire, ils se décomposent réciproquement. Cela arrive *toutes les fois que les deux sels solubles mélangés peuvent donner lieu à un sel insoluble ou à de nouveaux sels insolubles. Alors l'acide de l'un s'empare de la base de l'autre et réciproquement.*

Cette loi, posée par Berthollet, ne souffre aucune exception.

Si donc je verse du sulfate de potasse dans de l'azotate de baryte, j'obtiens d'une part un dépôt blanc de *sulfate de baryte*, et d'autre part une dissolution d'*azotate de potasse* :



Autres exemples :



Dans tous ces cas, la cause déterminante de la double décomposition des sels solubles qu'on mélange, réside dans l'insolubilité de l'un des nouveaux sels qui se produisent. Et il est à remarquer que la neutralité des uns et des autres n'est jamais changée, si bien que les nouveaux sels formés ont une composition correspondante à celle des sels détruits.

2. L'action des sels solubles sur les sels insolubles dépend encore de la même loi. En effet, comme l'a constaté Dulong :

Toutes les fois qu'on fait chauffer un sel insoluble avec une dissolution de carbonate de potasse ou de soude en excès, on opère encore une double décomposition, de telle sorte que l'acide du sel insoluble forme un sel soluble avec la potasse ou la soude, et que sa base passe à l'état de carbonate insoluble.

Si donc je fais bouillir, dans un ballon de verre (fig. 389), pendant une heure ou deux, 1 partie de sulfate de baryte en poudre fine, avec 4 à 5 parties de carbonate de soude, dissous dans 30 ou 40 parties d'eau, tout le sulfate de baryte sera changé en carbonate de baryte insoluble, et la liqueur surnageante contiendra une quantité corres-

pondante de sulfate de soude, mêlé à l'excès de carbonate de soude employé.

Cette réaction, signalée par Dulong (1), est d'une fréquente application dans les laboratoires, puisqu'elle donne le moyen de transformer les sels insolubles en sels solubles, et par conséquent d'en faire l'analyse.

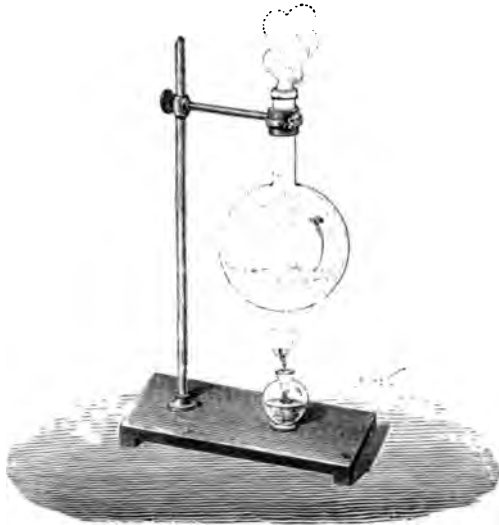


Fig. 389. — Attaque du sulfate de baryte par un carbonate alcalin.

Mais pour que la décomposition des sels insolubles par le carbonate alcalin soit complète, il faut de toute nécessité que ce dernier soit en grand excès.

(1) Dulong (Pierre Louis), célèbre chimiste et physicien, né à Rouen en 1785, mort à Paris le 19 juillet 1839. Reçu à seize ans à l'École polytechnique, il en sortit pour étudier la médecine, mais ramené, par les conseils de Berthollet, à l'étude des sciences physiques, il entra comme préparateur dans le laboratoire de Thenard. On lui doit un très-grand nombre de travaux importants, tant en chimie qu'en physique. Il opérait avec une rare habileté et une grande conscience, et il fut victime de son ardeur à enrichir la science de faits nouveaux; blessé deux fois par l'explosion du *chlorure d'azote* qu'il avait découvert dans ses recherches sur le chlore et l'ammoniaque, il perdit un œil et l'une de ses mains fut mutilée. On lui doit la connaissance de l'acide le moins oxygéné du phosphore, et c'est à cette occasion qu'il introduisit dans la nomenclature le préfixe *hypo*, qui sert à signaler le moindre degré d'oxygénation des corps. Ses belles études sur l'origine de la chaleur animale, sur la capacité calorifique, la dilatation et le refroidissement, sur la détermination des forces élastiques de la vapeur d'eau à différentes températures, ont fait époque. Dulong fut successivement maître de conférences à l'École normale, professeur de chimie à l'École d'Alfort et à la Faculté des sciences de Paris et enfin directeur des études à l'École polytechnique. Membre

B. *Par la voie sèche.* — La présence de l'eau n'est pas indispensable à la réaction mutuelle des sels. Ainsi :

1° *Toutes les fois qu'on fait chauffer ensemble deux sels qui, par l'échange de leurs acides et de leurs bases, peuvent donner lieu à un sel volatil ou plus volatil que ceux qu'on emploie, il y a toujours double décomposition.*

C'est ce qui arrive, par exemple, lorsque je chauffe dans une cornue du carbonate de chaux et du sulfate d'ammoniaque. Il se volatilise, dans l'allonge en verre adaptée au col de la cornue, du *carbonate d'ammoniaque*, qui est excessivement expansible, et il reste dans la cornue du *sulfate de chaux*, sel tout à fait fixe.

Rappelez-vous que le procédé industriel pour obtenir le *sesquicarbonate d'ammoniaque* ne diffère de celui des laboratoires que par la nature et la forme de l'appareil que je remets sous vos yeux (Fig. 390).

Ce qui prouve bien que c'est la volatilité du sel à naitre qui, dans ce cas, détermine la décomposition réciproque des sels employés, c'est que, par la voie humide, l'inverse de la réaction précédente a lieu. En effet, si l'on verse du carbonate d'ammoniaque dans une dissolution de sulfate de chaux, il se produit aussitôt du *carbonate de chaux* qui se dépose en poudre blanche, et du *sulfate d'ammoniaque* qui reste en dissolution dans la liqueur.

2° La décomposition mutuelle de deux sels fixes a encore lieu par la voie sèche, lorsqu'il peut se former un nouveau sel fusible ou plus fusible que ceux qu'on emploie, ou enfin lorsque, outre une différence de fusibilité, il y a aussi une différence dans la densité des sels à naitre.

C'est ainsi qu'en calcinant fortement au rouge blanc dans un creuset

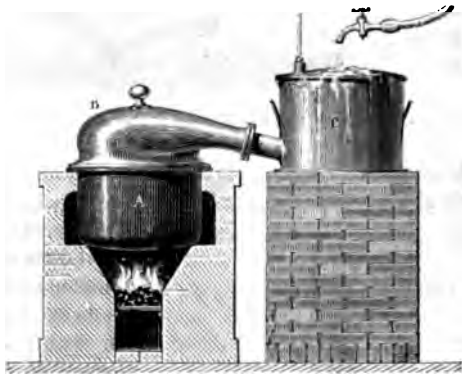


Fig. 390. — Préparation du carbonate d'ammoniaque.

de l'Académie des sciences depuis 1823, il en devint l'un des secrétaires perpétuels à la mort de Cuvier. Aussi modeste qu'instruit, on peut le citer comme le modèle du vrai savant. (Voir mon rapport biographique sur l'Éloge de Dulong par M. Laurens, couronné en 1854 par la Société d'émulation de Rouen.)

de platine *c* (fig. 391) sur une lampe à gaz, un mélange de carbonate

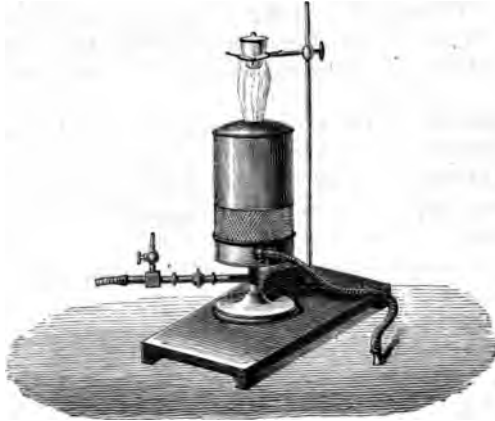


Fig. 391. — Attaque d'un silicate insoluble par un carbonate alcalin.

de soude et de silicate de chaux, il en résulte du carbonate de chaux et du silicate de soude, sel éminemment fusible.

C'est encore ainsi qu'en calcinant fortement dans un creuset de grès (fig. 392) un mélange à parties égales de chlorure de calcium et de sulfate de baryte, il en résulte du sulfate de chaux et du chlorure de baryum qui se séparent en deux couches distinctes, le dernier étant très-pesant et se réunissant dans le fond du creuset.



Fig. 392. — Double décomposition du chlorure de calcium et du sulfate de baryte.

Grâce à tout ce que je viens de vous dire sur les réactions des acides, des bases et des composés salins sur les sels, vous connaissez la plupart des causes qui influent sur ces réactions, à savoir : la cohésion, la différence de solubilité, la volatilité, la fusibilité, la densité ; ce sont là autant de forces qui interviennent d'une manière énergique et donnent lieu à des résultats qu'il est facile de prévoir et d'expliquer.

L'étude de ces causes et leur interprétation ont été faites avec une rare intelligence par Berthollet au commencement de ce siècle ; voilà pour-



quoi on donne le nom de *Lois de Berthollet* à l'ensemble des principes que j'ai essayé de vous faire comprendre. Leur connaissance n'est pas moins nécessaire à l'industriel qu'au chimiste théoricien ; sans elle, on serait exposé, à chaque instant, à se tromper dans l'appréciation des phénomènes produits ou à produire, et par conséquent, à compromettre la réussite des plus simples opérations de fabrique ou de laboratoire.

État naturel des métaux. — Pour terminer l'histoire générale des métaux, je vous dirai comment on les trouve à la surface ou dans le sein de la terre, et comment on parvient à les en arracher pour les faire servir à nos besoins journaliers.

Les métaux se montrent dans la nature sous quatre états différents, à savoir :

1° A l'état natif, c'est-à-dire libres de toute combinaison et présentant leurs propriétés caractéristiques de la manière la plus évidente, telles que la couleur, l'éclat, la forme cristalline, etc. C'est sous cet état qu'ils portaient jadis le nom ridicule de *métaux vierges*.

Il n'y a que ceux qui ont peu d'affinité pour l'oxygène qui se trouvent ainsi, tels que l'or, l'argent, le platine, le mercure, le cuivre, le bismuth, autrement dit ceux des dernières sections de notre classification ;

2° A l'état de combinaison avec les métalloïdes ou alliés entre eux, et constituant alors des sulfures, des chlorures, des iodures, des arséniures et des alliages.

Le soufre et l'arsenic étant les corps qui sont le plus communément unis aux métaux, les mineurs les ont désignés, depuis longues années, sous le nom de *minéralisateurs*. Les sulfures natifs de fer, de cuivre, d'antimoine, de plomb, de zinc, de mercure, d'argent, sont très-abondants ; et ce sont eux qu'on exploite presque partout pour se procurer les métaux qu'ils contiennent.

On ne connaît pas encore d'hydrures, de borures, de siliciures, de phosphures et d'azotures naturels.

3° A l'état d'oxydes, soit libres, soit mélangés ou combinés les uns aux autres. Tous les métaux dont l'affinité pour l'oxygène est prononcée, sont dans ce cas, notamment ceux de la troisième, de la quatrième et de la cinquième section. Les oxydes métalliques de la première section ne se rencontrent jamais purs dans la nature, parce qu'ils ont une trop grande affinité pour les acides.

4° Enfin, à l'état de sels, c'est-à-dire unis tout à la fois à l'oxygène et aux oxides binaires ; tels sont les métaux des cinq premières sections. Les sels sont les composés chimiques les plus répandus dans la nature. On les trouve solides dans l'intérieur ou à la surface de la terre, dissous dans les eaux naturelles, et encore comme parties constituantes ou accessoires dans un très-grand nombre de substances organisées, végétales et animales. On connaît plus de deux cents espèces de sels naturels,

et les genres les plus communs sont les silicates, les sulfates, les carbonates, les phosphates, les arsénates, etc.

Dans tous les terrains, il y a des métaux natifs ou des composés binaires métalliques, mais non en égale proportion. C'est surtout dans les terrains cristallins et volcaniques qu'ils se montrent. Dans les premiers, ils sont ordinairement disposés en amas irréguliers ou en **FILONS**.

On donne ce dernier nom à de grandes plaques en forme de coins très-aplatis *aa, aa* (fig. 393) presque toujours perpendiculaires ou obli-

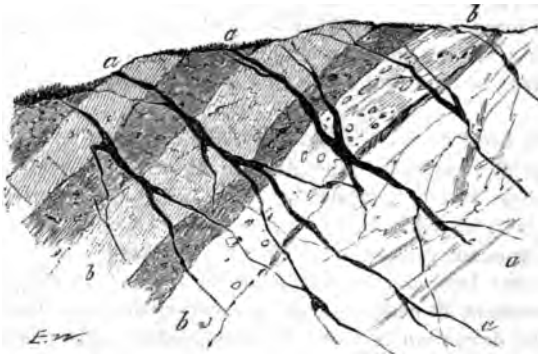


Fig. 393. — Disposition des filons dans les terrains anciens.

ques au plan des couches *b, b, b*, dont l'étendue est bien plus grande en longueur et en hauteur qu'en épaisseur, et qui traversent un terrain ou une masse de roches quelconque.

A l'état de filons, les métaux sont toujours accompagnés de diverses substances cristallisées, surtout de carbonate de chaux, de sulfate de baryte, de cristal de roche, de fluorure de calcium. On donne à ces substances accessoires le nom de **GANGUE**.

Les *amas* sont des masses minérales, de forme irrégulière, qui se trouvent enveloppées au milieu des roches et dont la nature est différente (fig. 394). Ils diffèrent des *couches* et des *filons* en ce qu'ils ne présentent pas deux faces parallèles et qu'ils sont en général de dimensions à peu près égales en tous sens.

La plupart des mines de Suède et de Norvège offrent cette disposition. On connaît beaucoup de dépôts de sel gemme en amas.

Les amas ou les filons, compris dans une étendue de terrains plus ou moins considérable, constituent ce qu'on appelle une **mine**. Les mines sont le plus habituellement situées dans les montagnes, notamment dans celles de moyenne hauteur qui forment chaîne.

C'est dans les terrains volcaniques anciens qu'on rencontre la plus grande partie des minerais d'or et d'argent de la Hongrie et du Nouveau-Monde.



Dans les alluvions anciennes, il y a aussi quelques métaux, de l'or, du platine, des oxydes de fer et d'étain, etc. C'est dans ces alluvions qu'on exploite une bonne partie des mines d'or du Mexique, de la Nouvelle-

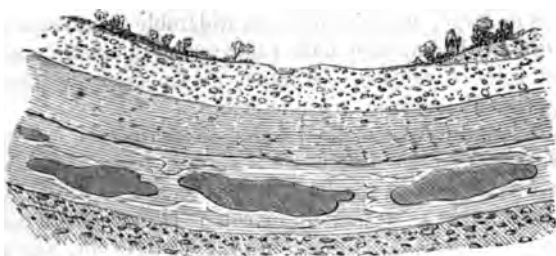


Fig. 594. — Disposition des amas au milieu des roches.

Grenade, les mines de platine et les diamants au Brésil, au Pérou et dans les monts Ourals, en Sibérie.

Exploitation des mines. — L'art d'extraire les métaux de leurs mines n'est pas du domaine de la chimie, aussi je ne dirai que quelques mots à ce sujet.

L'exploitation des mines se fait à *ciel ouvert* et par *travaux souterrains*, suivant que la couche ou le filon métallique est près de la surface du sol, ou qu'il s'enfonce à de grandes profondeurs.

L'exploitation à *ciel ouvert* a lieu principalement pour les sables (tant ceux exploités pour eux-mêmes que ceux qui le sont pour les diamants, le platine, l'or ou l'étain oxydé qu'ils renferment), les pierres à chaux, à plâtre et à bâtir, les ardoises, les tourbes, les marbres, les oxydes de fer d'alluvion, le minerai de fer de l'île d'Elbe, les pyrites cuivreuses de Fahlun, en Suède, la calamine ou carbonate de zinc du Limbourg, beaucoup de mines de fer, de cuivre et d'or des monts Ourals, les minerais de fer des environs de Conches (Eure), etc.

Ce genre d'exploitation est facile. Il présente, outre des travaux de terrassement, quelques opérations particulières à chaque substance, comme des lavages pour les sables aurifères et stannifères et les minerais de fer. — Quelques mines, exploitées à ciel ouvert, ont une profondeur considérable, et leur ouverture, creusée d'année en année, les fait ressembler à des gouffres effroyables dont le fond n'est plus visible du haut; telles sont les célèbres mines de fer de Persberg, en Suède, et plusieurs mines du Hartz.

L'exploitation *souterraine* est plus laborieuse et plus dispendieuse. Il vous suffira de savoir que pour arriver à la mine, on perce des trous qu'on appelle *puits*. Ces puits, plus ou moins profonds, suivant le plus ou moins d'inclinaison des couches, communiquent habituellement entre eux par des conduits percés dans la direction oblique des filons. Ces conduits sont ce qu'on nomme des *galeries*.

Dans les mines en masse, formées de substances très-solides et très-abondantes, telles que les pierres de taille, le plâtre, le sel gemme, on pratique de vastes excavations ou *chambres* dont le toit est seulement soutenu par des piliers. Ces chambres ont parfois plus de 100 mètres en long et en large, et une hauteur considérable; leur aspect fait naître la terreur et l'admiration dans l'âme du voyageur. On cite particulièrement, sous ce rapport, les mines de Vieliczka et de Bochnia en Gallicie, celles du Cheshire en Angleterre.

Plusieurs mines sont exploitées à plus de 600 mètres, quelques-unes même à 1000 mètres au-dessous de la surface du sol. Les *consolidated mines* de la Cornouaille se prolongent sous terre à 63 milles. Un grand nombre descendent au-dessous du niveau de la mer. On en connaît qui s'étendent sous ses eaux, et qui n'en sont séparées que par un toit si mince qu'on entend le bruit des vagues et le roulis des galets. Telles sont quelques mines d'étain et de cuivre de la côte Nord-Ouest de Cornouaille, aux environs de Saint-Just (Angleterre). Quelques-unes des galeries souterraines de la plus célèbre de ces mines sous-marines, nommée *Botallack mines*, s'étendent à plus d'un demi-mille au-dessous de la mer (1).

D'un autre côté, il y a certaines mines, placées dans l'intérieur des

(1) Une bande de ces hardis mineurs qui travaillent dans cette mine rencontra un jour dans les galeries sous-marines un beau morceau de cuivre qui n'était que de 97 centimètres au-dessous de l'eau. Avec ce dédain du péril qui caractérise les hommes de leur profession, ils attaquèrent le plafond de la mine, creusèrent un trou et le tamponnèrent avec du ciment!

Non contents de s'introduire par des chemins détournés dans le lit de l'Océan, il y a quelques années des aventuriers poussèrent encore bien plus loin leur audace. Tout près de Penzance, dans une baie profonde (*Mount's-bay*), qui baigne la charmante promenade de l'esplanade, ils avaient ouvert la bouche d'une mine au sein même des vagues de la mer. Cette mine, connue sous le nom de *Wherry Mine* avait été commencée à 230 mètres du rivage, et les ouvriers travaillaient à 32^m,5 au-dessous de l'eau. L'entrée de la fosse était dans l'intérieur même de la baie, et à chaque retour de la marée elle se trouvait enveloppée par les lames bouillonnantes. La partie supérieure des puits consistait en un caisson qui s'élevait à 3^m,90 au-dessus du niveau de la mer, debout au milieu des débris qu'on avait tirés des entrailles de la mine. Les mineurs descendaient ainsi à travers les flots dans le théâtre de leurs travaux souterrains; l'eau suintait continuellement et tombait goutte à goutte du plafond des galeries, tandis qu'ils entendaient distinctement au-dessus de leurs têtes rouler le tonnerre des vagues. Une machine à vapeur avait été établie sur le rivage; au moyen de tuyaux, elle communiquait avec l'intérieur de la fosse et pompait ainsi les eaux de la mine, qui, ramenées à la surface, se rejetaient bientôt dans la baie. Ces tuyaux passaient le long d'une plate-forme appuyée sur des piliers. Un jour il arriva qu'un vaisseau, chassé par la tempête, heurta contre cette plate-forme et emporta une partie de la construction. Le minerai de cuivre recueilli par cette entreprise hardie était de bonne qualité; mais les frais d'extraction étaient énormes et mangèrent peu à peu les profits. Cette mine a donc été abandonnée. Elle a pourtant donné son nom à un faubourg de la ville qui s'appelle aujourd'hui *Wherry-Town*. (Enquiron. — *Les mines de cuivre et d'étain de la Cornouaille*. — *Revue des Deux-Mondes*, 1863, t. 48, p. 399.)



montagnes, qui sont exploitées à une élévation considérable au-dessus de la surface du sol. Telles sont les mines d'argent auxquelles Potosi, dans l'Amérique du Sud, doit sa célébrité ; elles se trouvent dans le *Cerro de Potosi*, qui est percé dans toutes les directions, et dont le sommet est élevé de 4,888 mètres. Le plus haut point où cette fameuse montagne métallifère est exploitée, est à 4,850 mètres; par conséquent les mineurs travaillent à une hauteur supérieure à celle du mont Blanc.

Il n'est aucun genre de travaux qui exigent un aussi grand développement de forces que ceux des mines, et il est douteux que l'homme ait jamais disposé de machines aussi puissantes que celles qui sont employées dans certaines exploitations. Les eaux de plusieurs mines du Cornwall, en Angleterre, sont épuisées au moyen de machines à vapeur dont la force, vraiment prodigieuse, équivaut à l'action simultanée de 300 chevaux.

Extraction des métaux de leurs minerais. — Métallurgie. — On soumet les minerais métalliques arrachés du sein de la terre à un certain nombre d'opérations, afin d'en isoler les métaux dans l'état de pureté qu'exige leur emploi dans les arts. On donne le nom de **MÉTALLURGIE** à l'art d'extraire les métaux de leurs minerais.

Les travaux métallurgiques se divisent en *préparations mécaniques* et en *procédés chimiques*. Les premières ont pour but de débarrasser les minerais des matières étrangères qui communiqueraient au métal des propriétés nuisibles ou qui rendraient la fusion de ces minerais difficile et coûteuse, quelquefois même impossible.

Un minerai étant donné, voici la série des opérations auxquelles on le soumet généralement.

On commence par le *trier*, au sortir de la mine, c'est-à-dire qu'on sépare les morceaux qui contiennent assez de métal pour être exploités d'avec ceux qui sont trop pauvres.

Lorsque le minerai est mélangé de sable, d'argile ou de calcaire, comme par exemple l'oxyde de fer hydraté ou *mine de fer en grains*, on le débarrasse de ces matières étrangères pour rendre le traitement ultérieur plus facile. On arrive à ce résultat en le lavant dans un courant d'eau, ce qu'on appelle *débourber* en termes techniques. On l'agite donc au milieu de l'eau, soit avec des pelles, soit au moyen d'une machine appelée *patouillet*.

Cette machine (*fig. 395*) se compose d'une caisse demi-cylindrique B remplie d'eau, dans laquelle tourne l'arbre d'une roue hydraulique R qui met en mouvement des bras de fer qui agitent le minerai. Celui-ci, avant d'être introduit dans la caisse, a déjà subi un premier lavage dans une longue caisse A traversée par le cours d'eau. L'eau bourbeuse s'écoule constamment de la caisse demi-cylindrique par un déversoir

supérieur, tandis que le minerai lavé sort par un orifice *o*, pratiqué au bas ; il tombe dans une bolte *D*, d'où on l'enlève à la pelle.

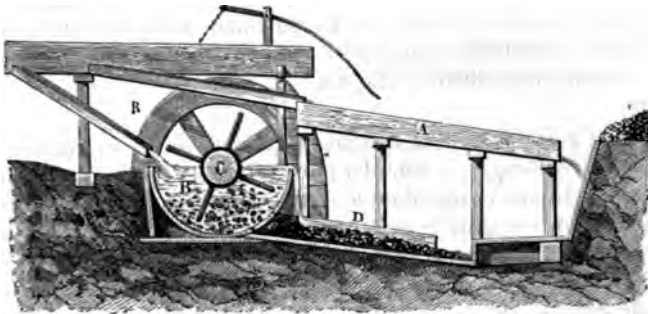


Fig. 395. — Patouillet pour le débouillage des minerais en grains, mélangés de substances terreuses.

Lorsque le minerai est ainsi isolé autant que possible de sa gangue et des morceaux trop pauvres, on le concasse entre des cylindres de fonte dure cannelée (fig. 396), puis on le réduit en poudre grossière au

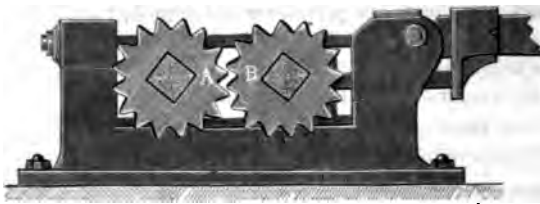


Fig. 396. — Cylindres concasseurs pour les minerais en roche.

moyen de mortiers de bois dits *bocards*, dont le fond est formé par une plaque de fer très-résistante.

Les pilons de ces bocards (fig. 397) ne sont autre chose que des poutres de bois dont l'extrémité inférieure est garnie d'une calotte de fer. Soulevés à des intervalles réguliers par les cames d'une roue hydraulique, ils retombent par leur propre poids sur le minerai, pendant qu'un courant d'eau, qui entre incessamment dans les mortiers, entraîne avec lui les parties déjà pulvérisées.

Habituellement un certain nombre de bocards sont rangés en ligne, et le même arbre de couche met en mouvement tous les pilons.

On lave ensuite la poudre obtenue afin de séparer les particules métalliques des matières terreuses. Le lavage a lieu soit sur des tables, soit dans de grandes auges (fig. 398), au moyen de courants d'eau qui entraînent



les parties les plus légères et opèrent ainsi une concentration du métal dans une moins grande quantité de sable ou de terre.

La première opération chimique qui succède au lavage est le *grillage*,

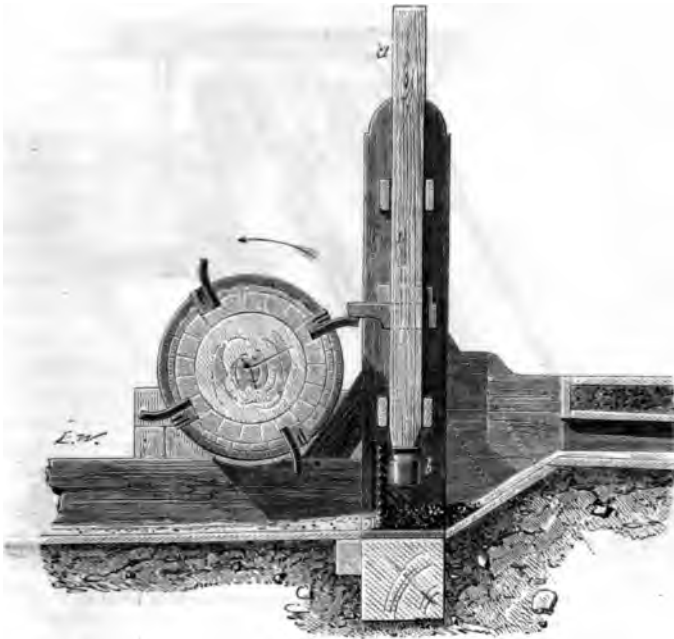


Fig. 397. — Bocard pour la pulvérisation des minerais en roche.

qui a pour but : tantôt de chasser les matières volatiles que renferme le minerai, telles que l'eau, l'acide carbonique, le soufre, l'arsenic, etc. ; tantôt de diminuer la cohésion du minerai, et par là de le rendre plus attaquant par les agents métallurgiques qui doivent en isoler le métal. Le grillage s'opère à l'air libre ou dans des fourneaux dont la forme varie beaucoup.

Une fois le minerai ainsi préparé, on le soumet à la *fusion*, c'est-à-dire qu'après l'avoir mêlé à des proportions convenables de charbon et de *fondants*, on l'expose à une chaleur plus ou moins violente et continue dans des fourneaux appropriés. Le charbon, en raison de sa grande affinité pour l'oxygène, réduit l'oxyde métallique, met en liberté le métal, qui s'isole des matières terreuses et des autres oxydes que les *fondants* convertissent en verre. Ceux-ci viennent à la surface du bain métallique et s'y concrètent sous la forme de *scories* ou de *laitiers*.

Le charbon dont on se sert pour ces réductions est tantôt du charbon de bois, tantôt du coke. Les *fondants* sont ordinairement des oxydes ter-

eaux ou alcalins de peu de valeur, comme l'argile, le carbonate de chaux, et souvent aussi le sable ou acide silicique, le fluorure de calcium. Ils ont pour effet non-seulement de débarrasser le métal réduit de certaines impuretés, soit originelles, soit adventices, mais aussi de s'étaler,

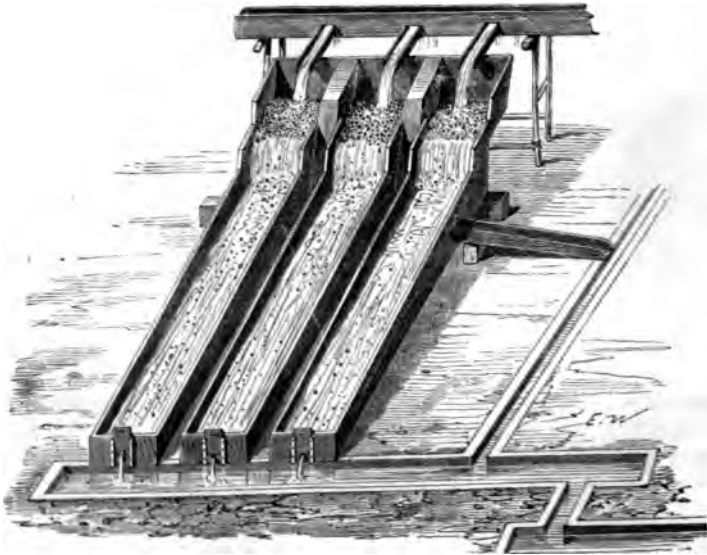


Fig. 398. — Caisse à tombeaux pour le lavage des minerais blocards.

à la surface du bain métallique, en forme de couche liquide de manière à le couvrir et à l'abriter contre l'influence comburante de l'air chaud.

Habituellement les métaux obtenus retiennent en combinaison une certaine proportion de charbon, mais sa quantité n'est, toutefois, jamais assez grande pour modifier sensiblement leurs propriétés et les rendre impropres aux usages auxquels on les destine.

Tels sont, en abrégé, les procédés généraux de la métallurgie. Lorsque j'étudierai les métaux en particulier, je vous indiquerai les opérations spéciales à chacun d'eux.

L'industrie des mines, déjà pratiquée sur une assez grande échelle dans l'ancienne Grèce, puis en Etrurie, se développa surtout sous la domination des Romains, et elle devint chez eux une des causes les plus influentes de la richesse publique. Toutes les contrées qui reçurent de leur part une organisation puissante, furent appelées à concourir au luxe des métaux qui caractérisait cette époque. Pline et Strabon signalent l'Espagne et les Gaules comme les sources principales des métaux. Ainsi, la Galice et les Asturies produisaient seules jusqu'à 40,000



marcs d'or par année et une grande quantité d'argent; l'étain était fourni par les montagnes de Casis; les mines de mercure étaient en grande activité dans le pays de Cordoue. Les Gaules, ainsi que la Galice, la Sardaigne et la Toscane, envoyaient en abondance le plomb et l'argent. Déjà, d'après Tacite, des mines de cuivre et d'étain avaient été ouvertes sur les côtes d'Angleterre; on connaissait aussi quelques mines d'or en Transylvanie, mais la plus grande quantité de ce métal venait d'Asie. Le fer était fourni par la Silésie et par l'île d'Elbe. Enfin, l'Italie elle-même produisait abondamment le cuivre, si précieux alors qu'on ne connaissait pas encore l'usage de la fonte.

La plupart des exploitations créées sous la domination romaine périrent successivement aux époques d'invasion des barbares. Ce n'est plus que vers le septième siècle qu'on retrouve dans l'histoire quelques données sur la reprise des travaux des mines, reprise imposée par les besoins d'une civilisation nouvelle. Au huitième siècle, les grandes exploitations se trouvent transportées dans le Tyrol, la Moravie, la Bohême et la Hongrie; les mines du Hartz furent découvertes en 965, et, dans le courant du onzième siècle, celles de la Saxe furent attaquées. Le domaine de l'exploitation continua à s'agrandir par la découverte des mines d'argent en Suède, des mines de cuivre du pays de Mansfeld, en 1200; et ce fut en 1272 que les premières mines de houille furent exploitées à Newcastle.

Ce développement des mines dans l'ancien continent fut profondément troublé par la découverte de l'Amérique, en 1492, et l'avilissement des métaux précieux qui en fut la suite. Toutefois, ce fut à partir du quinzième siècle que l'Angleterre commença à établir la prépondérance de ses mines. Les exploitations du Cornwall pour le cuivre et l'étain, celles du Derbyshire et du Cumberland pour le plomb, celles du Staffordshire et du pays de Galles pour le fer; enfin l'exploitation de la houille, ont placé cette contrée privilégiée en tête de la production.

Ce fut dans les seizième et dix-septième siècles que les mines de l'Allemagne et de la Hongrie arrivèrent à leur développement, par suite des progrès remarquables qu'éprouva l'art de l'exploitation, et qu'elles purent soutenir la concurrence américaine. La France eut, dans le courant du dix-huitième siècle, une période de grande activité. A cette époque, les gîtes des environs de Sainte-Marie aux mines, ceux de Gironmagny et de Plancher-aux-Mines, ceux de la Bretagne, de l'Oisans, les filons si nombreux de l'Auvergne et des Cévennes, donnèrent lieu à des extractions importantes. Mais bientôt ces mines furent successivement abandonnées, et il ne reste plus guère en activité que celles de Villefort, de Poullaouen et de Pontgibaud.

Le dix-huitième et le dix-neuvième siècle ont été marqués par l'extension prodigieuse de la fabrication du fer en Angleterre, en France et en Belgique, ainsi que par l'exploitation générale des mines de houille. L'activité remarquable des mines de plomb, en Espagne, des mines de

zinc de Silésie et du Limbourg est également un des traits les plus caractéristiques de la production de cette époque. La Russie, par ses extractions d'or, de platine et de cuivre, s'est élevée rapidement au premier rang de l'exploitation. Enfin, les extractions d'or des *placers* de la Californie, de l'Australie, de la Colombie anglaise ont été, depuis une vingtaine d'années, l'occasion de recherches et de travaux considérables, ainsi que la cause d'une perturbation profonde dans l'équilibre des deux métaux monétaires par excellence. L'or est devenu plus commun que l'argent, et naturellement sa valeur a diminué.

D'après M. Whitney (1), le tableau suivant résume la production métallurgique de tous les pays du monde, pour 1854.

NOMS DES PAYS.	VALEUR des MÉTAUX PRODUITS.	NOMS DES PAYS.	VALEUR des MÉTAUX PRODUITS.
	fr.		fr.
Grande-Bretagne....	495,274,470	Autriche.....	60,299,790
Etats-Unis.....	411,109,050	Prusse.....	49,852,000
Australie.....	203,054,200	Belgique.....	48,281,250
Mexique.....	156,972,000	Espagne.....	41,284,542
Russie.....	129,986,000	Suède et Norwége...	28,123,614
France.....	78,550,375	Saxe.....	7,493,250
Chili.....	67,691,600	Le Hartz.....	5,910,078
Le reste de l'Améri- que méridionale..	83,306,400	Italie.....	4,787,375
		Suisse.....	1,931,250

Pour que ce tableau fût complet, il faudrait pouvoir y ajouter la production de la Chine, du Japon, des Grandes-Indes, de l'Afrique, mais on manque à cet égard de documents précis.

(1) Dans son ouvrage intitulé : *Metallic Wealth of the United States*, p. 505.

VINGT-UNIÈME LEÇON

STATIQUE CHIMIQUE. — COMPOSÉS MÉTALLIQUES DE LA PREMIÈRE SECTION.

SOMMAIRE. — Des *équivalents chimiques* ou *nombre proportionnels*. — De leur importance et de leur emploi dans la pratique. — De la notation chimique par signes ou *symboles*. — Formules chimiques. — Équations chimiques. — **DES COMPOSÉS MÉTALLIQUES DE LA PREMIÈRE SECTION.** — Des potasses et des soudes du commerce. — Des cendres des végétaux terrestres et marins. — Extraction des sels alcalins des cendres. — De l'ALCALIMÉTRIE. — Des diverses espèces de potasses commerciales.

Vous avez vu, Messieurs, par tous les faits que j'ai successivement signalés à votre attention, que les corps simples et les composés sont soumis dans leurs combinaisons respectives à des lois extrêmement remarquables, qu'on désigne par les noms de *Théorie des proportions définies*, *Théorie des proportions multiples*, *Loi de composition des sels*, *Lois de Berthollet*.

Vous savez à n'en plus douter que les combinaisons chimiques ne se font pas au hasard, n'ont pas lieu d'une manière accidentelle ou arbitraire, suivant tous les caprices de notre imagination. Ce qui a dû surtout vous frapper, c'est que, dans chaque réaction, les corps qui y prennent part présentent une invariabilité, une fixité dans leurs poids respectifs qu'au premier abord on serait loin de soupçonner. C'est surtout à propos de la chimie qu'on peut dire que tout s'y fait avec *poids* et *mesures*, d'après des lois fixes, éternelles, immuables : aussi le secours de la balance, invoqué pour la première fois par Lavoisier, est-il appelé à chaque instant à vérifier l'exactitude des résultats obtenus. C'est là ce qui donne à la chimie une supériorité si marquée sur les autres sciences naturelles, qui n'ont aucun moyen rigoureux de contrôler les vues théoriques et d'évaluer les forces qui agissent dans la production des effets ou des phénomènes.

Équivalents chimiques ou nombre proportionnels. — Il est temps que je complète votre instruction à l'égard de la *statique chimique*, en vous donnant une idée suffisante de ce qu'on entend par les expressions d'*équivalents chimiques*, de *nombre proportionnels*.

J'ai établi en principe que, lorsqu'un corps s'unit à un autre pour produire un composé déterminé, c'est toujours en proportions invariables ou définies.

Eh bien ! si ce même corps peut se combiner avec un second dans son état de liberté, on observe constamment, entre le premier et le se-

cond des corps auxquels il s'unit, un rapport de quantité très-simple et constant. Par exemple :

104 de plomb exigent	{	8 d'oxygène	pour former	de l'oxyde de plomb.
		16 de soufre	—	du sulfure de plomb.
		35,5 de chlore	—	du chlorure de plomb.

Il suit de là que, si l'on veut convertir 112 d'oxyde de plomb (formé de 104 de métal et de 8 d'oxygène), en sulfure, il faut employer 16 de soufre pour remplacer 8 d'oxygène, ou 35,5 de chlore, si l'on veut le transformer en chlorure; de même que, pour convertir 120 de sulfure de plomb, ou 139,5 de chlorure en oxyde de plomb, il faut remplacer par 8 d'oxygène les 16 de soufre du premier composé, et les 35,5 de chlore du second.

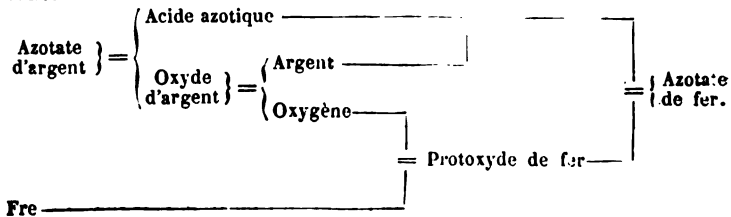
Ainsi, dans ces cas, 8 d'oxygène équivalent à 16 de soufre et à 35,5 de chlore comme ces deux nombres s'équivalent entre eux; aussi dit-on qu'ils sont des équivalents chimiques.

Si l'on dissout dans l'eau distillée 0^{gr},170 d'azotate d'argent contenant 0,108 d'argent métallique, et qu'on y plonge pendant un temps suffisant une lame de fer, de cuivre ou de plomb (fig. 399), on en précipitera tout l'argent en poudre grisâtre cristalline. A la place de celui-ci, dans la liqueur, il y aura alors du fer, ou du cuivre, ou du plomb. En

ayant soin de peser la lame métallique avant et après la réaction, on verra que, pour

	0 ^{gr} ,108 d'argent déplacé,	
La lame de fer aura perdu.....	0 ^{gr} ,028 de son poids.	
— de cuivre.....	0 ^{gr} ,0315	—
— de plomb.....	0 ^{gr} ,104	—

L poid de métal que chaque lame a ainsi perdu se retrouve dans la nouvelle liqueur, uni à l'oxygène et à l'acide azotique de l'azotate d'argent primitif, sous forme d'azotate de fer, ou de cuivre, ou de plomb, au même état de neutralité, de sorte que le fer, le cuivre ou le plomb a pris exactement la place de l'argent, comme le montre la légende suivante :



Il s'ensuit donc que

28	de fer,
31,5	de cuivre,
104	de plomb,

jouent le même rôle, remplissent les mêmes fonctions que

108	d'argent.
-----	-----------

On peut donc dire que ces quantités de matières s'équivalent et que les nombres qui les représentent sont les *équivalents* relatifs de ces métaux.

Si l'on prend 40 grammes d'acide sulfurique solide et anhydre, si on les dissout dans une suffisante quantité d'eau, et si l'on y ajoute avec précaution, une dissolution de potasse pure (Fig. 400), jusqu'à ce que la liqueur soit devenue tout à fait *neutre* aux réactifs colorés, on reconnaît qu'il faut employer, pour obtenir ce résultat, 47 grammes de potasse pure et solide.



Fig. 400. — Neutralisation de l'acide sulfurique par la potasse.

Pour arriver à neutraliser la même quantité d'acide sulfurique, l'expérience démontre qu'il faut :

28 grammes	de chaux,
20	— de magnésie,
31	— de soude,
76	— de baryte,
116	— d'oxyde d'argent, etc.

Si ensuite on recherche quelles sont les quantités des différents acides qu'il faut employer pour neutraliser exactement ces bases prises sous les poids respectifs indiqués, on trouve qu'à la place de 40 d'acide sulfurique, il faut :

32 d'acide sulfureux.	72 d'acide phosphorique.
54 d'acide azotique.	75,5 d'acide chlorique.
22 d'acide carbonique.	50 d'acide chromique.

Ces quantités d'acides et de bases qui peuvent se remplacer mutuellement dans les combinaisons salines sont donc des *équivalents*. Et, en effet, 28 de chaux équivalent à 31 de soude, à 47 de potasse, etc., de même que 40 d'acide sulfurique équivalent à 32 d'acide sulfureux, à 54 d'acide azotique, etc.; et ce qui le prouve, c'est qu'en mêlant en-

semble deux dissolutions de sulfate de soude et d'azotate de baryte faites dans les proportions suivantes :

Sulfate de soude.....	71
Azotate de baryte.....	130
	<hr/>
	201

on obtient, par suite de leur double décomposition, deux nouveaux sels au même degré de neutralité et d'un poids semblable :

Sulfate de baryte.....	116
Azotate de soude.....	85
	<hr/>
	201

Vous voyez donc bien, par là, que dans les quatre espèces de sels pouvant être engendrés par les deux bases et les deux acides employés, les poids des uns et des autres s'équivalent exactement, puisqu'ils peuvent se substituer les uns aux autres sans qu'il y ait aucune perte et sans que l'état de saturation change.

Ces exemples suffisent pour vous faire comprendre ce qu'on entend par *équivalents chimiques* ou *nombres proportionnels*. Ces expressions désignent les nombres exprimant des quantités de matières qui peuvent se substituer les unes aux autres pour former des composés différents.

Pour établir les *équivalents chimiques* des différents corps, il a fallu nécessairement les rapporter tous à une unité commune. On a fait choix, pour cet objet, de l'hydrogène, dont on a représenté l'équivalent par 1.

Il est remarquable que les poids trouvés pour les équivalents des autres corps simples sont des multiples de celui de l'hydrogène par des nombres entiers. Cette loi, indiquée d'abord par le Dr Prout, a été confirmée par les belles et plus récentes expériences de M. Dumas. Il n'y a que deux éléments qui fassent exception : le chlore et le cuivre.

Voici les poids adoptés par les chimistes pour représenter les équivalents des corps simples les plus usuels :

Hydrogène.....	1	Iode.....	127
Carbone.....	6	Magnésium.....	12
Oxygène.....	8	Aluminium.....	13
Bore.....	11	Calcium.....	20
Azote.....	14	Sodium.....	23
Soufre.....	16	Manganèse.....	27,5
Fluor.....	19	Chrome.....	26
Silicium.....	21	-Fer.....	28
Phosphore.....	32	Nickel.....	29
Chlore.....	35,5	Cobalt.....	29
Arsenic.....	75	Cuivre.....	31,5
Brôme.....	80	Zinc.....	33



STATIQUE CHIMIQUE. — ÉQUIVALENTS. 105

Potassium.....	39	Or.....	99
Strontium.....	44	Mercure.....	100
Palladium.....	53	Plomb.....	104
Étain.....	59	Argent.....	108
Baryum.....	68	Antimoine.....	119
Platine.....	98	Bismuth.....	107

C'est donc toujours entre ces différents poids que les éléments se combinent entre eux pour donner naissance à des composés définis.

La somme des équivalents des corps simples qui se combinent constitue l'équivalent du composé qui en résulte. Ainsi :

1 d'hydrogène + 8 d'oxygène = eau ou protoxyde d'hydrogène, dont l'équivalent est représenté par 9 ;

1 d'hydrogène + 16 d'oxygène = bioxyde d'hydrogène, dont l'équivalent est représenté par 17 ;

39 de potassium + 8 d'oxygène = protoxyde de potassium, dont l'équivalent est représenté par 47 ;

16 de soufre + 24 d'oxygène = acide sulfurique anhydre, dont l'équivalent est représenté par 40 ;

47 de potasse + 40 d'acide sulfurique = sulfate de potasse, dont l'équivalent est représenté par 87,

Et ainsi de suite.

Application des équivalents. — La loi des équivalents fournit, par conséquent, les moyens d'opérer la décomposition mutuelle et complète des composés, puisqu'elle indique les proportions exactes dans lesquelles ces composés doivent être mêlés pour réagir ensemble. On peut regarder comme une règle générale que :

Pour chasser d'un composé l'équivalent d'un de ses composants, il faut mettre en présence du premier 1 équivalent du corps destiné à remplacer le second.

Soit comme exemple l'azotate de potasse, dont on veut expulser l'acide azotique au moyen de l'acide sulfurique ordinaire ou hydraté. On dit :

$$1 \text{ équivalent ou } 101 \text{ d'azotate de potasse} = \begin{cases} 1 \text{ équivalent de potasse ou} \dots & 47 \\ 1 \text{ équival. d'acide azotique ou} \dots & 54 \end{cases}$$

Or, pour remplacer l'acide azotique, il faudra employer 1 équivalent d'acide sulfurique hydraté qui se compose de :

$$\begin{array}{l} 1 \text{ équivalent d'acide anhydre} \dots \dots \dots 40 \\ 1 \text{ équivalent d'eau} \dots \dots \dots 9 \end{array} \} = 49$$

Et on obtiendra :

$$\begin{array}{l} 87 \text{ de sulfate de potasse représentant} \dots \dots \dots \} 1 \text{ équivalent de potasse ou} \dots \dots \dots 47 \\ \phantom{87 \text{ de sulfate de potasse représentant} \dots \dots \dots} \} 1 \text{ équival. d'acide anhydre.} \dots \dots \dots 40 \\ \text{et } 63 \text{ d'acide azotique hydraté contenant} \dots \dots \dots \} 1 \text{ équival. d'acide anhydre ou } 54 \\ \phantom{\text{et } 63 \text{ d'acide azotique hydraté contenant} \dots \dots \dots} \} 1 \text{ équivalent d'eau} \dots \dots \dots 9 \end{array}$$

Si l'on avait à décomposer un nombre tout différent de salpêtre, soit, par exemple, 145 parties, on trouverait la quantité d'acide sulfurique à employer au moyen d'une simple règle de proportion ainsi posée :

101, équivalent du salpêtre : 49, équivalent de l'acide sulfurique hydraté ::
145 de salpêtre à décomposer : x , quatrième terme qui sera la quantité d'acide sulfurique à employer :

$$\frac{49 \times 145}{101} = 70,35.$$

C'est-à-dire que, pour décomposer 145 grammes de nitre, il faudra faire réagir sur lui 70^{gr},35 d'acide sulfurique hydraté.

Vous voyez par là, Messieurs, quelle facilité la connaissance des équivalents donne aux chimistes et aux fabricants de produits chimiques pour trouver immédiatement et sans tâtonnements le poids de chaque corps qu'il faut mettre en présence pour opérer les combinaisons dont on a besoin. Par ce moyen, on emploie la quantité convenable de chaque corps, ni plus ni moins. C'est donc un immense service que Wenzel, Richter, Dalton, Wollaston, Gay-Lussac et Berzelius ont rendu à la science et à la pratique industrielle en fournissant par leurs expériences les moyens de créer un système complet d'équivalents ou de proportions chimiques. Les noms de ces chimistes seront, par cela même, aussi impérissables que la science elle-même.

Puisque les corps se combinent ou réagissent toujours entre eux dans des rapports fixes de poids, il est facile de comprendre maintenant pourquoi les chimistes admettent que les atomes des corps sont indivisibles et pourvus de poids inégaux.

Symboles et formules chimiques. — La connaissance de cette loi les a encore conduits à former une langue par signes ou par symboles, qui leur permet d'exprimer d'une manière très-simple et abrégée la composition d'un corps complexe, le remplacement de l'un de ses éléments par un autre, et, en général, la manière dont ils pensent que les éléments sont groupés.

Ils ont donc adopté comme règle de désigner chaque élément par la lettre initiale majuscule de son nom. Ainsi :

L'oxygène..... par O		Le soufre..... par S
L'hydrogène..... par H		Le carbone..... par C

et ainsi de suite. Seulement, lorsque plusieurs corps simples ont la même initiale, on ajoute à quelques-uns la première ou la seconde lettre de leurs noms. Le tableau suivant va vous faire connaître les symboles adoptés pour les éléments les plus employés, dont vous avez vu précédemment les poids des équivalents respectifs :



SYMBOLES ET FORMULES CHIMIQUES.

107

Hydrogène.....	H	Chrome.....	Cr
Carbone.....	C	Fer.....	Fe
Oxygène.....	O	Nickel.....	Ni
Bore.....	B	Cobalt.....	Co
Azote.....	Az	Cuivre.....	Cu
Soufre.....	S	Zinc.....	Zn
Fluor.....	Fl	Potassium ou Kalium.....	K
Silicium.....	Si	Strontium.....	Sr
Phosphore.....	Ph	Palladium.....	Pd
Chlore.....	Cl	Étain ou Stannum.....	Sn
Arsenic.....	As	Baryum.....	Ba
Brome.....	Br	Platine.....	Pt
Iode.....	I	Or ou Aurum.....	Au
Magnésium.....	Mg	Mercure ou Hydrargyrum....	Hg
Aluminium.....	Al	Plomb.....	Pb
Calcium.....	Ca	Argent.....	Ag
Sodium ou Natrium.....	Na	Antimoine ou Stibium.....	Sb
Manganèse.....	Mn	Bismuth.....	Bi

Ces signes ou symboles, outre leur signification propre, expriment encore les quantités en poids suivant lesquelles les éléments se combinent, c'est-à-dire leurs équivalents ; de sorte que

O	rappelle toujours à la pensée	8 d'oxygène,
H	—	1 d'hydrogène,
S	—	16 de soufre,
C	—	6 de carbone,

c'est-à dire l'équivalent de chaque corps.

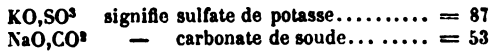
Lorsqu'on veut désigner plusieurs équivalents d'un corps simple, on place un chiffre à la droite, au haut ou au bas du symbole qui le représente. Ainsi :

O ²	veut dire 2 équivalents d'oxygène,
H ³	— 3 — d'hydrogène,
S ⁵	— 5 — de soufre,
C ⁸	— 8 — de carbone, etc.

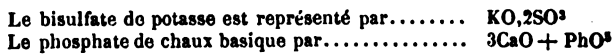
Au moyen de ces signes conventionnels, rien de plus simple, comme vous allez voir, Messieurs, que de représenter la composition des corps même les plus complexes. Ainsi, pour les composés binaires, oxygénés ou non :

HO	est l'eau ou protoxyde d'hydrogène.....	= 9
CO	l'oxyde de carbone.....	= 14
CO ²	l'acide carbonique.....	= 22
SO ²	l'acide sulfureux.....	= 32
SO ³	l'acide sulfurique.....	= 40
HCl	l'acide chlorhydrique.....	= 36,5
HS	l'acide sulfhydrique.....	= 17
NaCl	le chlorure de sodium.....	= 58,5
AzH ³	l'ammoniaque.....	= 17

Pour désigner les sels, on écrit le symbole de la base, puis celui de l'acide, en mettant une virgule entre deux. Ainsi :



Pour indiquer plusieurs équivalents de l'un des composants d'un sel, on place devant le symbole un chiffre à la gauche sous forme de coefficient. Ainsi :



Ici on sépare le symbole de la base de celui de l'acide par le signe algébrique +, pour montrer que le chiffre 3 ne multiplie que l'équivalent de la chaux, et nullement celui de l'acide phosphorique. Autrement, si l'on écrivait :



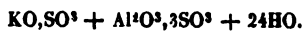
cela voudrait dire 3 équivalents de chaux et 3 équivalents d'acide phosphorique, ce qui serait un sel tout autre que le premier, puisque celui-ci ne renferme, pour 3 équivalents de chaux, qu'un seul équivalent d'acide phosphorique.

Les sels doubles sont représentés par des formules semblables ; seulement on sépare les deux sels du composé par le signe +, et on met un coefficient à la gauche du symbole du sel qui entre dans la combinaison pour 2, 3, 4 équivalents. Exemple :

L'alun, ce sel commercial si commun, est composé d'un équivalent de sulfate de potasse et d'un équivalent de sulfate d'alumine. On le représente par



Quand le sel renferme de l'eau de cristallisation, on ajoute, après le symbole du sel, le nombre d'équivalents d'eau, séparé par le signe +. Ainsi, l'alun cristallisé est représenté par



Pour abrégé, on symbolise souvent l'équivalent d'eau par Aq.

Voilà ce qu'on appelle des FORMULES CHIMIQUES.

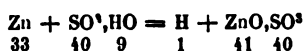
Ces formules sont ou empiriques ou rationnelles. Les premières expriment en équivalents la composition du corps ; elles sont l'expression de l'analyse de ce corps. — Les secondes, au contraire, énoncent la vue théorique suivant laquelle on se représente le mode d'arrangement ou de combinaison des parties constituantes du corps.

La formule KSO^3 est la formule empirique du sulfate de potasse.

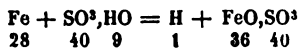
KO,SO^3 en est la formule *rationnelle*. Elle montre que, des 4 équivalents d'oxygène trouvés par l'analyse dans ce sel, 3 sont combinés avec l'équivalent du soufre de manière à former de l'acide sulfurique, et l'autre équivalent d'oxygène est uni à l'équivalent de potassium pour former un équivalent de potasse.

Application des formules aux réactions chimiques. — Les formules chimiques sont surtout très-précieuses pour représenter les réactions entre deux ou plusieurs corps et indiquer les produits qui en résultent. Je vais vous démontrer les avantages de cette méthode en reprenant les principales opérations qui ont été faites sous vos yeux, et en traduisant en formules symboliques les légendes dont je m'étais d'abord servi pour vous en faire comprendre la théorie.

1. *Préparation de l'hydrogène avec le zinc, l'eau et l'acide sulfurique.*



Si, au lieu de zinc, on emploie le fer, on a :

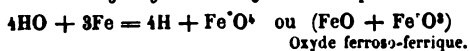


SO^3, HO , c'est l'acide sulfurique ordinaire à 66 degrés, qui contient toujours 1 équivalent d'eau de constitution.

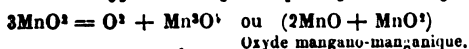
Cette manière de représenter une réaction est ce qu'on appelle une *équation chimique*. Il faut, pour que cette *égalité* soit exacte, que, dans chaque membre de l'équation, on retrouve le même nombre d'équivalents, quel que soit d'ailleurs l'arrangement relatif de ces équivalents.

L'*équation chimique* a un grand avantage sur la *légende*, c'est de montrer dans quels rapports de poids les corps réagissent les uns sur les autres.

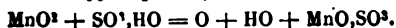
2. — *Préparation de l'hydrogène au moyen de la vapeur d'eau.*



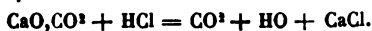
3. — *Préparation de l'oxygène au moyen du peroxyde de manganèse.*



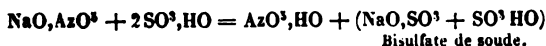
4. — *Préparation de l'oxygène par le procédé de Scheele.*



5. — *Préparation de l'acide carbonique au moyen du carbonate de chaux et de l'acide chlorhydrique.*



6. — *Préparation de l'acide azotique avec l'acide sulfurique et l'azotate de soude.*



7. — Préparation du gaz ammoniac avec le sel ammoniac et la chaux.

$$\text{AzH}^3, \text{HCl} + \text{CaO} = \text{AzH}^3 + \text{HO} + \text{CaCl}.$$
8. — Préparation du protoxyde d'azote au moyen de l'azotate d'ammoniaque.

$$\text{AzH}^3, \text{HO}, \text{AzO}^5 = 2\text{AzO} + 4\text{HO}.$$
9. — Préparation du deutoxyde d'azote au moyen du cuivre et de l'acide azotique.

$$3\text{Cu} + 4\text{AzO}^5, \text{HO} = 2\text{AzO}^2 + 4\text{HO} + 3\text{CuO}, \text{AzO}^5.$$
10. — Préparation du chlore par le procédé de Scheele.

$$\text{MnO}^2 + 2\text{HCl} = \text{Cl} + 2\text{HO} + \text{MnCl}.$$
11. — Préparation du chlore par le procédé de Berthollet.

$$\text{NaCl} + \text{MnO}^2 + 2\text{SO}^3, \text{HO} = \text{NaO}, \text{SO}^3 + \text{MnO}, \text{SO}^3 + 2\text{HO} + \text{Cl}.$$
12. — Préparation du chlore par le procédé mixte.

$$\text{MnO}^2 + \text{HCl} + \text{SO}^3, \text{HO} = \text{MnO}, \text{SO}^3 + \text{HO} + \text{Cl}.$$
13. — Préparation de l'acide chlorhydrique avec le sel marin et l'acide sulfurique.

$$\text{NaCl} + \text{SO}^3, \text{HO} = \text{HCl} + \text{NaO}, \text{SO}^3.$$
14. — Réaction du chlore sur l'acide sulfureux en présence de l'eau.

$$\text{SO}^2 + 2\text{HO} + \text{Cl} = \text{SO}^3, \text{HO} + \text{HCl}.$$
15. — Préparation de l'azote par la réaction du chlore sur l'ammoniaque liquide.

$$4\text{AzH}^3 + 3\text{Cl} = \text{Az} + 3\text{AzH}^3, \text{HCl}.$$
16. — Préparation de l'acide sulfureux au moyen de l'acide sulfurique et du mercure.

$$\text{Hg} + 2\text{SO}^3, \text{HO} = \text{SO}^2 + \text{HgO}, \text{SO}^3 + 2\text{HO}.$$
17. — Préparation de l'acide sulfureux au moyen de l'acide sulfurique et du charbon.

$$2\text{SO}^3, \text{HO} + \text{C} = 2\text{SO}^2 + \text{CO}^2 + 2\text{HO}.$$
18. — Combustion de l'acide sulfhydrique par l'oxygène.

$$\text{HS} + \text{O}^2 = \text{HO} + \text{SO}^2.$$
19. — Réaction de l'acide azotique sur l'acide sulfureux.

$$\text{SO}^2 + \text{AzO}^5, \text{HO} = \text{SO}^3, \text{HO} + \text{AzO}^6.$$
20. — Réaction de l'acide hypoazotique sur l'acide sulfhydrique.

$$2\text{HS} + \text{AzO}^4 = \text{AzO}^3 + 2\text{HO} + 2\text{S}.$$
21. — Préparation de l'acide sulfhydrique avec le soufre, le fer, l'eau et l'acide sulfurique.

$$\text{S} + \text{Fe} + \text{HO} + \text{SO}^3, \text{HO} = \text{HS} + \text{FeO}, \text{SO}^3 + \text{HO}.$$
22. — Réaction des alcalis et du phosphore en présence de l'eau.

$$3\text{KO} + 4\text{Ph} + 3\text{HO} = 3\text{KO}, \text{PhO} + \text{H}^3\text{Ph}$$

Hypophosphite
de potasse.

+

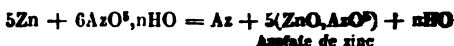
gas hydrogène
phosphoré.
23. — Réaction de l'acide azotique sur les métaux très-oxydables, entre autres le zinc :



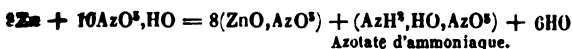
SYMBOLES ET FORMULES CHIMIQUES.

111

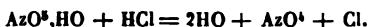
PREMIÈRE ÉPOQUE DE LA RÉACTION.



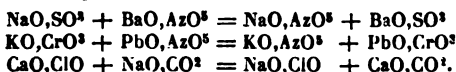
DEUXIÈME ÉPOQUE DE LA RÉACTION.



24. — *Théorie de l'eau régale.*



25. — *Doubles décompositions des sels.*



La nomenclature de Lavoisier n'exprime que la nature et l'état des corps ; elle n'avait pas d'autre objet. De 1810 à 1811, après que les *équivalents chimiques* furent établis, le célèbre chimiste suédois Berzelius songea le premier à créer une nomenclature symbolique, dans laquelle on pût indiquer, non-seulement le nom des éléments et la manière d'envisager leur réunion, mais de plus leurs quantités respectives (1). C'est une idée neuve et qui a rendu de grands services à la science que d'avoir désigné chaque nature d'atomes par un symbole déterminé.

Ce qui précède suffit pour vous faire concevoir l'importance de ces symboles, qui permettent d'abrégier les descriptions, facilitent singulièrement la mémoire et donnent à la science une langue universelle. L'usage de ces symboles est devenu général ; a aussi les rencontre-

(1) Berzelius (Jean-Jacques), né le 20 août 1779 à Westerlœsa, près de Linköping, dans l'Ostro-Gothie, où son père était chapelain, est mort à Stockholm le 7 août 1848. Il peut être considéré comme l'un des fondateurs de la chimie moderne, dont il a éclairé et enrichi presque toutes les parties. Le nombre de ses travaux particuliers est immense, indépendamment des ouvrages didactiques qu'il a rédigés. Parmi ces derniers, le plus célèbre est son *Traité de chimie* en huit volumes, dont la première édition française parut de 1829 à 1833. Il faut encore citer son *Essai sur la théorie des proportions chimiques et sur l'influence chimique de l'électricité* (1819), ainsi que son *Traité de l'emploi du chalumeau dans les analyses chimiques et les déterminations minéralogiques* (1821). Il était élève du savant chimiste Gahn, qui lui communiqua pour ainsi dire sa précision, son exactitude, sa sagacité. Bien préparé par l'étude de la médecine et des sciences naturelles, Berzelius ne tarda pas à se placer au premier rang des analystes et des classificateurs. Pendant près de quarante ans, il tint d'une main glorieuse le sceptre de la science, et ses jugements sur les œuvres de ses contemporains, formulés dans ses *rapports annuels des progrès de la chimie* (de 1821 à 1848), qu'il publiait en qualité de secrétaire perpétuel de l'Académie des sciences de Stockholm, étaient attendus impatiemment et acceptés avec respect par tout le monde savant. Plus heureux que bien d'autres, il a joui de son vivant des honneurs que méritait son immense savoir, et sa mort a été un deuil public pour l'Europe entière.

t-on dans tous les ouvrages modernes. Il est donc indispensable pour celui qui veut approfondir la science de se familiariser avec leur emploi. Afin de vous rendre ces signes familiers, je les emploierai dorénavant dans la suite de ces leçons.

Des Composés métalliques de la première section.

Maintenant, Messieurs, que vous connaissez les propriétés générales des métaux et de leurs principaux composés, je dois vous faire passer en revue ceux de ces corps qui jouent un rôle plus ou moins direct dans l'industrie, la médecine et l'économie domestique. Mais forcé de ne pas sortir du plan que je me suis tracé, je n'offrirai à vos méditations que ce qu'il y a de plus important et de plus curieux dans l'histoire des métaux usuels.

Si les métaux de la première section, et entre autres le potassium, le sodium et le calcium, n'ont que des usages restreints aux besoins des laboratoires, il n'en est pas de même de la plupart de leurs composés, oxydes, sels ou combinaisons binaires. Presque tous, en effet, sont des agents précieux pour nos fabriques, ou des remèdes puissants dont la médecine tire un immense parti. Occupons-nous d'abord des oxydes du potassium et du sodium.

Du Potassium et du Sodium.

Généralités. — Ces deux métaux, dont la découverte ne remonte, comme vous le savez, qu'à 1807, et est due à sir H. Davy, qui fit alors un si ingénieux emploi de la prodigieuse action décomposante du fluide électrique, sont les agents les plus puissants que la chimie possède, et, sous ce rapport, ils lui ont rendu d'immenses services et ont contribué à ses rapides progrès.

Leur affinité pour l'oxygène est si prononcée qu'ils détruisent presque tous les composés oxygénés, les oxydes, les acides, les sels, les matières organiques. C'est grâce à eux qu'on a pu mettre en liberté plusieurs corps simples engagés dans des combinaisons très-stables, et qui avaient résisté jusque-là à tous les procédés ordinaires de décomposition.

Ainsi, le bore, le silicium, l'aluminium, le magnésium, le zirconium, le glucynium, l'yttrium, l'uranium, n'ont été obtenus à l'état de pureté que depuis la découverte du potassium et du sodium.

Vous concevez bien qu'en raison de la promptitude avec laquelle ces deux métaux absorbent l'oxygène, il est impossible de les trouver dans la nature autrement qu'à l'état de combinaison ; et, comme d'un autre côté, leurs oxydes ont une très-grande affinité pour les acides, eux aussi ne se montrent jamais qu'à l'état de sels (carbonates, sulfates, phosphates, azotates, silicates, borates). Les chlorures de sodium et de potassium sont peut-être encore plus répandus, puisque toutes les eaux en renferment,



et parfois, comme celles des mers, en très-fortes proportions. Enfin, dans tous les organes des plantes et des animaux, il y a de ces divers composés du potassium et du sodium, qui paraissent être nécessaires à leur développement.

Il est à remarquer que le potassium et le sodium sont accompagnés généralement dans le sein de la terre et dans les eaux minérales de trois autres métaux alcalins, à savoir : le lithium, le rubidium et le cæsium ; seulement ces derniers sont toujours en quantités infiniment moindres. Certains végétaux jouissent de la propriété de s'assimiler deux ou trois de ces métaux seulement, et laissent les autres dans le sol.

Cendres des plantes. — Lorsqu'on fait brûler à l'air libre les végétaux ligneux et herbacés, vous savez tous, Messieurs, qu'on obtient pour résidu une poudre grisâtre qu'on appelle *cendre*. Ce résidu se compose de toutes les substances minérales, fixes et indécomposables, que les végétaux avaient empruntées à la terre. Mais la nature de ces cendres varie suivant la composition des terrains où les plantes se sont développées. C'est ainsi que les plantes marines donnent des cendres plus ou moins riches en sels de soude, tandis que les plantes qui croissent dans l'intérieur des terres fournissent des cendres qui ne renferment guère que des sels de potasse.

En tous cas, dans ces deux espèces de cendres, on trouve des substances solubles dans l'eau et des substances insolubles.

Voici, en général, leur composition :

MATIÈRES SOLUBLES.	MATIÈRES INSOLUBLES.
Carbonate de potasse, ou carbonate de soude.	Carbonates de chaux et de magnésie.
Sulfate et phosphate de potasse.	Phosphates de chaux et de magnésie.
Chlorure de potassium ou de sodium.	Chaux et magnésie caustiques.
Silicate de potasse.	Silice.
— de soude.	Oxydes de fer et de manganèse.
	Charbon divisé.

Les rapports de ces matières solubles et insolubles diffèrent suivant les espèces de plantes incinérées.

Lorsqu'on traite ces cendres par l'eau, on dissout les premières, et on obtient ce qu'on appelle vulgairement des *lessives*. Le résidu insoluble porte le nom de *Charrée*. C'est un article de commerce assez important, attendu que dans beaucoup de localités on emploie ces cendres lessivées pour l'engrais des terres. Voici, d'après MM. Moride et Bobierre, la composition de quelques charrées :

	CHARRÉE		
	de NANTES.	de LA ROCHELLE.	de LA FLOTTE.
Matières organiques.....	9,80	6,00	2,90
Sels solubles dans l'eau.....	1,05	2,00	3,40
Silice.....	13,60	42,70	50,20
Oxyde de fer, alumine et phosphaté de chaux.....	27,30	12,35	10,90
Carbonate de chaux.....	47,10	34,80	26,60
Magnésie et perte.....	1,15	2,15	6,00
	100,00	100,00	100,00

Potasses et Soudes du commerce. — Les lessives ont une saveur âcre, une causticité plus ou moins forte ; elles verdissent le sirop de violettes, font effervescence avec les acides qu'elles neutralisent complètement. Elles peuvent aussi dissoudre les principes colorants, les substances grasses, et voilà pourquoi, depuis si longtemps, dans les ménages, on les fait servir au nettoyage du linge.

Lorsqu'on les fait évaporer jusqu'à siccité, elles fournissent une matière alcaline d'apparence saline. C'est ce résidu qu'on connaît, dans les arts, sous le nom de *potasse*, quand il provient des cendres de végétaux terrestres, et sous celui de *soude*, quand il provient des cendres de plantes marines (1). Ces matières alcalines consistent essentiellement, la première en carbonate de potasse, la seconde en carbonate de soude, rendus impurs par une proportion variable de sels étrangers, tels que sulfate de potasse ou de soude, chlorure de potassium ou de sodium, silice et alumine, oxydes de fer et de manganèse.

Il y a, dans le commerce, un grand nombre d'espèces de potasses et de soudes, qu'on distingue entre elles par les noms des pays où elles sont fabriquées.

Potasses commerciales. — Les *potasses commerciales* proviennent de trois sources distinctes :

(1) Le résidu salin qu'on obtient par l'évaporation des lessives des cendres des plantes terrestres est connu dans les arts sous le nom de *salin* ; il ne reçoit celui de *potasse* que lorsqu'il a été fortement calciné au rouge dans des fours à réverbère. Le mot *POTASSE* vient de deux mots allemands, *pott-asche*, qui veulent dire *cendre de pot*, parce qu'autrefois la calcination du salin était opérée dans des pots de fer. Ce n'est que depuis 1787 que le mot *potasse* a remplacé dans les arts le nom d'*alkali végétal* ou *fixe*.

Quant au mot *soude*, il servait d'abord et sert encore à désigner l'espèce de plante marine, nommée en latin *soda* ou *salsola soda*, et en français vulgaire *kali*. Les cendres calcinées de cette plante reçurent les noms d'*alkali minéral*, de *salicote*, d'*alun catin*, de *Pierre de soude*, et, en 1787, Guyton de Morveau proposa celui de *soude* qui a été définitivement adopté.



1° L'incinération des grands végétaux ligneux et des plantes herbacées sauvages :

2° La calcination des lies de vin ;

3° La combustion des résidus de la distillation des mélasses fermentées de betteraves.

Je vous dirai brièvement comment on opère dans ces différents cas :

(1) **Incinération des plantes.** — C'est le mode le plus ancien et le plus général.

Dans les pays encore peu habités, abondants en forêts, ou couverts de steppes immenses riches en plantes sauvages, tels que l'Amérique du Nord, la Suède, certaines parties de l'Allemagne, la Toscane, la Russie, la Pologne, on creuse en terre de grandes fosses où l'on entasse les plantes et les arbres débités que l'on veut brûler. On a soin de n'en pas mettre de trop grandes masses à la fois et de les débarrasser préalablement de toutes les terres adhérentes. On met le feu au tas, et on alimente le foyer au fur et à mesure du besoin, en veillant à ce que l'incinération soit complète dans toutes les parties.

L'opération terminée, on passe les cendres à travers un crible afin d'en séparer les matières seulement carbonisées, et on les soumet à trois lavages successifs dans des tonneaux disposés par bandes. La première lessive est assez riche ; elle est mise à évaporer. La seconde, plus faible, est enrichie de matières salines par son passage sur des cendres neuves. La troisième, encore moins char-



Fig. 401. — Four à potasse.

gée, passe sur des cendres déjà lavées une première fois, et achève d'acquiescer la densité voulue, 15° ordinairement, en filtrant sur des cendres neuves.

Les lessives suffisamment concentrées sont mises à évaporer dans des chaudières plates en tôle, jusqu'à ce qu'elles soient arrivées à la consistance de miel ; à ce point, on les transvase dans une chaudière en fonte où on les chauffe, en agitant constamment, jusqu'à dessiccation complète.

C'est alors ce qu'on appelle le *salin*, qui est coloré en brun par des matières

organiques et qui retient encore une forte proportion d'eau. cent kilogrammes de bonnes cendres donnent, terme moyen, dix kilogrammes de salin.

Ce *salin* est converti en *potasse* proprement dite par une calcination au rouge sombre dans un four à réverbère (fig. 401) à deux foyers latéraux *b'b*, et avec cheminée d'appel *c* placée au-dessus et en avant de l'ouverture. Les foyers ne pénètrent que jusqu'aux deux tiers de la profondeur de ce four. On le chauffe avec du menu bois ; les flammes arrivent sous la voûte pour en sortir en avant et monter dans la cheminée.

Le salin est étendu en couche égale sur la sole *n*. On y ajoute parfois un peu de poussier de charbon pour carbonater les portions de potasse caustique qu'il renferme encore. On facilite l'accès de l'air par une agitation fréquente avec un ringard, et on dirige le feu de manière à éviter la fusion. Lorsque toute l'eau s'est dégagée, la matière organique brûle à la surface des morceaux qui blanchissent bientôt. Il faut environ six heures d'une calcination conduite lentement pour rendre la masse bien blanche, sèche et granulée. On la défourne au moyen de râteaux en fer, et on l'enferme encore chaude dans des barriques pour la préserver de l'humidité atmosphérique.

Les plus belles potasses sont parfaitement blanches ; on leur donne le nom de *perlasse*, d'une expression anglaise *pearl ashes*, qui signifie *cendres perlées*. Ces qualités nous viennent habituellement d'Amérique ; mais, la plupart du temps, les potasses sont colorées, au moins partiellement, en bleu verdâtre, en rouge, en jaune, par un peu d'oxydes de fer et de manganèse, et chaque espèce a, pour ainsi dire, sa nuance particulière qui forme un de ses caractères distinctifs propre à en faire reconnaître l'origine ; mais il est tout à fait nul pour en apprécier la qualité ; celle-ci ne peut être évaluée avec précision que par des moyens chimiques.

2° **Calcination des lies. — Cendres gravelées.** — Dans le midi de la France, on obtient une variété de potasse, portant les noms spéciaux de *védasse*, de *cendres gravelées*, en convertissant en carbonate de potasse par la chaleur le bitartrate de potasse qui se trouve dans les lies de vin.

Ces lies, mises à égoutter dans des chaussees de laine (fig. 402), sont ensuite soumises à une pression graduée et converties en tourteaux aplatis qu'on laisse sécher à l'air et qu'on incinère sur un sol bien battu entouré de briques posées à sec. On obtient de la sorte des masses légères, boursoufflées, poreuses, d'un blanc grisâtre, qu'on livre au commerce : 6,000 kilog. de lies sèches donnent 1,000 kilog. de cendres, et ceux-ci fournissent 500 kilog. de potasse ou de *cendres gravelées*.

On n'employait autrefois que les lies de vin, mais aujourd'hui on fait concourir à la préparation les marcs, les pepins de raisin, les sarments de vigne, aussi le produit actuel est-il moins riche en potasse, d'autant plus qu'on y ajoute ordinairement, par fraude, du sable ou de la brique. La bonne cendre gravelée se dissout dans l'eau, en laissant tout

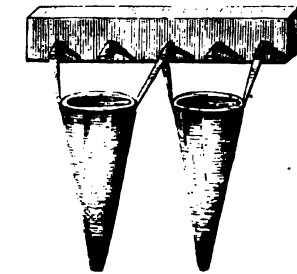


Fig 402. — Chaussees de laine pour l'égouttage des lies.

au plus 1/16 de résidu consistant en carbonate et sulfate de chaux.

3° **Potasse de mélasses de betteraves.** — Dans les départements du Nord et du Pas-de-Calais, où la fabrication du sucre de betteraves est si largement développée, M. Dubrunfaut a introduit, il y a environ trente ans, une industrie nouvelle qui a donné de la valeur aux mélasses épuisées de sucre cristallisable, en les convertissant en deux produits importants : *alcool* et *potasse*.

Je vous dirai plus tard comment on s'y prend pour faire fermenter les mélasses et en obtenir par suite de l'alcool. En ce moment, je n'ai à vous apprendre



que le mode suivi pour utiliser les résidus de la distillation, dans lesquels se retrouvent tous les composés salins que la betterave avait puisés dans le sol pendant le cours de sa végétation. Ces résidus, qu'on appelle *vinasses* dans les ateliers, fournissent de 10 à 12 pour 100 d'un salin très-riche en alcali. Voici comment on les traite.



Fig. 403. — Chaudière à évaporer les vinasses de betteraves.

On les évapore jusqu'à consistance de sirop, soit dans des chaudières en tôle à fond bombé (fig. 403), soit dans des cuves en bois munies de serpentins en cuivre qui reçoivent de la vapeur surchauffée (1). Le sirop est ensuite élevé dans un bac placé au-dessus d'un four à réverbère (fig. 404) disposé intérieurement

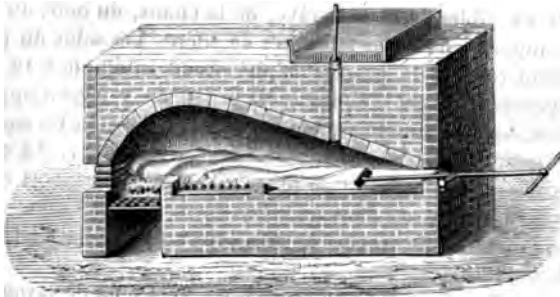


Fig. 404. — Four pour la calcination des vinasses de betteraves.

comme les *bastringues* qui servent à la fabrication du sulfate de soude. Le liquide s'écoule du bac par un conduit vertical traversant la voûte et vient tomber dans le premier compartiment où il se concentre et devient pâteux ; de là, au moyen d'un ringard, l'ouvrier fait passer la matière dans le compartiment le plus rapproché du foyer où s'achève la dessiccation et où commence la destruction des matières organiques.

Lorsque la flamme et l'odeur infecte qui accompagnent cette destruction cessent d'apparaître, on retire la masse du four, on la dispose en petits monts dans une pièce bien aérée, et on l'abandonne à elle-même. La combustion des parties organiques s'achève, et il reste des morceaux plus ou moins poreux et légers, d'un gris cendré ou noirâtre ; c'est là le *salin brut de betteraves* du commerce.

La valeur de ce produit suit ordinairement le cours des potasses ; il se vend proportionnellement à son titre alcalimétrique, et généralement, de 25 à 30 fr. les 100 kilogr. avec un titre de 40°. Il est hygrométrique. Il contient plus ou moins de matières insolubles. M. Pesier, professeur de chimie à Valenciennes, qui a eu l'occasion de faire un grand nombre d'analyses de ce produit, admet qu'on peut le considérer, en moyenne, comme formé commercialement de :

(1) Autrefois on neutralisait les vinasses avec de la craie (dite *petit blanc*), mais cette pratique est à peu près abandonnée, parce qu'il se produit du sulfate de chaux qui diminue le titre du salin au point d'en rendre la vente plus difficile, qui encrasse le fond des chaudières ou la surface des serpentins, et ralentit ainsi le travail.

HUMIDITÉ.....	9	
RÉSIDU INSOLUBLE..	} 18	
Charbon.....		6
Sulfate, phosphate et carbonate de chaux, cendres, terre, etc.....		12
SELS SOLUBLES.....	} 73	
Carbonate de potasse.....		35
— de soude.....		16
Chlorure de potassium.....		17
Sulfate de potasse.....		6
Accidentellement sulfure et cyanure....		
	100	

Mais cette composition varie singulièrement, puisque l'on doit retrouver dans le salin, en nature ou modifiés par la combustion, tous les sels alcalins solubles de la betterave, de la chaux, du noir, du lait ou du sang employés dans les fabriques de sucre. Les soins du producteur peuvent réduire la proportion du résidu insoluble à 10 p. 100; ses négligences peuvent l'élever à 30 p. 100 en y faisant apparaître des cendres, de la craie, du sulfate de chaux, etc. Selon les conditions d'emmagasinage le degré d'humidité peut se modifier. La quantité de soude elle-même est loin de se trouver dans un rapport constant avec la potasse; on la voit dans les salins normaux de l'arrondissement de Valenciennes dans le rapport de 46 à 100; ailleurs elle devient parfois prédominante.

Excepté pendant les froids de l'hiver, les fabricants de savons mous utilisent sans inconvénient les lessives de salin brut. Ils choisissent de préférence les salins exempts de sulfure, lequel communiquerait à leurs produits une odeur repoussante.

Dans la plupart des industries où la potasse est un des éléments du travail, on n'emploie les alcalis de la betterave qu'après leur épuration. Tantôt on se contente de les soumettre à des lavages méthodiques de manière à obtenir des liquides aussi concentrés que possible, et on évapore ceux-ci à siccité dans des chaudières en tôle. La matière qu'on obtient ainsi est d'un blanc grisâtre, et titre 55 à 60 degrés. C'est alors ce qu'on appelle la *potasse de mélasse*. Dans cet état, on l'emploie pour la confection des savons mous, etc.; elle se vend de 80 à 85 fr. les 100 kilogrammes.

Dans d'autres usines, à Valenciennes, à Lille, à Corbehem, à Saint-Amand, etc., la purification est plus complète. Les lessives sont portées à l'ébullition dans un premier système de chaudières, où elles déposent du sulfate de potasse à mesure qu'elles se concentrent; on enlève le sel avec des écumoirs. Lorsqu'elles ont 40 degrés environ, on les fait écouler dans des vases en tôle, profonds, légèrement coniques (*fig. 405*). Au bout de trois à quatre jours, il s'est formé sur les parois de ces cristallisoirs une couche de 5 à 6 centimètres de chlorure de potassium. Les eaux mères décantées sont conduites dans un second système de chaudières plates, à fond bombé, à déversoirs, où elles sont entretenues en ébullition. Dans les premières chaudières, il se dépose encore



un peu de chlorure de potassium, parce qu'il est complètement insoluble dans les carbonates alcalins concentrés. Dans les chaudières suivantes, il se dépose du carbonate de soude, moins soluble que le carbonate de potasse, car, à la température de l'ébullition, le carbonate double de soude et de potasse ($\text{NaO}, \text{CO}^2 + \text{KO}, \text{CO}^2 + 12\text{H}_2\text{O}$) qui prend naissance par cristallisation à la température ordinaire, ne peut se former.



Fig. 405. — Cristallisoirs en tôle pour isoler le chlorure de potassium.

En continuant la concentration, le carbonate de potasse arrive entièrement débarrassé de carbonate de soude dans les dernières chaudières. On le chauffe alors au rouge sombre pour le dessécher et le granuler. On le livre alors au commerce sous le nom de *potasse raffinée de betteraves*.

Par cette méthode, on parvient donc, comme vous le voyez, Messieurs, à isoler le sulfate, le chlorure, à obtenir la soude presque chimiquement pure, et la potasse à un degré de pureté tel qu'elle entre dans la fabrication du cristal sans traitement préalable.

Composition des potasses commerciales. — J'emprunte à M. Pesier un tableau qui présente la composition moyenne des principales potasses commerciales le plus habituellement employées en France :

PRINCIPES CONSTITUANTS sur 100 parties en poids.	POTASSE DE TOSCANE.	POTASSE DE RUSSIE.	POTASSE D'AMÉRIQUE		POTASSE DES VOSGES.	POTASSE de MÉLASSES DE BETTERAVES.		
			Rouge.	Perlasse.		Salin brut.	Potasse ordinaire épurée.	Potasse raffinée.
Carbonate de potasse.....	71,10	69,61	68,01	71,38	36,63	35,00	53,00	95,21
Carbonate de soude	3,01	3,09	5,85	2,31	4,17	16,00	23,17	2,12
Sulfate de potasse.	13,47	14,11	15,32	14,38	38,81	5,00	2,98	0,70
Chlorure de potassium.....	0,95	2,09	8,15	3,64	9,16	17,00	19,69	1,70
Eau et substances insolubles.....	8,47	11,10	2,64	8,29	9,20	27,00	0,26	0,24
	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	99,10	100,00

Ce tableau met en évidence un fait signalé implicitement par Descroizilles et par Berthier dans leurs analyses de cendres, à savoir que toutes les potasses, sans exception, renferment une certaine quantité de soude, qui va de 6 millièmes à 4 ou 5 centièmes. Quelques-unes en contiennent même jusqu'à 2 $\frac{1}{2}$ pour 100. La présence de cette base dans les potasses s'explique facilement par l'existence dans le sol des sels sodiques en proportions notables.

Alcalimétrie. — Les parties alcalines étant les seules utiles au blanchisseur, au teinturier, au savonnier, etc., et la valeur commerciale des diverses espèces de potasse étant, toutes choses égales d'ailleurs, en raison directe de la quantité réelle d'alcali pur qu'elles renferment, on a cherché, depuis longtemps, les moyens de déterminer facilement les proportions qu'elles en contiennent, afin d'établir leur valeur relative et de pouvoir proportionner la quantité qu'on doit employer de chacune d'elles à la nature des matières sur lesquelles on veut les faire agir.

Ce problème a été résolu par Vauquelin. Ce fut lui qui, en 1801, eut recours aux acides, comme le moyen le plus précis et le plus à la portée des commerçants et des industriels, de connaître la valeur intrinsèque des potasses. Plus tard, en 1804, Descroizilles, de Rouen, guidé par les travaux de Vauquelin, imagina un instrument particulier, qui a été adopté sous le nom d'*alcalimètre*, et qui peut être considéré comme l'une des plus utiles applications de la chimie aux besoins du commerce et de l'industrie.

On donne le nom d'*alcalimétrie* à l'essai des alcalis par cette méthode, qui évite de recourir à une analyse complète, qui serait, d'ailleurs, assez difficile et fort longue.

L'*alcalimètre* est fondé sur ce principe, que les diverses quantités d'alcali pur ou carbonaté que renferment les potasses du commerce sont proportionnelles aux quantités d'acide qu'elles exigent pour leur saturation.

Cet instrument consiste en un tube de verre (*fig. 406*) de 25 centimètres de hauteur sur 2 de diamètre intérieur, porté sur un pied, de manière à pouvoir se tenir verticalement; son bord supérieur est renversé et enduit d'une légère couche de cire, afin d'éviter l'adhérence des liquides. Ce tube est gradué, à partir du haut, en 100 parties ou degrés dont chacun contient

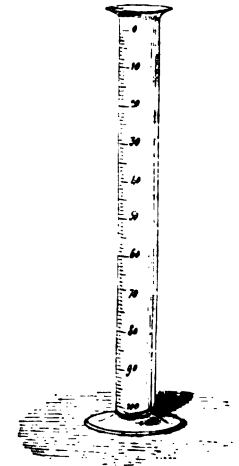


Fig. 406. — Alcalimètre de Descroizilles.

un demi-gramme d'eau distillée, et représente une capacité d'un

demi-millilitre ou demi-centimètre cube. On empile ce tube jusqu'à ce qu'il y ait une liqueur acide qui porte le nom de *liqueur d'épreuve*. Voici comment on la prépare :

Dans une carafe A (fig. 407), contenant un litre jusqu'au trait BC gravé sur le col, on verse environ un demi-litre d'eau distillée, puis on y ajoute lentement 100 gr. d'acide sulfurique pur et marquant bien 66 degrés; on imprime à la carafe un mouvement giratoire, afin de mélanger l'acide à l'eau. On rince, à plusieurs reprises, le vase qui contenait l'acide, et on réunit toutes les eaux de lavage dans la carafe; on remplit celle-ci avec de l'eau jusqu'au trait BC, on agite pour rendre la liqueur homogène, et on la laisse revenir à la température ambiante; alors on rétablit avec de l'eau le niveau qui s'était abaissé au-dessous du trait BC par suite du refroidissement. Cette *liqueur d'épreuve*, qui marque 9° à l'aréomètre, doit être conservée dans un flacon bouché à l'émeri.

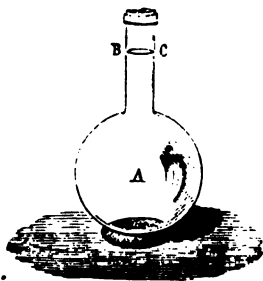


Fig. 407. — Carafe jaugée.

Essai des potasses. — Pour titrer une potasse, on opère ainsi qu'il suit. Je prendrai comme exemple le *salin brut de betteraves* comme nécessitant plus de soins dans les manipulations.

On prélève d'abord sur la masse totale un échantillon commun qu'on réduit en poudre aussi fine que possible sans laisser de résidu. On en pèse 10 grammes qu'on met dans un mortier de porcelaine ou de cristal, on verse dessus 40 à 50 centilitres d'eau distillée et on broie la matière avec le pilon. On laisse en contact, pendant cinq heures, pour une potasse peu cuite, poreuse et se lessivant facilement; pendant douze heures, pour une potasse très-cuite; on ajoute alors 20 à 25 centilitres d'eau, on broie de nouveau pour mettre tout en suspension, et, après une demi-heure, on décante la partie claire sur un très-petit filtre en papier (fig. 408). On remet 20 à 25 centilitres d'eau sur le résidu, on broie, on décante au bout d'une demi-heure, et on continue de la sorte jusqu'à ce qu'il y ait 120 à 130 centilitres de liquide filtré. A ce moment, on ajoute un peu d'eau au résidu et on décante sur le filtre en y faisant passer peu à peu la poudre insoluble; on lave le mortier et le pilon avec de nouvelle eau jusqu'à ce que tout soit réuni sur le filtre et qu'on ait obtenu 200 centilitres de dissolution claire.

On mêle avec soin toutes les couches de liquide réuni dans le vase, éprouvette ou carafe qui supportait l'entonnoir, en retournant plusieurs fois le vase dont on soulève le fond d'une main tandis qu'on applique fortement la paume de l'autre main sur l'ouverture (fig. 409); on prélève sur la masse, au moyen d'une pipette M

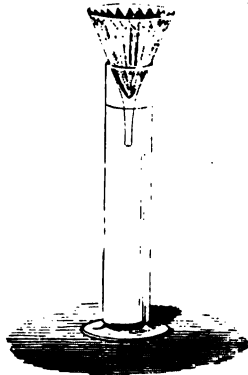


Fig. 408. — Épuisement par l'eau d'une potasse commerciale.

jaugée (fig. 410), 100 centilitres de la dissolution, qui contiennent exactement la moitié des 10 grammes de potasse, c'est-à-dire 5 grammes. C'est sur cette portion de liquide qu'on opère la saturation au moyen de la *liqueur d'épreuve*.

Pour cela, on introduit cette portion de liquide alcalin dans un petit ballon ; on le chauffe jusqu'à l'ébullition (fig. 411) après l'avoir légèrement coloré en bleu au moyen de la teinture de tournesol, et on y laisse tomber goutte à goutte l'acide

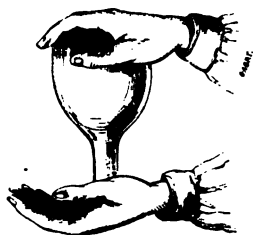


Fig. 409. — Manière de mélanger exactement les diverses couches d'un liquide.

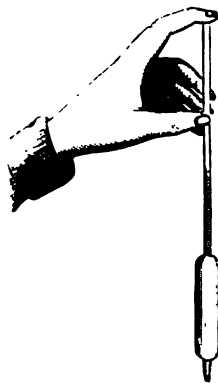


Fig. 410. — Pipette jaugée.

normal de l'alcalimètre. L'acide carbonique se dégage avec effervescence entraîné par la vapeur d'eau, et à mesure que l'effervescence diminue, on ajoute la

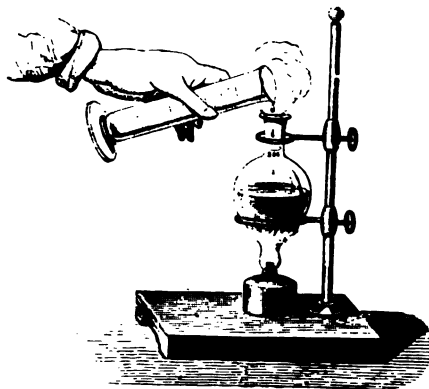


Fig. 411. — Saturation du liquide alcalin par la liqueur d'épreuve.

liqueur d'épreuve avec plus de précaution. On reconnaît aisément que la saturation est terminée lorsque la couleur du liquide du ballon passe instantanément du bleu au rouge *peure d'oignon*.

On replace alors l'alcalimètre dans sa position verticale, et l'on observe sur l'échelle graduée le niveau de la liqueur d'épreuve qui reste dans le tube ; la division à laquelle il correspond indique le *degré alcalimétrique* de la potasse soumise à l'essai.

Comme chaque degré de l'alcalimètre, qui contient un demi-centimètre cube



le liqueur d'épreuve, contient, par cela même, un demi-décigramme ou un dixième de son poids d'acide sulfurique à 66°, et comme la saturation est effectuée sur 100 centimètres cubes de solution renfermant 5 grammes ou 100 demi-centigrammes de potasse, il en résulte que chaque degré de l'alcalimètre contient en acide sulfurique un centième du poids de la potasse.

Lors donc qu'on trouve qu'une potasse exige, pour sa neutralisation, 60 divisions ou degrés de liqueur alcalimétrique, cela indique qu'elle sature 60/100 l'acide sulfurique à 66°. On dit alors qu'elle marque 60 degrés alcalimétriques.

Si maintenant on veut savoir ce que ces 60 degrés alcalimétriques représentent l'alcali caustique ou carbonaté dans les 5 grammes de la potasse essayée, il suffit de multiplier ces degrés par 0^{sr},048 ou par 0^{sr},0707, puisque chaque degré de l'alcalimètre correspond à 0^{sr},048 de potasse pure ou à 0^{sr},0707 de carbonate de potasse.

Soit donc une potasse titrant 60 degrés alcalimétriques :

$$60^{\circ} \times 0^{\text{sr}},048 = 2^{\text{sr}},880 \text{ de potasse pure ou pour } 100 \dots\dots\dots 57,60$$

$$60^{\circ} \times 0^{\text{sr}},0707 = 4^{\text{sr}},242 \text{ de carbonate de potasse} \dots\dots\dots 84,4$$

Ce procédé, comme vous le voyez, nécessite un petit calcul pour faire connaître la richesse absolue en alcali ou en carbonate d'une potasse du commerce et, sous ce rapport, il était utile de le perfectionner. C'est ce qu'a fait Gay-Lussac en 1828. L'innovation la plus remarquable qu'il introduite cet illustre savant dans le procédé de Descroizilles, consiste à substituer, au poids de 5 grammes pris arbitrairement par ce dernier pour la potasse, celui de 4^{sr},8, qui représente la proportion d'alcali pur que peuvent exactement saturer 5 grammes d'acide sulfurique à 66°, quantité qui forme comme l'unité de la liqueur alcalimétrique ; si donc la potasse soumise à l'essai était parfaitement pure, elle absorberait complètement les 100 parties de liqueur que contient l'alcalimètre, et si elle renfermait 20 pour 100 de matières étrangères, la saturation n'en exigerait que 80 parties. Le titre de la potasse, dans ce cas, fait connaître immédiatement la proportion d'alcali pur qu'elle contient. D'après cela, une potasse quelconque, essayée sous le poids de 4^{sr},8, renfermera, au quintal métrique, autant de kilog. de potasse pure qu'elle saturera de centièmes d'acide, et ce nombre de kilog. exprimera son *titre pondéral*.

Sous ce rapport, le procédé de Gay-Lussac est bien supérieur à celui de Des croizilles. Toutefois, pour le rendre encore plus précis, Gay-Lussac a conseillé plusieurs précautions qu'il est utile de vous indiquer.

Ainsi, au lieu de peser 4^{sr},8 de potasse, on en pèse dix fois plus, c'est à-dire 48 grammes, qu'on dissout dans l'eau de manière que le volume de la dissolution soit d'un demi-litre ou de 500 centimètres cubes. Le dixième de ce volume renfermera 4^{sr},8, quantité qui, comme je viens de le dire, est précisément celle qui doit saturer les 5 grammes d'acide sulfurique ou les 100 degrés de la liqueur d'épreuve, quand la potasse est absolument pure.

Pour faire commodément la dissolution de la potasse, on se sert d'une éprouvette à pied I (fig. 412) contenant un demi-litre d'eau jusqu'au trait circulaire JK. On met dans cette éprouvette les 48 grammes de potasse ; on ajoute de l'eau ; on remue avec un tube de verre, et lorsque la dissolution est effectuée, on complète le volume de demi-litre qu'elle doit avoir, en mêlant bien toutes les couches du liquide, afin qu'elles aient la même richesse en alcali. On prélève alors 50 centimètres cubes de la liqueur, au moyen d'une pipette, et cette

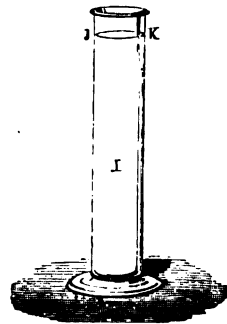


Fig. 412. — Epreuve à pied I de demi-litre.

mesure représente exactement 4^{rs},8 de potasse. C'est sur elle qu'on procède à l'essai au moyen de la liqueur d'épreuve, ainsi qu'il a été dit plus haut.

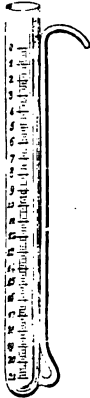


Fig. 413. — Alcalimètre de Gay-Lussac.

Gay-Lussac a remplacé l'alcalimètre à pied de Descroizilles par une burette en cristal (fig. 413), divisée aussi en 100 parties ou 100 demi-centimètres cubes, à laquelle se trouve adapté un tube très-mince, légèrement courbé vers le haut, qui sert à faire couler hors de l'instrument la liqueur d'épreuve. Le bec de ce tube est enduit d'une légère couche de suif ou de cire. Toutes les gouttes qui sortent par ce tube, étant sensiblement de même grosseur, on peut subdiviser facilement chaque division en autant de parties qu'elle contiendra de gouttes. On trouve, par exemple, qu'il faut de 6 à 10 gouttes, selon le diamètre du bec, pour faire une division. C'est un moyen d'apporter encore plus de précision dans l'essai.

Titre alcalimétrique et pondéral des potasses commerciales. — Je terminerai cette question en mettant sous vos yeux les titres *alcalimétrique* et *pondéral* des diverses espèces de potasses du commerce, avec la quantité d'a'cali pur et carbonaté correspondant à ces titres :

	TITRE ALCALIMÉTRIQUE d'après DESCROIZILLES.	TITRE PONDÉRAL d'après GAY-LUSSAC.	POTASSE PURE sur 100 parties.	CARBONATE DE POTASSE sur 100 parties.
Potasse rouge d'Amérique.....	50° à 63°	46° à 60°,5	57°,15 à 72°,0	70°,40 à 88°,9
Potasse perlasse d'Amérique.....	35 à 60	33,6 à 57,6	39,88 à 68,45	49,13 à 84,0
Potasse de Russie..	54 à 58	51,84 à 55,68	61,3 à 66	75,5 à 81,4
— de Toscane	50 à 63	48 à 60,5	57,15 à 72,0	71,4 à 88,7
— des Vosges	40 à 45	38,4 à 43,2	45,0 à 51	56,17 à 63,1
Cendres gravelées.	30 à 50	28,8 à 48	33,9 à 57,15	41,8 à 70,4
Salin brut de betteraves.....	31 à 50	32,64 à 48	38,7 à 57,15	47,67 à 70,4
Potasse de betteraves épurée ordinaire.....	56 à 60	53,76 à 57,6	63,69 à 68,45	78,47 à 81,0
Potasse de betteraves raffinée...	69 à 70	66,24 à 67,2	78,6 à 80,3	97,5 à 98,5

En général, les potasses d'Amérique sont caustiques, les autres sont carbonatées.

Procédé Pesier pour doser la soude contenue dans les potasses commerciales. — La présence de la soude normale dans les potasses, non moins que la fraude, a fait sentir la nécessité d'une opération complémentaire de l'alcalimétrie pour déterminer leur valeur.



Vous verrez bientôt, en effet, que la soude ne peut pas se substituer à la potasse dans toutes ses applications, que son prix est relativement très-inférieur, et qu'elle sature plus d'acide sous le même poids, en d'autres termes qu'elle marque plus de degrés à l'alcalimètre, circonstance aggravante quand il s'agit d'un corps qui passe facilement inaperçu en mélange et quand le prix se règle par le titre alcalimétrique : 100 kilogr. d'oxyde de potassium ne neutralisant que 104 kilogr. d'acide sulfurique, ne peuvent donner que 104 degrés ; 100 kilogr. d'oxyde de sodium neutralisent 156,96 du même acide et titrent conséquemment 156°,96. Quand on tient à des données positives, la connaissance des degrés alcalimétriques est donc insuffisante.

M. Pesier a donné aux chimistes et aux industriels un moyen facile de compléter l'analyse. Sa méthode d'essai s'appuie sur les faits suivants :

1° L'eau se sature très-rapidement de sulfate de potasse par son agitation avec ce sel *employé en poudre fine* ;

2° Une solution saturée de sulfate de potasse pur possède une densité toujours constante lorsqu'elle est faite à la même température ;

3° Le sulfate de soude, en se dissolvant dans cette solution saturée, en augmente la densité progressivement avec sa quantité ; l'effet qu'il produit est d'autant plus sensible que la solubilité du sulfate de potasse est accrue de beaucoup par sa présence.

Cet accroissement de densité se constate rapidement à l'aide d'un aréomètre spécial dont la graduation a été déterminée par des essais synthétiques et auquel a été donné le nom de *natromètre*.

On comprend que les résultats sont les mêmes si, au lieu de prendre les sulfates tout formés, on les engendre en décomposant des carbonates ou des chlorures par l'acide sulfurique.

On opère sur 50 gram. de potasse qu'on place dans une capsule de porcelaine ; on les traite à chaud par un léger excès d'acide sulfurique, afin de transformer en sulfate tout l'alcali à essayer (potasse et soude) ainsi que les chlorures. On neutralise ensuite par du carbonate de potasse pur en se servant du flacon A (*fig. 414*), on ramène la liqueur à la température ambiante (ce que l'on constate au moyen d'un thermomètre B), on agite soigneusement, on filtre en décantant, on lave le dépôt avec une solution saturée de sulfate de potasse pur de manière à compléter un volume déterminé par un trait III sur l'éprouvette à pied C (*fig. 415*), puis, après avoir mêlé les différentes couches de liquide, on y plonge le natromètre.

Cet instrument (*fig. 416*) porte deux échelles contiguës dont les zéros coïncident : l'une teintée de rose, *celle des températures*, indique pour chaque degré du thermomètre les points d'affleurement dans une solution saturée de sulfate de potasse pur ; les divisions de l'autre (*échelle sodique*) indiquent des centièmes de soude. L'observation

se fait sur l'échelle rose considérée comme mesure à divisions égales. Si la potasse essayée est pure, l'instrument affleurera au degré de température auquel on a fait l'expérience. Si elle contient de la soude, on trouvera quelques degrés en sus dont le nombre mis en regard de l'échelle sodique montre les centièmes d'oxyde du mélange. Des tables

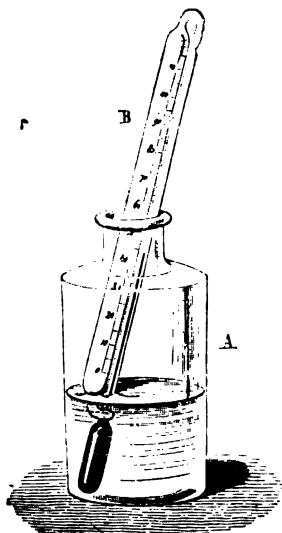


Fig. 414.

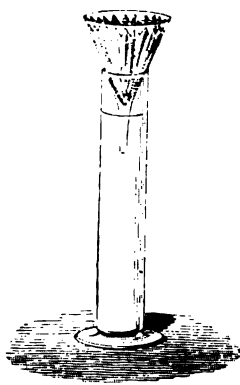


Fig. 415.



Fig. 416.

Ustensiles pour la recherche de la soude dans les potasses du commerce d'après le procédé de Pesier.

établies par l'auteur (1) font connaître le nombre de degrés alcalimétriques, les quotités de carbonate, de sulfate ou de chlorure correspondant à chaque centième de soude.

Ce procédé, d'une exécution bien facile déjà, peut être simplifié toutes les fois que l'on s'adresse à une potasse où le chlorure est peu abondant, et cela par suite de ces observations que le chlorure de potassium, en se dissolvant dans une solution saturée de sulfate de potasse pur, déplace une partie de ce sel et n'augmente pas sensiblement, même à forte dose, la densité de la liqueur, que de plus ses effets ne sont pas beaucoup plus marqués, mais en sens inverse, en présence du sulfate de soude.

(1) *Mémoire de la Société d'agriculture, sciences et arts de Valenciennes*, t. V, p. 144.

Pour l'essai des potasses épurées et des potasses exotiques on peut donc se dispenser de la décomposition au feu. On pèse 50 gram. de potasse; on l'introduit dans le flacon A (*fig. 414*), où on la fait dissoudre dans environ 2 décilitres d'eau; on neutralise exactement par l'acide sulfurique. Comme la réaction a produit de la chaleur et qu'il est nécessaire de ramener à la température de l'atmosphère, pour opérer plus vite on plonge le vase dans de l'eau de puits et on agite de temps en temps. Quand un thermomètre placé dans le flacon y indique le même degré qu'il marquait dans l'air, on filtre dans l'éprouvette C (*fig. 415*), en complétant en plusieurs fois le volume de 300^{cc}, jusqu'au signe de repère, à l'aide de la solution saturée de sulfate de potasse avec laquelle le dépôt a été agité.

Cela fait, il ne reste plus qu'à fermer l'orifice de l'éprouvette avec la main, à la secouer et à y plonger le *natromètre* (*fig. 416*). On y lit la quantité de soude, comme je viens de l'indiquer tout à l'heure.

Après avoir déterminé la quantité de soude, il devient facile de connaître la proportion de potasse en consultant les tables. Supposons que l'alcali soumis à l'essai ait un titre de 60° et que l'on ait trouvé 8 centièmes de soude. En regard des 8 centièmes on voit qu'ils représentent 12°,55 à l'alcalimètre et équivalent à 13,66 de carbonate de soude. Retranchant ces 12°,55 du degré total 60°, le reste seulement, 47°,45, est attribuable à la potasse. Une deuxième table montre que ces 47°,45 sont produits par 66,99 de carbonate de potasse. La composition du produit en alcalis titrants est donc connue, elle est sur 100 parties de 66,99 de carbonate de potasse et de 13,66 de carbonate de soude.

VINGT-DEUXIÈME LEÇON

COMPOSÉS MÉTALLIQUES DE LA PREMIÈRE SECTION

(SUITE.)

SOMMAIRE. — Des diverses espèces de sodes. — Sodes naturelles, et en particulier de la soude de varechs. — De l'iode qu'elle fournit. — Étude de l'iode et de ses belles applications. — Du bromure. — Du natron. — Sodes artificielles. — Préparation des lessives caustiques et des alcalis purs. — Théorie de la caustification. — Des HYDRATES de potasse et de soude.

Sodes du commerce.— Il y a deux genres de sodes commerciales : les sodes dites *naturelles*, et les *sodes artificielles*. Leur fabrication est notablement différente de celle de la potasse.

1. *Sodes naturelles*. Ces sodes sont obtenues par l'incinération des plantes qui croissent sur les plages de la mer ou sur les bords des étangs salés. Lorsqu'elles ont atteint leur plus grand développement, on les fait sécher de la même manière que le foin, et on les brûle dans des fosses, en plein air. On entretient la combustion pendant plusieurs jours, en ajoutant successivement de nouvelles plantes. La chaleur s'élève au point de fondre la cendre ; on laisse refroidir la masse, qui est dure, compacte, à demi fondue, colorée en brun ou en gris par du charbon ; on la casse par morceaux pour en faciliter le transport, et on l'embarille.

Les plantes que l'on utilise pour l'obtention de ce produit varient suivant les pays.

Ainsi, en Espagne, ce sont les diverses espèces de *barilles* ou *salsola* ;

À Ténériffe, c'est principalement une petite plante grasse et charnue, la *ficoïde glaciale* ou *mesebryanthemum cristallinum* des botanistes ;

En Languedoc et en Provence, ce sont des *salicornes*, des *chénopodiums*, des *arroches* ;

Sur les côtes de Bretagne et de Basse-Normandie, notamment aux environs de Brest et de Cherbourg, ce sont exclusivement les *varechs*, *fucus* ou *goémons*, plantes cartilagineuses et bizarrement conformées, qui croissent en abondance dans la mer, et que celle-ci rejette sur ses bords, ou découvre à marée basse. Voici quelques-unes des plus communes (fig. 417 à 420). De là, le nom de *soude de varechs*, qu'on appelle *Kelp* en Angleterre et en Écosse (1).

(1) Tous les ans, des ouvriers nommés *barilleurs*, viennent des environs de Brest et de Cherbourg récolter le varech qui couvre les rochers submergés de Chausey, et le brûler pour en faire de la soude. A cet effet, ils se dispersent sur divers points de l'archipel par ateliers de six hommes, et construisent au centre du rayon qu'ils veulent exploiter une espèce de tanière où ils se retirent pendant la nuit. A mer basse, ils se rendent sur les rochers, les dépouillent de leurs

Composition des sodes naturelles. — Ces sodes naturelles ont



4 Fig. 17. — *Fucus vésiculeux*, dit *Craquet*.



Fig. 418. — *Fucus siliculosus*.

une composition beaucoup plus complexe que les potasses. Voici toutes les matières qu'on y trouve :



Fig. 419. — *Fucus dentelé*, dit *Vroiplat*.



Fig. 420. — *Laminaire sucrée*, dite *Ceinture de Vénus*,

fucus, et en forment de grands tas que soutiennent à la surface de l'eau les nombreuses vésicules aériennes de ces plantes marines. Ils dirigent ces espèces de radeaux vers le lieu qu'ils ont choisi, et, après avoir mis leur récolte hors de la portée des vagues, ils l'étendent sur la grève. Lorsque la dessiccation des fucus est complète, ils y mettent le feu et recueillent les cendres dans un petit fourneau où elles se fondent et se prennent en masses connues dans le commerce sous le nom de *soude de varechs*. Les feux des barilleurs, avec leur clarté rou-

SOUDES D'ESPAGNE.

Carbonate de soude (dominant).	Alumine et silice unies en partie à la soude.
Sulfate de soude.	Oxyde de fer.
Sel marin.	Charbon.
Sulfure de sodium.	Phosphates de chaux et de magnésie.
Carbonate de chaux.	

SOUDES DE VARECHS.

<i>Matières solubles.</i>		<i>Matières insolubles.</i>	
Sulfate de potasse...	10,203	} en tout 57 p. 100.	Carbonate de chaux.
Chlorure de potassium.....	13,476		Oxysulfure de calcium.
Chlorure de sodium.	16,018		Phosphate de chaux.
Iodures alcalins....	0,600		— de magnésie.
Sels étrangers et bromures.....	2,703		Silice et charbon.
		en tout	
		43 p. 100.	

Vous voyez que les sodes naturelles sont essentiellement constituées par du carbonate de soude. Il faut en excepter les sodes de varechs, puisque ce sel alcalin est la matière la moins abondante, aussi ont-elles des usages spéciaux, en raison de leur richesse en sels de potasse.

Sels de varechs. — Pendant longtemps, ces sodes ne furent employées qu'à l'état brut dans les verreries pour la fabrication des verres communs, des verres à bouteilles. Au commencement de ce siècle, on les raffina en les soumettant à des lessivages méthodiques pour avoir tous les sels solubles qu'on ramenait à l'état solide par évaporation dans des chaudières de tôle. Ce mélange de sels blancs, désigné sous le nom commercial de *sels de varechs*, était vendu aux fabricants d'alun, aux salpêtriers, aux verriers.

Voici comment ils sont composés, d'après mes analyses :

NOMS des PRINCIPES CONSTITUANTS.	SELS RAFFINÉS DE VARECHS		
	DE CHERBOURG.		de
	I	II	GRANVILLE.
Eau.....	5,00	8,00	5,00
Sulfate de potasse.....	22,19	42,54	13,50
Chlorure de potassium.....	16,00	19,64	15,60
Sel marin.....	45,78	25,38	65,68
Carbonate de soude.....	9,53	3,71	0,22
Matières insolubles.....	1,50	0,73	»
Iodures solubles.....	traces.	traces.	traces.
	100,00	100,00	100,00

gèure pendant la nuit, leurs longues colonnes de fumée pendant le jour, produisent au milieu des rochers un effet très-pittoresque ; mais l'odeur de cette fumée est des plus désagréables, et dans le pays on la regarde bien à tort, il est vrai, comme pouvant engendrer toute sorte de maladies. (Quatrefages, *Souvenirs d'un naturaliste*, t. I, p. 35. Paris, 1854, 2 vol. in-18. Librairie Victor Masson.)

Raffinage méthodique des cendres de varechs. — Mais à partir de 1824, M. Tissier aîné, élève de Clément Désormes, organisa dans une usine de Cherbourg l'isolement des divers sels solubles, pour les faire servir à part dans les industries spéciales qui les réclament : le sulfate de potasse pour la fabrication de l'alun, le chlorure de potassium pour la conversion de l'azotate de soude en salpêtre, le sel marin pour la fabrication du sulfate de soude, enfin les iodures et les bromures alcalins pour l'extraction de l'iode et du brome, éléments des plus singuliers, très-voisins du chlore, et sur lesquels je dois vous donner quelques renseignements.

Le procédé pour isoler successivement des soudes brutes de varechs chacun des différents sels qu'elles renferment repose sur les différences de solubilité qu'ils présentent, à froid et à la température de l'ébullition ; il diffère donc fort peu de celui qu'on suit pour le raffinage des potasses brutes de betteraves. Voici, en peu de mots, comment on opère-

Ces cendres pilées grossièrement sont soumises à un premier lessivage méthodique dans une série de cuves en bois de 1 mètre de hauteur, munies chacune d'un faux-fond (fig. 421) en bois ou en tôle perforée. Chacune de ces cuves porte

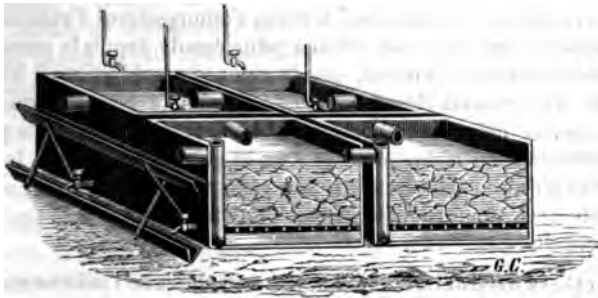


Fig. 421. — Appareil pour le lessivage méthodique des cendres brutes de varechs.

deux tuyaux à trois ouvertures permettant d'établir aisément la communication avec l'une quelconque des cuves qui l'avoisinent.

On fait d'abord arriver de l'eau dans le premier couple de cuves par des robinets supérieurs, et cette eau, après avoir agi sur la soude, passe dans le second couple, et ainsi de suite jusqu'à ce qu'elle ait acquis la densité de 15 à 18° à l'aréomètre. De cette manière, on dissout la presque totalité des chlorures de sodium et de potassium, beaucoup plus solubles que le sulfate de potasse.

Si l'on soumet à la concentration et à l'ébullition cette dissolution des deux chlorures, le sel marin se dépose à l'état cristallin, dès que la liqueur marque 35° à l'aréomètre ; on l'enlève au fur et à mesure avec des écumoirs, et on fait passer la liqueur dans des cristallisoirs où, par le refroidissement, le chlorure de potassium s'isole en cristaux volumineux. En traitant les eaux mères de la même manière, on arrive à séparer presque complètement le sel marin à l'ébullition, et le chlorure de potassium par la cristallisation à la température ordinaire.

Le marc des cendres est soumis à un deuxième lavage méthodique, que l'on prolonge jusqu'à ce que les nouvelles eaux ne marquent plus que 8°. L'eau se

charge alors du sulfate de potasse que le premier lessivage n'avait point attaqué. La solution étant évaporée à l'ébullition dans des chaudières plates en tôle, jusqu'à ce que leur densité se soit élevée à 28 ou 30° de l'aréomètre, le sulfate de potasse se dépose à l'état de cristaux très-fins que l'on enlève au moyen d'écumoirs. L'eau mère siphonnée dans des cristallisoirs, abandonne des chlorures de potassium et de sodium que l'on fait rentrer dans le cours du travail pour les séparer.

Les dernières eaux mères qui restent après le dépôt successif du sel marin et du chlorure de potassium, et qui marquent 55°, peuvent alors servir à l'extraction de l'iode et du brome. Mais avant de vous indiquer comment on s'y prend pour arriver à ce double résultat, il faut d'abord que je vous fasse l'histoire de ces deux métalloïdes.

Étude de l'iode. — En 1811, un salpêtrier de Paris, nommé Courtois, ayant chauffé par hasard avec un peu d'acide sulfurique la lessive de soude de varechs qui refusait de donner de nouveaux cristaux, remarqua qu'il s'en dégageait des vapeurs d'une superbe couleur violette, qui, par leur refroidissement, déposaient des lames grisâtres très-brillantes et comme métalliques. Il ne signala ce phénomène au monde savant que dans les derniers jours de 1813.

Aussitôt plusieurs chimistes célèbres, et entre autres Gay-Lussac, et sir H. Davy qui se trouvait alors à Paris, s'empressèrent d'examiner la nouvelle substance. Un mois s'était à peine écoulé depuis la communication de Courtois à l'Institut, que la science possédait une histoire complète d'un nouvel élément, grâce à l'habileté peu commune de Gay-Lussac. Le chimiste français, après avoir signalé les grands points de ressemblance du nouveau corps avec le chlore, lui imposa le nom d'*iode*, tiré d'un mot grec qui veut dire *violet*, pour rappeler la couleur admirable de sa vapeur, qui suffit pour le faire distinguer de toutes les substances connues.

Caractères distinctifs. — Les autres caractères de l'iode ne sont pas moins remarquables. Il s'offre sous la forme d'écailles ou de paillettes micacées, d'un noir bleuâtre, d'aspect métallique, et d'une grande densité, puisqu'elles pèsent 4,95. Il ne fond qu'à + 107°, et se réduit en gaz vers + 175 ou 180°. Il a une odeur forte, qui rappelle celle du chlore, et une saveur âcre et persistante. C'est un poison violent. Il tache la peau et le papier en jaune foncé, mais cette coloration n'est qu'éphémère : elle disparaît bientôt par la vaporisation de l'iode.

Il est très-peu soluble dans l'eau, mais il l'est beaucoup, au contraire, dans l'esprit-de-vin qu'il colore en brun rougeâtre, et dans le sulfure de carbone, la benzine, le naphte, le chloroforme, auxquels il donne une magnifique couleur violette, même aux plus petites doses.

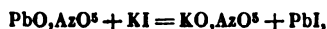
Il présente, d'ailleurs, les principales propriétés du chlore, car il se comporte comme lui avec la plupart des autres corps simples ou composés, avec les matières colorantes ; et les produits qu'il donne offrent la plus grande analogie avec les produits correspondants du chlore. Ainsi, comme ce dernier, il a peu d'affinité pour l'oxygène ; mais il a



une tendance énergique pour l'hydrogène, avec lequel il forme un hydracide semblable à l'acide chlorhydrique.

Iodures métalliques. — S'unissant aussi très-facilement avec les métaux, il produit avec quelques-uns des *iodures* qui sont remarquables par leurs belles couleurs. C'est ainsi qu'avec le mercure il donne naissance à l'une des couleurs rouges les plus brillantes ; qu'avec le plomb il constitue l'un des plus jolis produits de nos laboratoires.

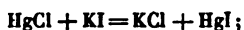
L'*iodure de plomb*, PbI , est, en effet, sous la forme de paillettes hexagonales, souvent très-larges, d'un jaune d'or magnifique, et très-brillantes. On les obtient en mêlant des dissolutions très-étendues et bouillantes d'azotate de plomb et d'iodure de potassium. Par une double décomposition :



il se fait de l'iodure de plomb, mais il ne se dépose que par le refroidissement en lamelles se déroulant en tous sens dans le liquide, de manière à former des ondes brillantes de l'aspect le plus agréable.

Cet iodure fournit à la peinture des tons de jaune-citron d'un éclat très-vif, mais qui, malheureusement, passent peu à peu aux rayons solaires, et brunissent par les émanations sulfureuses.

L'*iodure de mercure*, HgI , qui est d'un rouge écarlate superbe, se prépare par la double décomposition du perchlorure de mercure et de l'iodure de potassium :



mais il faut avoir soin de ne pas verser dans la solution mercurielle un excès d'iodure de potassium, attendu que le biiodure de mercure formé se redissoudrait immédiatement, ainsi que je vous en administre la preuve. C'est que, dans ce cas, il se forme un iodure double de mercure et de potassium, qui est très-soluble. Les meilleures proportions à employer sont : 100 parties d'iodure de potassium et 80 parties de sublimé corrosif.

M. Bor, pharmacien d'Amiens, a fait connaître, en 1842, des moyens de teindre et d'imprimer les étoffes de coton avec cette belle couleur, ainsi qu'avec l'iodure jaune de plomb. Les nuances sont assez solides. — Les peintres anglais ont voulu tirer parti de sa magnifique teinte rouge, et il y a trente-cinq ans cette couleur, désignée sous le nom de *scarlet* (écarlate), a eu une très-grande vogue ; mais on a dû y renoncer, parce qu'elle est vite noircie par la lumière ; elle ne sert plus que pour l'aquarelle. Le *rouge d'iodure de Heller* paraît moins altérable, ce qui est dû sans doute à son état moléculaire particulier ; on l'obtient en saturant une solution concentrée et bouillante de sel ammoniac de biiodure de mercure, et en laissant refroidir. Il se dépose bientôt de très-beaux cristaux de biiodure de mercure, d'un rouge pourpre éclatant.

Iodure d'amidon. — Un autre caractère distinctif de l'iodure, non moins prononcé que les précédents et signalé pour la première fois

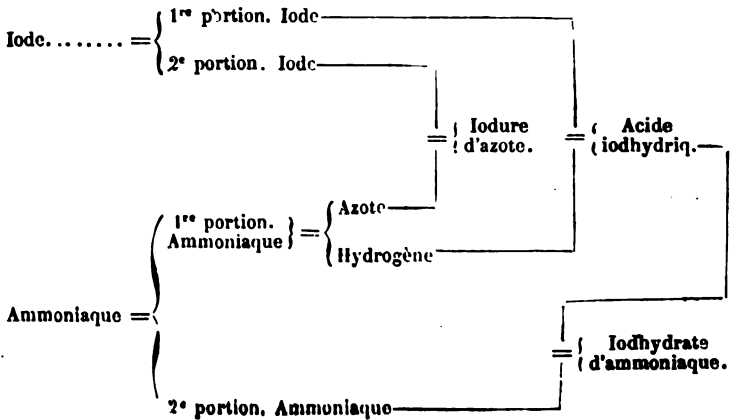
en 1814, par Colin et Gaultier et Claubry, c'est de colorer en bleu ou en violet l'amidon ou la fécule, et par suite toutes les substances végétales qui contiennent ce principe immédiat. Voici de l'empois, de la colle de pâte, des tranches de pommes de terre, sur lesquels je vais verser quelques gouttes de solution alcoolique d'iode: aussitôt il va se produire une couleur bleue ou violette très-intense.

On peut donc, au moyen de l'iode, rechercher avec succès la présence de la fécule dans les tissus des plantes, comme on peut aussi, avec une décoction d'amidon, constater l'existence de l'iode libre dans les liquides. S'il s'y trouvait à l'état de combinaison, quelques gouttes d'eau de chlore ou d'acide hypoazotique le mettraient à nu. Cette réaction de l'iode sur l'amidon est si tranchée, si certaine, qu'un chimiste allemand s'est assuré que 1/550000 d'iode dissous dans l'eau est rendu sensible par la couleur bleue que l'eau d'amidon y développe. Certes, voilà un réactif précieux pour les recherches analytiques!

Iodure d'azote. — Une autre propriété non moins saillante de l'iode, c'est de donner naissance, par son agitation avec 15 ou 20 parties d'ammoniaque, à une poudre d'un noir rougeâtre qui détone par le plus léger choc ou la chaleur. Le frottement d'une barbe de plume suffit pour produire cet effet, et souvent même son explosion a lieu spontanément quand elle est sèche; aussi est-il impossible, pour ainsi dire, de la conserver.

Cette poudre fulminante est de l'*iodure d'azote*. Sa formation n'est pas difficile à concevoir. L'ammoniaque, mise en contact avec l'iode, se décompose en grande partie. Ses deux principes, en se combinant, chacun séparément, avec des proportions convenables du métalloïde, donnent lieu à l'iodure d'azote qui se dépose, et à de l'acide iodhydrique qui reste dans la liqueur avec une certaine quantité d'ammoniaque qui le sature.

Vous comprendrez plus facilement cette réaction par la légende suivante :





Je traduis cette légende par l'équation suivante :



Comme les éléments qui composent l'iodure d'azote, Azi^3 , sont enchainés par une très-faible affinité, la plus légère chaleur en opère la séparation. Le frottement produit cet effet par le dégagement de calorifique qu'il cause. L'iode, en s'isolant de l'azote, apparaît en belles vapeurs violettes; et, dans un lieu obscur, on aperçoit une légère lueur au moment où la détonation s'accomplit.

État naturel. — C'est presque toujours à l'état d'iodures de potassium et de sodium que l'iode se rencontre dans la nature. Il existe dans les eaux de la mer, et, par suite, dans tous les fucus et autres plantes marines, dans les éponges, les polypiers, les mollusques marins, le foie des poissons. On en trouve également dans une infinité de sources salées, dans presque toutes les eaux sulfureuses des Pyrénées, du Piémont, de la Sardaigne (1).

Les recherches de MM. Chatiu et Marchand, de Fécamp, en ont aussi démontré la présence dans les eaux des principaux fleuves ou rivières, les eaux de puits et de sources, par suite dans toutes les plantes aquatiques et terrestres; ils l'ont encore retrouvé dans l'air, et nécessairement dans les eaux de pluie et de neige, dans le sol arable, en proportions bien faibles, il est vrai, mais encore susceptibles d'être dosées. Les tourbes, les lignites, les houilles, l'anhracite, les minerais de fer et d'argent, en ont offert, de sorte qu'on peut regarder comme un fait général cette diffusion de l'iode dans la nature organique et inorganique.

M. Marchand en attribue l'origine aux vapeurs ou aux particules aqueuses qui s'échappent incessamment de la surface des mers, et qui, transportées sur les continents, retombent à l'état de pluie, de neige ou de grêle. Il est certain que les eaux de pluie et de neige contiennent généralement une proportion appréciable d'iode et même de brome (2).

M. O. Henry a constaté qu'une roche de calcaire magnésien (*dolomie*) des environs de Saxon dans le Valais, émet continuellement des traces de vapeur d'iode, et M. Bornemann a trouvé le même corps dans les vapeurs des fumerolles de Vulcano, dans l'île de ce nom.

Usages. — La découverte de l'iode doit faire époque dans la science, car des applications d'une haute importance pour l'humanité ont été la suite des travaux de Courtois et de Gay-Lussac.

Il n'est aucun de vous, Messieurs, qui n'ait entendu parler de ces

(1) La présence de l'iode dans les eaux minérales a été signalée, dès l'année 1822, dans la source de Sales en Piémont, par Angelini, pharmacien à Voghera.

(2) Cette proportion varie entre $0^{\text{r}},00002$ et $0^{\text{r}},00005$ par litre.

tumeurs difformes, et souvent très-considérables, qu'on désigne sous le nom de *gottres*. C'est surtout dans les pays de montagnes que cette singulière maladie se développe sous des influences encore bien peu connues des médecins. Dès le treizième siècle, on essayait de la combattre avec l'éponge calcinée, recommandée par Arnaud de Ville-neuve. En 1819, Coindet, médecin de Genève, soupçonnant que la vertu de ce médicament devait dépendre de la présence de l'iode, eut l'heureuse idée d'expérimenter avec ce corps même, et les résultats les plus merveilleux confirmèrent ses prévisions. Les gottres les plus volumineux disparurent en très-peu de temps par l'usage de la teinture d'iode. L'efficacité de ce métalloïde contre ces tumeurs est aujourd'hui reconnue par tous les médecins, mais l'emploi de ce remède puissant exige la plus grande prudence, en raison de l'action remarquable qu'il exerce sur toutes les glandes. Il les dissout très-prompement, et occasionne quelquefois des désordres dans l'économie.

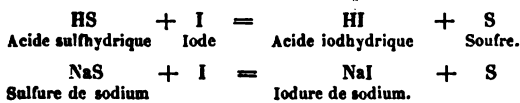
On applique encore avec succès l'iode et ses préparations au traitement des maladies scrofuleuses et syphilitiques, de l'hydrocèle, des affections goutteuses et tuberculeuses, des maladies de la peau. Un médecin américain, M. Brainard, a fait connaître, en 1853, que la solution alcoolique d'iode injectée sous la peau des animaux empoisonnés par le *curare*, ou introduite dans les morsures faites par les crotales, ces redoutables serpents du Nouveau-Monde, arrête immédiatement les effets de ces poisons si actifs. C'est ainsi que s'est réalisée l'espérance du docteur Coindet, qui disait, en terminant son premier mémoire de 1820 : « Cette substance mérite l'attention des médecins, et je ne doute pas qu'elle ne devienne, entre des mains habiles, un des plus puissants remèdes dont la chimie moderne ait enrichi la matière médicale. »

Parmi les diverses applications scientifiques de l'iode, il en est deux surtout qui ont accru l'importance de cet élément. Joseph Nièpce et Daguerre en ont tiré un merveilleux parti, concurremment avec le mercure, pour fixer sur une plaque d'argent la représentation des corps transmise par les rayons lumineux au moyen de la chambre noire. Le daguerréotype, la photographie sur verre et sur papier, qui ont fait, à partir de 1829, de si prodigieux progrès, consomment annuellement une très-grande quantité d'iode.

Sulfhydrométrie. — D'un autre côté, Dupasquier, de Lyon (1), a fait servir, en 1840, la grande affinité de l'iode pour l'hydrogène et

(1) Alphonse Dupasquier, né à Chessy, près Lyon, le 27 août 1793, mort le 13 avril 1848, a illustré sa courte carrière par plusieurs travaux originaux de chimie analytique, de bons ouvrages sur l'hydrologie et par son remarquable enseignement à l'école de la Martinière de Lyon. M. Cap, son ami, a publié une intéressante notice sur ce chimiste plein d'ardeur que l'excès du travail a tué. (Voir les *Études biographiques pour servir à l'histoire des sciences*, 1^{re} série, CHIMISTES, Paris, Victor Masson, 1867.)

les métaux à la découverte et au dosage du soufre dans les eaux minérales sulfureuses. Si je verse de la solution alcoolique ou de la *teinture d'iode* dans de l'eau contenant de l'hydrogène sulfuré ou du sulfure de sodium, la teinture est subitement décolorée, comme vous le voyez, et en quantité d'autant plus grande que l'eau est plus riche en composé sulfuré. Cela provient de ce que l'iode s'empare de l'hydrogène de l'acide sulfhydrique, ou du métal du sulfure métallique, pour former de l'acide iodhydrique ou de l'iodure de sodium, soluble et incolore, tandis que le soufre se précipite en poudre blanche à cause de son extrême division. C'est ce qu'expriment les équations suivantes :



Si donc il est possible de saisir bien nettement le terme où la décomposition du principe sulfuré est complète, il suffira, pour déterminer exactement la proportion du soufre de l'eau minérale, de connaître la quantité d'iode employée, attendu qu'on sait que 126 grammes de cet élément déplacent toujours de ses combinaisons 16 grammes de soufre.

Or, on trouve le moyen de mesurer cette action, dans la propriété que possède l'amidon de prendre une couleur bleue avec l'iode libre, et de ne pas se colorer avec l'acide iodhydrique et les iodures métalliques. D'après cela, si l'on met en contact la teinture d'iode avec une eau sulfureuse, à laquelle on a préalablement ajouté une petite quantité d'amidon, tant que l'iode n'aura pas entièrement décomposé le principe sulfureux, il n'en restera aucune portion libre, et la couleur bleue n'apparaîtra pas, ou bien elle disparaîtra rapidement par l'agitation du liquide; mais elle se montrera subitement, au contraire, et persistera, aussitôt que la dernière trace du composé sulfuré aura disparu. Ainsi, la trace la plus minime d'iode, restant libre, suffira pour développer sur-le-champ cette couleur bleue, qui est l'indice certain du point où la décomposition est complète.

Vous concevez qu'en mesurant la quantité de teinture d'iode décolorée par l'eau minérale, il sera facile d'arriver, par un léger calcul, à la détermination de la proportion de soufre contenue dans cette eau, puisque les deux corps simples sont isomorphes, c'est-à-dire se substituent équivalent à équivalent dans les composés de même ordre.

Au lieu de la teinture alcoolique d'iode, qui s'altère assez vite, et dont le volume varie constamment avec la température, on se sert aujourd'hui, comme liqueur d'épreuve, d'une solution de 5 grammes d'iode pur et sec et de 68^r,25 d'iodure de potassium dans une quantité d'eau suffisante pour former 1/4 de litre.

L'instrument qui sert à mesurer cette liqueur a reçu de Dupasquier le nom de *sulphydromètre*. C'est un tube de verre d'un diamètre intérieur de 3 ou 4 millimètres, de 25 à 30 centim. de longueur, effilé à l'une de ses extrémités, et

divisé en degrés d'un demi-centimètre cube et en dixièmes de degré (fig. 422). Chaque degré renferme exactement 1 centigr. d'iode et représente 0,001 de soufre.

L'essai se fait toujours sur un quart de litre d'eau sulfureuse qu'on met dans une capsule de verre et à laquelle on a ajouté préalablement quelques gouttes d'une solution très-limpide d'empois d'amidon.



Fig. 422. — Sulphydromètre de Dupasquier.

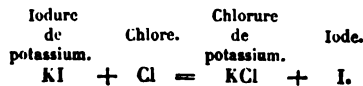
La méthode *sulphydrométrique* de Dupasquier est suffisamment exacte et très-expéditive ; c'est donc une précieuse acquisition pour l'analyse chimique.

Extraction de l'iode. — Les nombreuses applications de l'iode ont donné, depuis une trentaine d'années surtout, un grand développement à son extraction et à l'exploitation des varechs. Cette exploitation occupe, sur les côtes de Bretagne et de Normandie, pendant une grande partie de l'année, trois à quatre mille familles. Elle consiste à rassembler les varechs, pour en opérer l'incinération et en livrer les cendres à l'industrie.

Je vous ai dit précédemment comment on traite ces cendres pour en isoler les sels utiles à l'industrie, et conserver dans les dernières eaux mères tout l'iode et le brome qui s'y trouvent. Dans les usines françaises, établies à Cherbourg, à Granville, à Vannes, au Conquet près de Brest, on opère d'après le procédé indiqué par Barruel, mais perfectionné par MM. Cournerie, de Cherbourg.

On commence par faire bouillir ces eaux mères avec une petite quantité d'acide sulfurique dans une chaudière de fonte, pour détruire tous les sels étrangers (carbonates, sulfures, hyposulfites et sulfites alcalins) qui s'y trouvent encore ; on laisse refroidir et déposer la liqueur, que l'on soutire ensuite au clair.

On ajoute assez d'eau pour que la densité du liquide descende à 25°, on l'introduit dans de grandes tourilles en grès et on y fait arriver un courant de chlore, afin de décomposer les iodures alcalins et de mettre l'iode en liberté. La réaction se traduit ainsi :



Le liquide, traversé par les bulles de chlore, se colore fortement, se trouble et laisse enfin déposer l'iode sous forme de poudre noire. On évite de faire passer un excès de chlore pour ne pas décomposer les bromures et ne pas produire du chlorure d'iode soluble et volatil.



Lorsque tout l'iode s'est réuni au fond des tourilles et que la liqueur surnageante est claire, on la fait écouler, on lave le dépôt à plusieurs reprises par décantation, on le fait égoutter dans des entonnoirs en grès, puis on le sèche sur des feuilles de papier non collé, posées sur une couche épaisse de cendres tassées dans une caisse. On le soumet enfin à la sublimation dans des cornues de grès C,C (fig. 423), placées, en plus ou moins grand nombre, des deux côtés d'une



Fig 423. — Sublimation de l'iode dans l'appareil des fabriques.

grande chaudière B en fonte, remplie de sable et disposée sur un fourneau.

Les vapeurs d'iode se rendent dans des récipients en grès A, A à couvercles mobiles et à faux-fonds percés de trous par lesquels l'eau condensée s'égoutte. Ces récipients sont munis de tubes *t, t*, destinés à conduire les vapeurs d'iode non condensées dans une sorte de chambre où elles se déposent. Chaque cornue reçoit une charge de 20 kil. d'iode. On y fait plusieurs distillations successives avant d'enlever les cristaux des récipients, afin de les avoir plus volumineux.

Cet iode est pur, lorsqu'il se dissout sans résidu dans l'esprit-de-vin, ou qu'il disparaît complètement quand on le chauffe dans un tube ou dans un ballon à une température de 180° (fig. 424).

Les trois ou quatre établissements qui livrent annuellement au commerce de 45 à 50000 kilogr. de ce métalloïde, donnent lieu à une main-d'œuvre d'autant plus précieuse pour les populations qu'ils sont situés dans des contrées où il n'y a pas d'autres usines.

• D'après MM. Cournerie, la soude brute de varechs qu'ils exploitent, contient 5 kilogr. d'iode par tonne, mais ils n'en retirent qu'un peu plus de 4 kilogr. Il y a donc une perte d'un cinquième, qui a lieu surtout pendant la combustion des varechs. M. Moride, de Nantes, y obvie en partie en carbonisant seulement les varechs et lessivant le charbon obtenu d'une manière méthodique. La solution, évaporée à la vapeur, donne successivement les différents sels de potasse et de soude. Des dernières eaux-mères, on précipite l'iode par l'acide sulfurique fortement nitreux. On agite alors le tout, dans des appareils fermés, avec des huiles de houille rectifiées bouillant au-dessus de 120°, qui ne dissolvent que l'iode. Une fois cette solution iodée séparée par décantation des eaux-mères, on l'agite à son tour avec de la soude caustique qui convertit l'iode en iodure alcalin et l'enlève ainsi aux huiles qui peuvent servir à de nouveaux traitements. De l'iodure de sodium, ainsi régénéré, on précipite l'iode, par

un agent oxydant, à l'état pâteux. Lavé et séché dans des vases poreux, cet iode, pour lequel on a économisé les frais de sublimation, est néanmoins très-pur. Il est livré au commerce sous le nom d'*iode brut métallisé*.



Fig. 424. — Essa de l'iode.

Les eaux, d'où l'iode a été ainsi déposé, contiennent tout le brome qui l'accompagnait dans les varechs. On les traite comme je le dirai bientôt.

L'industrie de l'iode, comme celle de la soude artificielle, est sortie de pied en cap des laboratoires. Courtois découvre cet élément en 1814, Gay-Lussac en fait l'histoire chimique complète en 1813, puis les industriels surviennent pour appliquer en grand ce que la science avait si bien décrit. Il est triste de penser que celui qui a ouvert la voie à tous ces beaux travaux, est mort à Paris, le 27 septembre 1838, pauvre et ignoré, laissant une veuve sans aucune ressource et réduite à vivre du travail de ses mains ! Il en eût été autrement si, lors de sa découverte, Courtois, mieux avisé, eût pris un brevet d'invention (1).

(1) Bernard Courtois, né à Dijon en 1777, fut d'abord élève en pharmacie, vint à Paris, où il entra dans le laboratoire de Fourcroy à l'École polytechnique, et, appelé aux armées par la réquisition de 1799, servit quelque temps dans les hôpitaux militaires. Il reprit ensuite ses travaux chimiques sous Thenard et Séguin ; il eut part, avec ce dernier, à la découverte de l'alcaloïde de l'opium. En 1801, il établit une nitrière artificielle, où il obtint le nitrate de soude en décomposant le nitrate de chaux par les sodes de varechs ; c'est en opérant sur ces sodes qu'il découvrit l'iode. Ruiné par les événements de 1815, il lutta longtemps contre l'infortune : ce fut seulement en 1831 que l'Académie des sciences lui décerna un prix de 6,000 francs. Des cotisations spontanées entre les savants, des secours obtenus de l'Administration sont enfin venus en aide à la veuve de Courtois, et plus tard la Société d'encouragement assura dignement l'existence de l'unique héritière de ce nom, cher à la science comme aux arts et à l'industrie.

Étude du Brome. — Quant au BROME, cet autre métalloïde qui accompagne l'iode dans toutes ses conditions géologiques, et qu'on rencontre surtout dans une infinité de sources minérales de l'Allemagne et des Pyrénées Orientales, dans l'eau de la mer Morte qui renferme jusqu'à 3 grammes de bromure de magnésium par mètre cube, sa découverte est beaucoup plus récente; elle ne date que de 1826; elle est due à M. Balard, alors préparateur de chimie à la Faculté des sciences de Montpellier, qui, en examinant les eaux mères des marais salants, eut la bonne fortune d'y rencontrer et d'en isoler ce nouvel élément.

Caractères distinctifs. — Son nom, dérivé d'un mot grec (*bromos*), qui veut dire *mauvaise odeur*, rappelle une de ses principales propriétés physiques; il a, en effet, une odeur infecte. Il est sous la forme d'un liquide rouge-hyacinthe foncé, qui répand à l'air des vapeurs rougeâtres très-irritantes et irrespirables.

Son action sur les êtres vivants est très-énergique. Aux doses les plus faibles, il détermine des accidents nombreux, tels que toux, éternement, difficulté de respirer, puis la mort dans un court espace de temps. Une goutte déposée dans le bec d'un oiseau le fait tomber sans vie. Appliqué sur la peau, il l'enflamme et l'ulcère profondément en la colorant fortement en jaune. En résumé, c'est un des poisons irritants les plus violents.

Ce liquide, dont la densité est de 2,99, bout à + 63° et se réduit complètement en une vapeur rutilante tout à fait semblable à celle de l'acide hypoazotique. Par un froid de — 20°, il se prend subitement en une masse dure, cristalline, d'apparence métallique et de couleur de gris de plomb foncé.

Il se dissout dans l'eau, et mieux encore dans l'esprit-de-vin, le sulfure de carbone et l'éther, qu'il colore en jaune rougeâtre.

Il décolore la teinture de tournesol et tous les autres liquides colorés.

Il a, d'ailleurs, toutes les propriétés du chlore et de l'iode, et sa place, dans la classification méthodique, est marquée entre ces deux métalloïdes. Cette communauté de propriétés entre ces trois substances avait même fait penser, dès les premiers instants de la découverte du brome, que ce corps pourrait bien n'être qu'un chlorure d'iode. Mais cette idée a été dissipée par toutes les expériences auxquelles on l'a soumis, et il s'est toujours comporté comme un principe élémentaire.

Le potassium dégage tant de chaleur et de lumière en s'y unissant qu'il en résulte une détonation assez violente pour briser les vases de verre dans lesquels on opère, et projeter au loin le produit de la combinaison (*fig.* 425).

Extraction du brome. — Son extraction se fait concurremment avec celle de l'iode dans les établissements dont il a été question précédemment. Les eaux mères, d'où l'on a précipité l'iode au moyen du chlore, renferment du bromure de magnésium. On les évapore dans une chaudière de plomb recou-



Fig. 425. — Inflammation du potassium dans le brome.

derte d'un chapiteau, afin de préserver les ouvriers des vapeurs si dangereuses l'iode qu'elles émettent, puis on mélange le résidu avec du bioxyde de man-

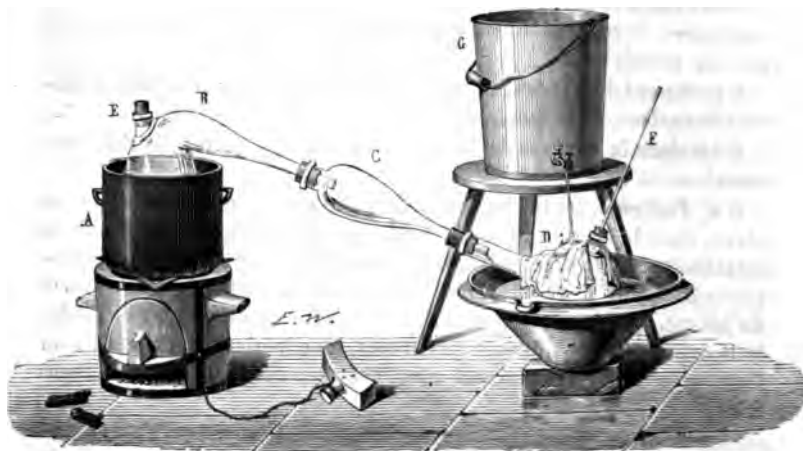


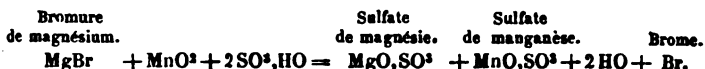
Fig. 426. — Extraction du brome en petit.

ganèse et de l'acide sulfurique, et on chauffe le tout, en petit, dans une cornue EB placée au bain de sable A (fig. 426), en grand, dans la chaudière de plomb



précédente, en ajoutant au chapiteau une allonge C qui conduit la vapeur de brome dans un ballon refroidi D, contenant de l'acide sulfurique, sous lequel le brome, plus dense, vient se réunir.

La réaction qui met le brome en liberté est la même que celle qui isole le chlore du sel marin en présence du bioxyde de manganèse et de l'acide sulfurique (procédé de Berthollet), aussi la même équation leur est-elle commune :



Quand l'opération est terminée, on décante le brome et on le conserve dans des flacons à l'émeri. Son maniement n'est pas sans danger. Lorsqu'on veut l'avoir exempt d'eau, on le rectifie sur du chlorure de calcium fondu dans un appareil distillatoire en verre.

D'après MM. Cournerie, chaque tonne de soude de varechs produit 400 grammes de brome.

Dans les usines des salines du Midi, l'extraction du brome des eaux mères des marais salants dont on a retiré tous les sels de soude, de potasse et de magnésie d'après les procédés indiqués par M. Balard, s'opère de la manière suivante :

Après avoir chauffé ces eaux dans une chaudière de tôle jusqu'à 125°, température de leur ébullition, on les fait couler dans un de ces vases en pierre siliceuse, de 1 à 2 mètres cubes de capacité, employés dans le midi de la France pour extraire le chlore dans les fabriques de chlorure de chaux. Ce vase est muni d'un couvercle de même pierre, percé de deux trous par lesquels on fait passer un tube plongeur en verre ou en porcelaine, et un tube de verre recourbé comme le col d'une cornue, tube qui traverse un réfrigérant de Liebig en verre aussi et maintenu plein d'eau froide.

On verse par le tube droit de l'acide sulfurique des chambres et du bioxyde de manganèse, tendre et facilement attaqué par les acides, qu'on a déjà fait bouillir avec de l'eau pour chasser les gaz contenus dans ses pores et rendre moins vive l'effervescence déterminée par son action. En même temps, on fait arriver dans la liqueur un jet de vapeur, à haute tension, pour prévenir la réfrigération.

Le brome se dégage et se condense en filet dans le tube recourbé, et quand une addition nouvelle d'acide et de bioxyde de manganèse ne produit plus de vapeurs rouges, on écoule le liquide par un robinet en grès placé au bas du vase siliceux, et on recommence l'opération (Balard).

Les eaux mères des salines qui peuvent servir à la production du brome, en contiennent, selon leur plus ou moins grande concentration, de 5 à 6 kilogr. par mètre cube.

Les usines de Stassfurt, dans la Prusse septentrionale, en ont produit, en 1867, 10,000 kilogr., fraction très-minime de ce qu'elles pourraient fournir.

Bien que le prix du brome soit très-élevé, on en consomme d'assez grandes quantités pour la préparation des épreuves photographiques. C'est par son intervention, avec celle de l'iode, qu'on est parvenu à fixer les images sur les plaques d'argent, en moins d'une seconde. — Les médecins recourent très-fréquemment à l'emploi du bromure de potassium pour le traitement des maladies scrofuleuses et des affections pseudo-membraneuses (croup, angine couenneuse, etc.). M. Alvaro Reynoso a reconnu qu'il jouit de la propriété d'annihiler l'action toxique du *curare*, ce poison redoutable des sauvages de l'Amérique méridionale.

dionale. Pendant la guerre civile des États-Unis, on s'en est servi dans les hôpitaux pour y maintenir une atmosphère désinfectée.

On en fait un fréquent usage dans les recherches de chimie organique. M. Duflos assure que l'eau chargée de brome est un excellent mordant pour les planches de cuivre que l'on veut graver; son emploi ne donne lieu à aucun dégagement, et il n'y a, par conséquent, ni bulles, ni boursoufflement, comme dans la gravure à l'eau-forte.

Je reviens maintenant aux sodes dont je dois achever l'étude.

Natron ou Sesquicarbonatc de soude. — Je rattache aux sodes naturelles, un sel alcalin, connu dans le commerce sous le nom de *Natron*, qui diffère par sa composition des sodes précédentes, puisqu'au lieu d'être du carbonate neutre, c'est un *sesquicarbonatc*, c'est-à-dire contenant une fois et demie autant d'acide carbonique que celui-ci :

La formule du carbonate neutre de soude étant représentée par NaO, CO_2
Celle du *sesquicarbonatc* est représentée par. $2\text{NaO}, 3\text{CO}_2$.

Ce *natron* est en dissolution dans les eaux de plusieurs lacs d'Égypte, du Fezzan, de Hongrie, de la Perse, de l'Arabie, du Thibet, de la Mongolie, des Indes, du Vénézuéla (Amérique méridionale). Quand les lacs se dessèchent pendant la saison des chaleurs, le natron se montre en efflorescences blanches, au fond de leur lit. La récolte s'en fait encore en Égypte et dans l'intérieur de l'Afrique, et ce sel nous arrive à Marseille, en masses d'un blanc jaunâtre ou gris, d'apparence saline, d'une saveur à la fois salée et alcaline. Il est plus ou moins impur, comme on le voit par les analyses suivantes :

PROVENANCES.	SESQUI-CARBONATE de SOUDE PUR.	SELS SOLUBLES, notamment SEL MARIN.	MATIÈRES INSOLUBLES.	EAU.
Soude native de Debreczin (Hongrie).....	89,84	7,56	2,60	»
Natron { d'Alexandrie.....	23,00	57,00	6,00	14,00
{ de Barbarie.....	64,72	7,65	1,00	24,00
Trona.. { de Suckena (Fez- { zan).....	75,50	2,00	»	22,50
{ de Makarie (Basse- { Egypte).....	32,60	35,80	»	31,80
Urao de Mérida (Vénézuéla).	80,22	»	0,98	18,80

Le même sel se rencontre, d'après M. H. Lecoq, dans tous les calcaires de la Limagne d'Auvergne, notamment à Machal, près de Pont-du-Château; voilà pourquoi ils se recouvrent d'efflorescences alcalines.



Ce natron était autrefois beaucoup plus employé qu'il ne l'est aujourd'hui. Les anciens, qui ne connaissaient pas d'autre carbonate de soude, et qui le nommaient *natron* ou *nitrum* (*nether* en hébreu), l'appliquaient à la fabrication du verre et des lessives; on s'en sert encore, à Marseille, dans celle du savon dur. En Égypte on le mêle au tabac en poudre, pour lui donner du montant, et lorsque l'art des embaumements était pratiqué dans ce pays, il servait à saler les cadavres, et à aider ainsi à leur conservation. Les Indiens du Vénézuéla le mâchent avec du tabac pour exciter la salivation.

2° *Soudes artificielles.* — On appelle ainsi les carbonates, plus ou moins impurs, qu'on obtient dans les ateliers, au moyen d'une transformation qu'on fait subir au sel marin.

Pendant de longues années, les soudes d'Espagne étaient importées en France, et subvenaient à la consommation de nos ateliers. Lorsque les guerres de la Révolution eurent interrompu le commerce entre les deux pays, la Convention nationale fit un appel aux chimistes français, pour connaître les divers moyens d'extraire avec avantage la soude du sel marin. De tous les procédés qui furent alors indiqués à la commission chargée d'examiner les moyens proposés, celui de Leblanc (1), élève de d'Arcet père, est seul resté. Ce procédé a créé, en France, une industrie remarquable par son développement, et à affranchi nos manufactures d'un tribut annuel de 20 millions de francs. Toutefois, si Leblanc en a été l'inventeur, il n'a pas su l'exploiter industriellement, par suite de la mauvaise disposition de ses appareils, et ce n'est qu'en

(1) Nicolas Leblanc, né à Issoudun en 1753, mort en 1806, chirurgien de la maison d'Orléans avant la Révolution, est surtout célèbre par l'invention du procédé pour l'extraction de la soude du sel marin. C'est en 1784 qu'il commença ses recherches; en 1790, il s'associa, pour l'exploitation en grand de son procédé, le duc d'Orléans, Henri Shée, administrateur des deniers du prince, et Dizé, préparateur de chimie au collège de France. Une usine fut créée à la maison de Seine, près Saint-Denis; mais bientôt les événements de la Révolution amenèrent le séquestre des biens du duc d'Orléans, et, par suite, celui de la fabrique dans laquelle il était intéressé. Leblanc s'était assuré la propriété de son procédé par un brevet d'invention en date du 25 septembre 1791; mais à l'appel du Comité de salut public, qui demandait le sacrifice généreux de toute espèce de secrets pour la patrie, il autorisa la publication de son procédé, que chacun put alors librement mettre en pratique. Leblanc avait été ruiné; aux prises avec la misère, fatigué de ses longues et inutiles tentatives pour obtenir justice, impuissant à arracher sa nombreuse famille à la détresse, il tomba dans le désespoir et se tua !... On a voulu lui enlever le mérite de sa découverte; on a revendiqué pour Dizé une part égale à l'invention; mais une enquête ouverte dans le sein de l'Académie des sciences a mis hors de doute que Leblanc est bien le seul inventeur du procédé de fabrication de la soude artificielle, et que les recherches faites par Dizé en commun avec Leblanc n'eurent pour but que de mieux déterminer les proportions des matières à employer. — On trouve dans les anciennes *Annales de chimie* et dans le *Journal de physique*, un certain nombre de mémoires de Leblanc.

1804, que, grâce à d'Arcet fils, la fabrication de la soude artificielle est devenue un art régulier. C'est ce chimiste qui a élevé les premières fabriques de ce genre aux environs de Paris (à la Folie près Nanterre, et à Saint-Denis); dès 1805, elles fournissaient déjà par jour jusqu'à 22000 kilogr. de soude brute. C'est en 1806 que ce genre d'industrie fut importé à Rouen, et presque en même temps à Marseille, où il prit surtout un essor immense, en raison des nombreuses savonneries établies dans cette ville.

Fabrication industrielle. — Le procédé amélioré de Leblanc, qui est pratiqué dans les grandes fabriques de Marseille, de Rouen, de Dieuze, de Thann, de Chauny, de Lille, etc., consiste à transformer le sel marin en sulfate de soude, puis à convertir ce dernier en carbonate par le moyen de la craie et du charbon (1).

La première opération est effectuée, soit dans des cylindres de fonte, soit dans des fours à réverbère, ainsi qu'il en a été question dans ma neuvième leçon.

La deuxième opération, c'est-à-dire la conversion du sulfate de soude en carbonate, consiste à calciner le premier, réduit en poudre grossière, sous des meules verticales, après l'avoir mêlé avec de la craie et de poussier de charbon de bois ou de houille pulvérisée, dans les rapports suivants :

Sulfate de soude calciné et broyé.....	1000
Craie desséchée et broyée.....	1000
Houille sèche réduite en poudre fine.....	530

Ce mélange, aussi homogène que possible, est projeté dans un four à réverbère, de forme elliptique (*fig.* 427 et 428) chauffé au rouge vif.

Pendant que les matières étalées sur la sole du four sont ainsi exposées à une forte chaleur, on les soumet fréquemment à un brassage énergique avec un râble, de manière à renouveler les surfaces et à faire participer chaque particule du mélange à la série des réactions chimiques qui prennent naissance. Peu à peu la masse s'agglutine, devient pâteuse et laisse dégager des bulles, de plus en plus multipliées, qui s'enflamment immédiatement. Lorsque ces jets de flamme cessent, que la matière est bien homogène, et partout également fluide, on la retire du four et on recharge celui-ci comme la première fois. Ce travail continue jour et nuit sans interruption, de même que les fours à sulfate, jusqu'à ce que des réparations indispensables forcent d'arrêter.

On interprète de diverses manières la production du carbonate de

(1) La quantité de sel marin employée à la fabrication de la soude, en France et en Angleterre, peut donner une idée assez exacte de l'importance relative de cette grande industrie chimique dans les deux pays. En 1867, les usines de France y ont appliqué 107,000 tonnes de sel marin, alors que les usines anglaises en consumaient un peu plus de 400,000 tonnes. Le prix de revient du sel de soude produit est bien moins élevé en Angleterre qu'en France.



soude dans les conditions précédentes. La théorie suivante, formulée par M. Kolb, d'Amiens, me paraît la plus en harmonie avec les faits :

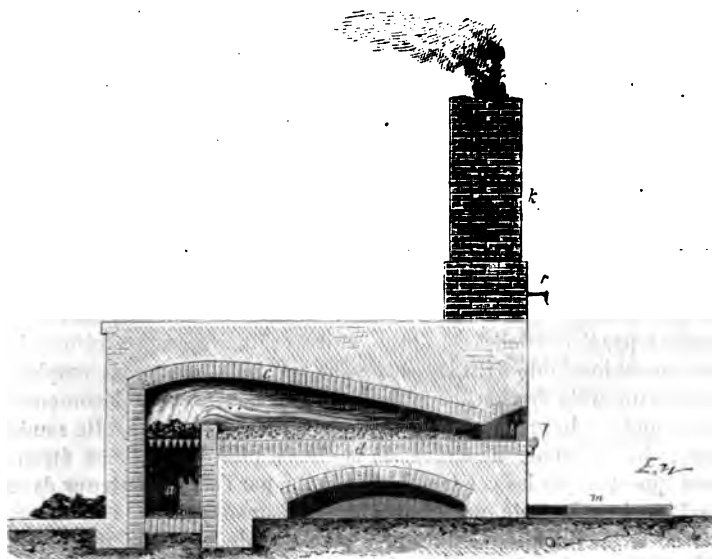


Fig. 427. — Coupe verticale du four de d'Arceet.

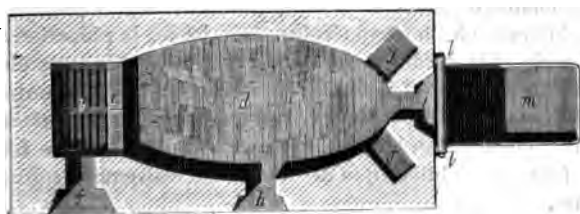
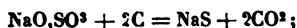


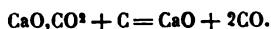
Fig. 428. — Coupe horizontale du même four.

a, cendrier; *b*, foyer; *c*, voûte en briques réfractaires; *d*, sole en mêmes briques; *e*, mur de séparation, dit *aute*, entre le foyer et le four; *f*, porte du foyer; *h*, porte latérale au niveau de la sole; *i*, porte au même niveau au bout opposé du foyer; *J, J*, naissance des deux embranchements de la cheminée, qui vont se réunir dans un seul corps *k*; *l*, rouleau mobile tournant sur son axe, et qui sert à faciliter les mouvements des râbles et ratissoires avec lesquels on remue et retire la soude; *m*, cadre en tôle posé sur une plaque de fonte, et servant à recevoir la soude coulée hors du four; *r*, registre de la cheminée qui sert à la clore pendant le chargement du four, afin d'éviter qu'un fort tirage n'entraîne en poussière une partie du mélange.

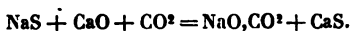
Une partie du charbon transforme le sulfate de soude en sulfure de sodium, en lui enlevant tout son oxygène et en s'oxydant lui-même :



tandis qu'une autre partie du charbon, en réagissant sur la craie, donne lieu à de la chaux caustique et à du gaz oxyde de carbone :



C'est ensuite sous l'influence de l'acide carbonique provenant en faible partie de la réduction du sulfate de soude, et surtout des gaz du foyer, que le sulfure de sodium, la chaux et l'acide carbonique donnent du carbonate de soude et du sulfure de calcium :



Si les matières employées étaient pures et dans les justes proportions qu'indique la théorie, la soude brute retirée du four ne devrait renfermer que du carbonate de soude et du sulfure de calcium, facilement séparables par lixiviation à la température ordinaire, car ce sulfure de calcium est insoluble dans les eaux sodiques. Mais comme on emploie toujours un excès de charbon et de craie afin d'assurer la décomposition complète du sulfate de soude, il y a constamment dans cette soude brute, du carbonate de chaux, de la chaux, plus des matières étrangères apportées par les cendres de la houille, par l'argile contenue dans le sel marin et la craie, par les briques des fourneaux, les outils en fer, à savoir de la silice, de l'alumine, de l'oxyde de fer, de la magnésie, avec plus ou moins d'acide sulfurique et d'acide chlorhydrique. La silice est en combinaison avec la chaux, l'alumine, la magnésie et avec une quantité notable de soude.

Lorsqu'on opère à une température trop basse, la réduction du sulfate de soude et la décomposition de la craie se font incomplètement; il en résulte une soude friable et riche en sulfate. Si, au contraire, la température est trop élevée ou, ce qui revient au même, si, une fois la réaction terminée, on laisse le mélange soumis à la haute température du four, on n'obtient que des sodes excessivement sulfurées et caustiques.

Une fois que le carbonate de soude est formé, si on le laisse en présence du charbon en excès à la température élevée du four, il se forme de la soude anhydre (il se volatilise même du sodium) et il se dégage de l'oxyde de carbone :



subsidairement, cette soude caustique, se trouvant au contact du sulfure de calcium, décompose celui-ci, de sorte qu'il en résulte de la chaux caustique, du sulfure et même du bisulfure de sodium :



Lorsque la soude a été bien préparée, il est constant qu'au sortir des fours, il n'y a pas de soude libre, et si plus tard celle-ci s'y rencontre,



cela provient de ce que pendant son exposition à l'air humide la chaux caustique en s'hydratant a réagi sur du carbonate de soude et a mis sa base en liberté. Il y a des soudes commerciales, recherchées pour certains usages, qui contiennent 10 à 15 p. 100 d'alcali libre.

Dans les fabriques modernes, on a modifié avantageusement le four à soude de manière à tirer parti de toute la chaleur développée par le combustible. C'est ce que l'on voit très-bien dans la coupe verticale ci-dessous (fig. 429).

Ce four comprend, indépendamment du foyer F, trois compartiments distincts, que parcourent successivement la flamme et les pro-



Fig. 429. — Four à soude des fabriques actuelles.

duits de la combustion avant de se rendre dans la cheminée terminale O. Le mélange des trois matières premières est d'abord placé dans le compartiment B, où il se dessèche et s'échauffe ; il passe ensuite dans le compartiment A, où règne la plus haute température et où la réaction chimique s'effectue complètement. Le compartiment C fait office de fourneau d'évaporation, et il est surmonté d'une chaudière en tôle D. C'est dans celle-ci qu'on concentre les eaux provenant du lessivage de la soude brute, et, quand elles sont suffisamment évaporées, on les fait couler dans la chaudière inférieure C où le sel est desséché et calciné.

Caractères de la soude brute. — La *soude brute*, retirée des fours, est en gros pains d'un gris bleuâtre, au milieu desquels se trouvent des fragments de charbon. Elle est un peu poreuse, mais très-dure. Les morceaux se délitent facilement à l'air humide ; ils ont une saveur caustique et répandent une odeur d'œufs pourris quand on les traite par un acide, en raison du sulfure de calcium qui s'y trouve.

Cette soude, qui ne renferme moyennement que 35 à 36 p. 100 de carbonate alcalin, serait peu propre aux différents usages auxquels ce carbonate est appliqué. On la raffine donc, c'est-à-dire qu'on lui enlève la majeure partie des matières étrangères qu'elle renferme, au moyen de lessivages méthodiques opérés à froid, et en faisant évaporer ensuite à siccité les liqueurs alcalines. Voici l'appareil, dit à *double déplacement*, qu'on emploie (fig. 430).

L'appareil d'évaporation consiste en cinq chaudières disposées en étages et chauffées par le même foyer (G, H, I, J, K). La première, c'est-

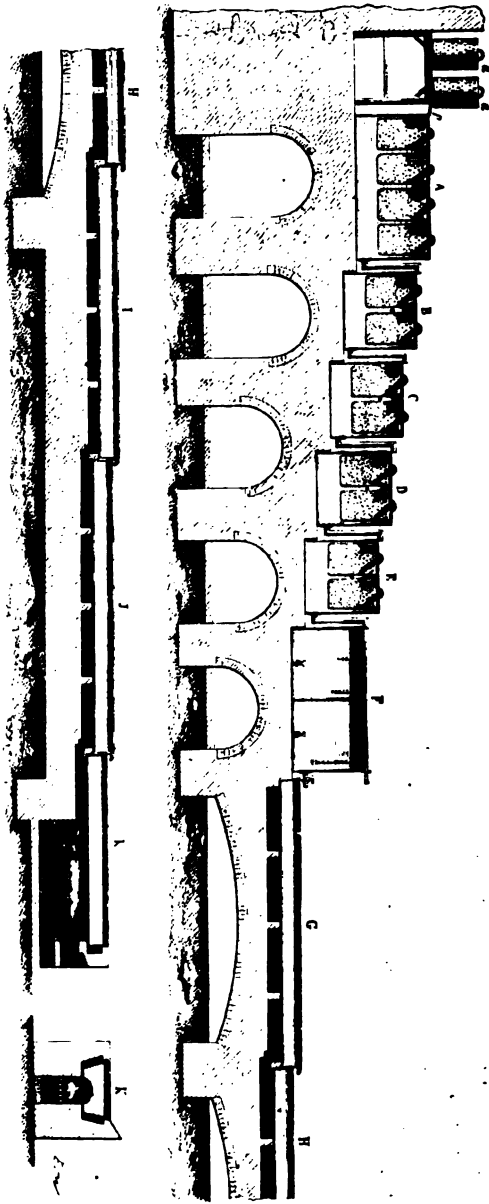


Fig. 430. — Appareil pour le lessivage de la soude brute par déplacement.

A, B, C, D, E, F sont des vases de tôle dans lesquels s'opère le lessivage. La soude brute, réduite en fragments, est placée dans des paniers de tôle *a*, *a*, percés de trous nombreux. Dans le haut de l'atelier se trouve un réservoir d'eau, alimentant le premier vase A. Des tuyaux de fonte font communiquer la partie inférieure d'un vase avec la partie supérieure du vase suivant ; ces tuyaux débarrassent le liquide dans les paniers, en sorte que l'eau traverse toute la soude brute contenue dans ces derniers, avant de sortir des vases. La soude est donc toujours en contact avec de nouvelle eau ; aussi est-elle rapidement épuisée de son sel soluble. Le dernier vase F sert à laisser déposer la dissolution avant de la soulever dans les chaudières d'évaporation ; elle marque de 27 à 28 degrés à l'aréomètre.



à-dire la plus éloignée, sert à chauffer les lessives; les trois suivantes sont destinées à leur concentration; enfin, celle qui est placée immédiatement au-dessus du feu reçoit les liqueurs très-concentrées déjà, et elles y sont évaporées à sec. Celle-ci a un fond bombé, comme l'indique la coupe transversale K, afin que le sel qui se dépose pendant la concentration n'incruste pas ses parois et ne les fasse pas brûler. On achève la dessiccation du sel dans un four à réverbère.

Sel de soude du commerce. — Le produit obtenu est blanc, en petits fragments, d'une saveur alcaline très-prononcée. Il prend, dans le commerce, le nom de *sel de soude*. Il renferme, quand il est bien sec, de 70 à 80 p. 100 de carbonate alcalin. Il contient toujours du sulfate de soude et du sel marin non décomposés. On y ajoute quelquefois du sel marin impur, provenant du lessivage des soudes de varechs, quand on veut avoir les *soudes salées* utiles aux savonniers pour contracter la pâte du savon.

La plus grande partie du *sel de soude* est livrée telle quelle au commerce; mais une autre partie est convertie en *cristaux de soude*, qu'on emploie de préférence, comme moins caustiques, dans certaines opérations du blanchiment et de la teinture.

Cristaux de soude du commerce. — Pour avoir ces *cristaux de soude*, on fait dissoudre le *sel de soude*, on concentre les liqueurs jusqu'à 30 ou 32° et on met à cristalliser dans d'immenses récipients en tôle placés dans un endroit bien aéré. Cinq à six jours après, on fait écouler les eaux mères qui renferment du sel marin, du sulfate de soude, de la soude caustique et un peu de sulfure; elles servent à faire des sels à bas degrés. Les cristaux sont soumis à une nouvelle cristallisation dans de petites marmites en fonte, desséchés dans une vaste chambre chauffée à 15 ou 18° et embarillés immédiatement avant qu'ils soient effleuris à leur surface.

Ils ont alors la forme de gros prismes rhomboïdaux ou de pyramides quadrangulaires à sommets tronqués et appliqués base à base (fig. 431); ces formes rappellent à peu près celle d'une navette de tisserand. Lorsqu'ils sont récemment obtenus et bien transparents, ils contiennent un peu plus de 62 p. 100 d'eau de combinaison. Ils sont toujours plus purs que le *sel de soude*, comme vous pouvez le voir par les analyses suivantes, qui représentent une moyenne :

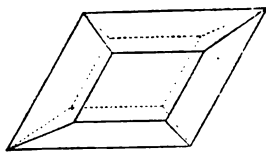


Fig. 431. — Forme cristalline du carbonate de soude.

	Cristaux de soude.	Sel de soude.
Carbonate de soude.....	36,47.....	98,12
Sulfate de soude.....	0,91.....	1,07
Chlorure de sodium.....	0,42.....	0,74
Eau de cristallisation.....	62,15.....	»
	<hr/> 99,93	<hr/> 99,93

Les cristaux de soude sont représentés par la formule $\text{NaO}, \text{CO}^2, 10 \text{HO}$.
Voici, d'après MM. Payen et Poggiale, les divers degrés de solubilité de ces deux états du carbonate de soude :

	Cristaux de soude.	Sel de soude.
100 parties d'eau entre 10 et 14° dissolvent.....	60,4.....	10,66
— à 104°,6, température de l'ébullition de la solution saturée.....	445,0.....	48,50

La solution saturée se trouble et dépose une partie du sel à l'ébullition, en laissant dans l'eau mère le sulfate et le chlorure de sodium; c'est donc un moyen de purification, car il suffit de placer le dépôt sur un entonnoir et de le laver avec de petites quantités d'eau froide, pour avoir du carbonate presque chimiquement pur.

Le carbonate de soude, de même que celui de potasse, est décomposé au rouge par la vapeur d'eau, avec formation d'hydrate de soude et dégagement d'acide carbonique. On se sert de l'appareil suivant (fig. 432) pour constater ce fait :

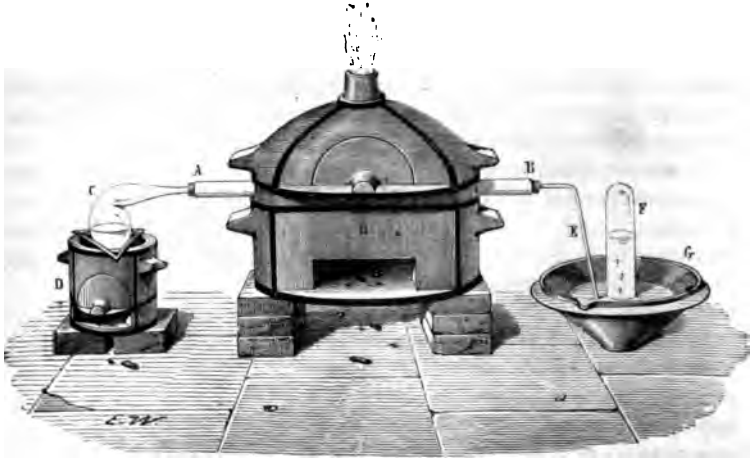


Fig. 432. — Décomposition du carbonate de soude par la vapeur d'eau.

Essai des sodes. — Les sodes commerciales se vendent, comme les potasses, au titre alcalimétrique, et sont essayées de la même manière, en faisant usage des mêmes instruments. En suivant la méthode de Descroizilles, on opère sur 5 gram. de matière; en suivant celle de Gay-Lussac, on opère sur 36,163, parce que c'est la quantité de soude pure qui sature exactement les 5 gr. d'acide contenus dans les 100 parties de la liqueur d'épreuve de l'alcalimètre.

Il y a seulement quelques précautions particulières à prendre. Ainsi, les sodes brutes renfermant les deux tiers environ de leur poids de matières insolubles et étant moins facilement attaquées par l'eau que les potasses, il est essentiel de broyer et de pulvériser, dans un mortier de fer, l'échantillon qu'on veut essayer. Après en avoir posé 10 gram., on les broie dans un mortier en y versant



de l'eau par petites portions, et l'on décante le liquide trouble à chaque fois. On continue de la sorte jusqu'à ce que toute la soude ait été enlevée par décantation. On laisse déposer le liquide, on en prend la moitié et l'on opère comme pour la potasse.

Il ne faut jamais faire usage d'eau chaude, dans l'intention de dissoudre plus promptement les portions solubles de la soude, surtout lorsqu'on opère sur la soude artificielle, attendu qu'elle renferme beaucoup de sulfure de calcium qui est soluble à chaud, et qui, réagissant sur le carbonate de soude, reformerait du sulfure de sodium et du carbonate de chaux, ce qui dénaturerait les résultats de l'essai.

Une autre source d'erreur se rencontre dans la présence de sulfure de sodium et de sulfite de soude dans les sodes du commerce. Ces composés, étant détruits et saturés par une certaine quantité d'acide sulfurique, élèveront d'autant le degré de la soude au préjudice de l'acheteur. C'est pour obvier à ces inconvénients, qui rendent alors l'essai incertain, que Gay-Lussac et Welter ont apporté, en 1820, un perfectionnement important à cet essai. Leur méthode consiste à calciner au rouge, dans un creuset de platine (*fig. 433*), 10 grammes de

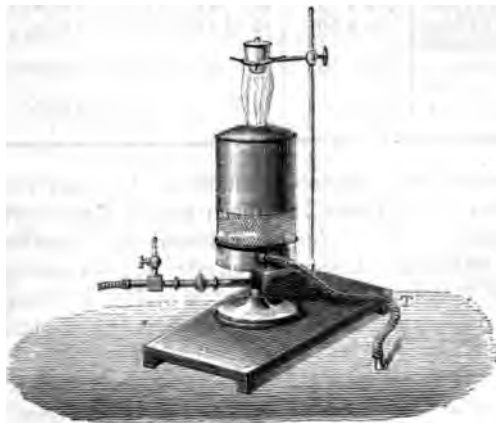


Fig. 433. — Calcination d'une soude sulfurée avec le chlorate de potasse.

la soude suspecte avec 2 ou 3 grammes de chlorate de potasse. Par l'action de la chaleur, l'oxygène du chlorate transforme le sulfure et le sulfite en sulfate qui n'a plus dès lors d'action sur la liqueur alcalimétrique. On redissout dans l'eau le résidu de la calcination, et l'on opère la saturation à la manière ordinaire.

Le titre alcalimétrique d'une soude étant obtenu, il est facile de savoir ce que ce titre représente d'alcali caustique ou carbonaté, en multipliant les degrés par 0^r,0316 ou par 0^r,0540, puisque chaque degré de l'alcalimètre de Descroizilles, correspond à 0^r,0316 de soude pure ou à 0^r,0540 de carbonate de soude.

Soit donc une soude titrant 60° alcalimétriques :

60° × 0 ^r ,0316 = 1 ^r ,896 de soude pure.....	ou p. 100.....	37,92
60° × 0 ^r ,0540 = 3 ^r ,240 de carbonate de soude.....	—	64,80

Titres alcalimétrique et pondéral des sodes commerciales.

— Dans le tableau suivant, j'ai réuni les titres *alcalimétrique* et *pondéral* des

soudes commerciales les plus employées, avec les quantités d'alcali pur et carbonate correspondantes à ces titres :

	TITRE ALCALIMÉTRIQUE d'après DESCROIZILLES.	TITRE PONDÉRAL d'après GAY-LUSSAC.	SOUDE PURE sur 100 parties.	CARONATE DE SOUDE sur 100 parties.
Soude brute artificielle.....	18 à 34°	17°30 à 32°69	11,50 à 27,62	19,20 à 36,60
Sel de soude brut	40 à 70	38 46 à 67 30	32,72 à 57,0	43,35 à 75,60
Sel de soude raffiné caustique.....	59 à 80	48 07 à 76 92	40,85 à 65,40	54,05 à 86,60
Sel de soude non caustique.	41 à 80	38 46 à 76 92	32,72 à 65,40	43,35 à 86,60
Cristaux de soude.	31 à 36	32 69 à 34 61	27,62 à 29,33	36,69 à 38,85
Natron d'Egypte..	45 à 58	43 27 à 55 77	36,60 à 46,80	48,50 à 61,94
— de Barbarie	20 à 50	19 23 à 48 07	16,20 à 40,85	21,40 à 54,05
Potasse d'Amérique factice.....	50 à 55	48 07 à 51 32	40,85 à 50,00	54,05 à 69,99
Potasse perlatte factice.....	50 à 55	48 07 à 54 32	40,85 à 50,00	54,05 à 69,90

Potasse factice. — Je dois vous donner quelques renseignements sur un produit qui termine le tableau sous le nom de *Potasse factice*.

Pendant fort longtemps les blanchisseurs n'ont pas voulu se servir des soudes artificielles, prétendant qu'elles ne pouvaient pas agir aussi bien que les potasses d'Amérique dont ils avaient une longue habitude, et il y a encore bon nombre de consommateurs qui sont imbus du même préjugé.

Un fabricant de produits chimiques, Ador, eut l'idée, il y a une quarantaine d'années, de donner à la soude l'aspect extérieur de la potasse d'Amérique, et il fit, par suite, une fortune considérable. Ses procédés sont encore suivis dans les fabriques de soude qui font des expéditions en province. Les voici :

On prend les sels de soude de qualité inférieure, c'est-à-dire qui contiennent une assez forte proportion de sulfate de soude et de sel marin, on les lessive, on fait bouillir les liqueurs avec de la chaux pour les rendre caustiques et on les évapore rapidement dans une chaudière de fonte. Vers la fin de la concentration, on ajoute environ 1 1/2 p. 100 de sulfate de cuivre avec un peu de nitre, et quand la masse est en fusion ignée, on la coule dans des moules de fonte; elle a une couleur jaune, mais pendant qu'elle est encore liquide, on l'agite avec un morceau de bois de hêtre, qui se charbonne partiellement et produit des vapeurs fuligineuses au moyen desquelles le cuivre est ramené à l'état de protoxyde qui communique sa couleur rouge à toute la masse. On a alors un produit qu'on peut confondre, au premier abord, avec la potasse rouge d'Amérique.

Pour la *perlasse factice*, on ajoute à une lessive caustique de soude concentrée à 22° du sel de soude pulvérulent et bien sec, qu'on gâche comme du plâtre avec cette liqueur. Il se dégage un peu de chaleur, et le tout se prend en une masse assez dure, qu'on divise ensuite en fragments moins gros.

Cette substitution des potasses factices aux véritables ne peut nuire dans les blanchisseries, où il est fort indifférent que la lessive soit à base de potasse ou de soude. Mais il n'en est pas de même pour la fabrication du savon, car celui qu'on fait avec de la potasse ne ressemble en rien à celui qu'on obtient avec la soude. Vous allez voir comment on peut faire la distinction de ces deux sortes d'alcalis.

Caractères distinctifs des potasses et des soudes. — Les potasses et les soudes du commerce se reconnaissent à leur saveur âcre et urineuse, à leur grande solubilité dans l'eau, à leur action sur le sirop de violettes qu'elles verdissent, et sur le tournesol rouge qu'elles ramènent au bleu, à la vive effervescence qu'elles font avec les acides même les plus faibles. On les distingue les unes des autres par les caractères suivants :

Les potasses s'humectent promptement au contact de l'air, et ne tardent pas à tomber en déliquescence. Leur solution dans l'eau, étant filtrée et concentrée, ne donne pas de cristaux ; ce n'est que par l'évaporation à siccité qu'on peut obtenir le carbonate de potasse solide ; il est alors en poudre blanche, très-déliquescente.

Les soudes, au lieu d'attirer l'humidité de l'air, sont au contraire très-efflorescentes ; leur dissolution concentrée donne des cristaux d'une forme bien reconnaissable, transparents (*fig. 434*), incolores, qui deviennent bientôt opaques au contact de l'air, et se recouvrent d'une poussière farineuse, autrement dit, ils sont très-efflorescents.

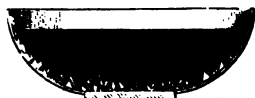


Fig. 434. — Solution concentrée d'une soude commerciale en voie de cristallisation.

Usages. — Il est peu de substances qui aient reçu autant d'emplois utiles que ces produits. Leur usage le plus ancien et le plus fréquent est de servir au blanchissage du linge, au blanchiment de presque tous les tissus, en raison de la propriété que possèdent les alcalis et les sels alcalins de dissoudre les matières organiques, grasses ou colorantes, qui salissent les étoffes. Les soudes sont la base des savons durs, et les potasses celle des savons mous. Les unes et les autres sont indispensables à la fabrication du verre, des glaces, des cristaux. Les potasses concourent à la préparation de plusieurs sels très-utiles, comme le nitre, l'alun, le bleu de Prusse, l'eau de Javelle. Le sel et les cristaux de soude sont utilisés journellement dans les ateliers de teinture et d'indiennes, notamment pour dissoudre les matières colorantes du rocou, du carthame

pour la confection de la belle couleur dite *rouge des Indes* ; ils servent encore à disposer les laines à recevoir les matières colorantes.

Caustification des potasses et des sodes. — Lorsqu'on emploie les carbonates de potasse et de soude à déterger et à blanchir les tissus, ou à la fabrication des savons, on leur fait subir préliminairement une opération qui porte le nom de *caustification*. Elle a pour objet de mettre à nu les alcalis qui les composent, en leur enlevant l'acide carbonique qui masque en grande partie leur action sur les matières colorantes ou sur les substances grasses. L'expérience a appris depuis longtemps, en

effet, que ce n'est jamais qu'à l'état de pureté que la potasse et la soude peuvent s'unir aux corps gras pour former des savons, et agir efficacement sur les diverses matières étrangères qui altèrent la blancheur des fils du lin, du chanvre et du coton.

Pour rendre les alcalis caustiques, c'est-à-dire pour leur enlever l'acide carbonique qui neutralise leurs propriétés, on fait bouillir les dissolutions très-étendues de potasse et de soude du commerce (fig. 435), avec une suffisante quantité de chaux vive (1 partie de potasse ou de soude, 10 à 12 parties d'eau et 1 partie de chaux éteinte), jusqu'à ce que la liqueur claire ne fasse plus effervescence avec les acides.

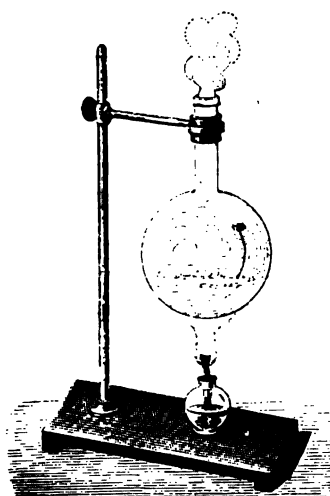
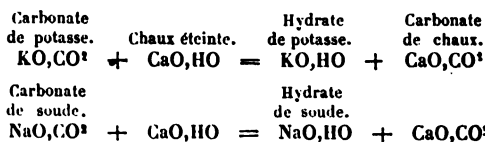


Fig. 435. — Caustification des potasses et des sodes commerciales.

Dans ces conditions, la chaux s'em-

pare de l'acide carbonique, passe à l'état de carbonate insoluble, et laisse dans les liqueurs la potasse et la soude dépouillées de l'acide qui leur était combiné :



Lessives caustiques. — Potasse et soude caustiques. — C'est à ces liqueurs caustifiées par la chaux, filtrées et concentrées rapidement hors du contact de l'air jusqu'à 30° de l'aréomètre, qu'on donne le nom de *lessives caustiques* ou des *savonniers* (1), et on appelle *potasse caustique*

(1) Ce que les ouvriers peintres en bâtiments nomment *eau seconde*, c'est une lessive caustique faible, marquant de 10 à 15° à l'aréomètre (4 à 6° alcalimétri-



à la chaux, soude caustique à la chaux, les alcalis solides obtenus par l'évaporation à siccité des lessives. Ils sont alors doués de la causticité au plus haut degré (1).

Si l'on soumet ces alcalis à la fusion ignée, et qu'on coule la matière fondue sur une plaque de cuivre ou dans une lingotière (fig. 436), le produit en plaques ou en cylindres prend le nom de *Pierre à cautères*, à cause de l'usage qu'on en fait en chirurgie pour ronger et désorganiser les tissus animaux, pour ouvrir les cautères (2).

C'est Black qui, en 1756, reconnut le véritable rôle de la chaux dans la *caustification*, et qui constata la nature des alcalis caustiques. Avant lui, on croyait que la chaux ne donne plus de force et d'alcalinité à la potasse et à la soude qu'en les débarrassant d'une matière mucilagineuse dont elles étaient enveloppées, et qu'en atténuant ou divisant leurs molécules.

Pour vous démontrer, Messieurs, la justesse de la théorie de Black, relativement à la préparation des lessives caustiques, je vais faire agir de la chaux vive sur des dissolutions de carbonates de potasse et de soude. Après une heure d'ébullition, nous filtrerons les liqueurs pour recueillir à part le dépôt blanc qui se sera formé. Nous pourrions constater alors que, tandis que ce dépôt laissera dégager de l'acide carbonique par l'action de l'acide chlorhydrique ou sulfurique, les liqueurs très-caustiques ne feront plus d'effervescence avec ces acides, comme cela avait lieu avant leur ébullition avec la chaux. L'acide carbonique aura donc abandonné la potasse et la soude pour se porter sur la



Fig. 436. — Lingotière pour couler la pierre à cautères.

ques), qui sert à enlever les peintures à l'huile sur les murs, les bois, etc. L'eau seconde, préparée avec la soude, attaque beaucoup plus fortement les pinceaux que celle préparée avec la potasse, et, d'un autre côté, elle dégrasse moins bien que cette dernière. Il faut donc préférer l'eau seconde à la potasse.

(1) Pour fortifier l'alcali, comme disaient les anciens, on employait, principalement en Égypte, la chaux brûlée. Geber et Albert le Grand ont décrit la préparation de la potasse caustique comme elle se fait encore aujourd'hui dans les savonneries.

(2) Pour cette application spéciale, on ajoute ordinairement un peu de chaux vive en poudre à la potasse avant de la couler dans la lingotière, et l'on peut en outre la couler en gouttes qui, en se solidifiant, sont hémisphériques. La présence de la chaux l'empêche de couler aussi facilement, et l'action est plus circonscrite. C'est là ce qu'on appelle dans les pharmacies le *caustique de Filhos*. La *poudre de Vienne* est un mélange intime de potasse caustique et de chaux vive effectué dans un mortier de fer chauffé.

chaux, avec laquelle il aura produit ce dépôt blanc, insoluble, qui n'est alors que du carbonate de chaux.

C'est le même effet que je vais produire en versant de l'eau de chaux claire dans une dissolution de carbonate de soude. Un précipité blanc se forme, comme vous le voyez ; c'est du carbonate de chaux qui s'isole à mesure qu'il prend naissance.

Si vous comprenez bien le rôle de la chaux vive dans la fabrication des lessives, vous apercevrez l'erreur de beaucoup de blanchisseurs qui ne veulent point *caustifier* leurs sodes et leurs potasses, par la persuasion qu'ils ont que la chaux reste en dissolution dans les lessives et que c'est elle qui brûle les tissus. Si ces lessives, obtenues à l'aide de la chaux, brûlent les tissus, c'est uniquement parce qu'elles sont trop concentrées ; et le moyen de remédier à cette action énergique, c'est de les étendre d'eau.

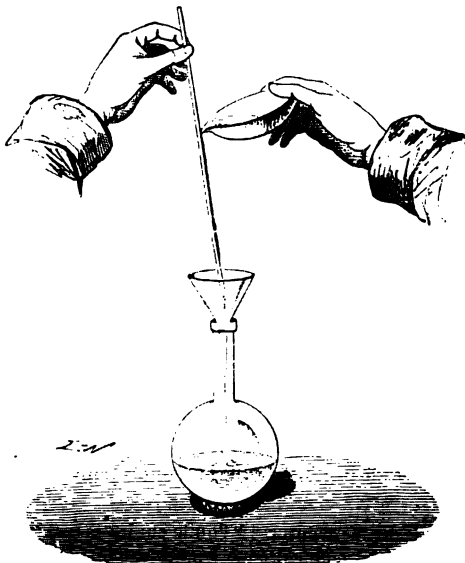


Fig. 437. — Décantation d'une liqueur et moyen de l'introduire dans un ballon sans en répandre au dehors.

Lorsqu'on a rendu une lessive caustique à l'aide de la chaux, on dit dans les ateliers qu'elle est devenue *plus mordante*. Elle est alors onctueuse et comme grasse au toucher, parce qu'elle attaque et dissout promptement l'épiderme. La plupart du temps, on se borne à ce caractère pour apprécier la force d'une lessive. On y trempe l'index et on le frotte contre le pouce. Si les doigts glissent l'un sur l'autre aussi facilement que s'ils étaient imprégnés d'huile, on dit que *la lessive est très-grasse*.



« On voit combien le défaut de connaissances positives, dit Robiquet, entraîne dans des idées fausses. Comparer une lessive à une matière huileuse est une erreur des plus grossières, car c'est trouver de l'analogie entre les choses les plus disparates. Les alcalis, comme on sait, se combinent aux huiles et aux graisses pour les convertir en savons, en détruisant leurs propriétés premières. Si une lessive paraît onctueuse au toucher, c'est qu'elle corrode la peau et la convertit aussi en une espèce de savon. »

Je ne m'étendrai pas davantage sur la théorie de la caustification. Je me bornerai, en terminant ce sujet, à émettre cette proposition : *Qu'il faut que les alcalis soient dans l'état caustique, c'est-à-dire décarbonatisés, pour produire tout leur effet utile dans le blanchiment ou le dégraissage, et dans la fabrication des savons.*

Potasse et soude à l'alcool. — On obtient les alcalis dans un plus grand état de pureté en versant de l'alcool bouillant sur la potasse ou la soude à la chaux et laissant en contact dans un flacon bouché à l'émeri. L'alcool dissout la potasse ou la soude caustique à l'exclusion de toute autre matière. La solution alcoolique décantée lorsqu'elle est devenue claire (fig. 437), évaporée dans un ballon jusqu'aux deux tiers de son volume, en condensant les vapeurs alcooliques dans un récipient (fig. 438), puis chauffée dans une bassine d'argent jusqu'à la fusion ignée et coulée dans cet état sur une plaque d'argent, fournit le produit qui porte dans les laboratoires le nom de *potasse* ou de *soude à l'alcool*.



Fig. 438. — Concentration de la solution alcoolique de potasse hors du contact de l'air.

Hydrates de potasse et de soude. — La *potasse* et la *soude* des chimistes diffèrent donc, d'après ce qui précède, des produits qui portent ces noms dans le commerce, puisqu'elles ne sont pas combinées à l'acide carbonique. Elles ne consistent pas, toutefois, en oxydes de potas-

sium et de sodium purs. D'Arcet a démontré, dès 1808, qu'elles sont formées de ces oxydes et d'eau en proportions constantes et dans les rapports suivants :

Potasse caustique pure.	
Protoxyde de potassium...	1 équivalent = 47 ou sur 100... 84
Eau combinée.....	1 équivalent = 9..... 16
<hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/>	
1 équivalent = 56..... 100	
Soude caustique pure.	
Protoxyde de sodium.....	1 équivalent = 31 ou sur 100. 77,66
Eau combinée.....	1 équivalent = 9..... 22,34
<hr style="width: 50%; margin: 0 auto;"/>	
1 équivalent = 40..... 100,00	

Ce sont donc des *hydrates* de potasse et de soude, dont on ne peut chasser l'eau par la chaleur la plus élevée. On les représente par les formules :



Ces hydrates, quand ils sont solides et purs, sont en fragments blancs et opaques. Ils rongent et détruisent très-promptement les tissus animaux ; aussi ne peut-on en placer un petit fragment sur la langue, sans que celle-ci soit cautérisée profondément. Boerhaave (1) rapporte, dans ses *Éléments de chimie*, qu'un malheureux ouvrier étant tombé dans une chaudière de lessive caustique de potasse, ses muscles et ses nerfs furent détruits en peu de temps, et qu'il ne resta que les os. Cette histoire n'aura plus rien d'incroyable pour vous, dès que vous aurez vu avec quelle promptitude ces morceaux de chair vont disparaître, aussitôt que je les mettrai en contact avec une solution bouillante de potasse. Voyez ! à peine sont-ils tombés dans la liqueur que déjà ils sont dissous.

Dès que les hydrates de potasse et de soude ont le contact de l'air, ils en absorbent rapidement l'acide carbonique et perdent bientôt leur causticité. En même temps, l'hydrate de potasse s'humecte et tombe en déliquescence, tandis que l'hydrate de soude se dessèche et s'effleurit. Ces caractères opposés permettent de les distinguer. Il faut donc les conserver à l'abri de l'air. On doit employer la même précaution pour les lessives caustiques des ateliers.

(1) Boerhaave (Hermann), né à Woorhout, près de Leyde, en 1668, mort en 1738, fut tout à la fois médecin, chimiste et botaniste. Il fut un des professeurs les plus célèbres de l'université de Leyde dont il devint recteur en 1714. Ses services en chimie et en botanique ont été moins contestés qu'en médecine ; il rendit la première de ces sciences claire et positive ; il commença à faire connaître la composition du sang, du lait et des autres fluides animaux. Il enrichit le jardin de Leyde d'un grand nombre de plantes, découvrit de nouvelles espèces, forma plusieurs genres nouveaux et encouragea Linné. Ses *Éléments de chimie* ont été traduits par Allamand. Paris, 1754, 5 vol. in-12.



Le meilleur moyen pour garder intactes les eaux de potasse et de soude dans les laboratoires, c'est de les mettre dans des flacons fermés avec des bouchons de liège, dans lesquels passe un tube ouvert aux deux bouts, rempli d'un mélange de fragments de chaux vive et de cristaux de sulfate de soude, pour arrêter l'acide carbonique de l'air (fig. 439).

Les hydrates de potasse et de soude sont les réactifs le plus souvent employés par les chimistes. Ils ne sont pas moins utiles aux industriels, d'après tout ce que j'ai dit précédemment. On peut, avec avantage, les faire servir à la conservation du poli des ustensiles en fer, fonte et acier. Il suffit de maintenir ces ustensiles plongés dans une faible dissolution alcaline (1 partie de potasse pour 500 parties d'eau), ou de les recouvrir d'une couche de gomme adragante additionnée de potasse ou de soude caustique. On les préserve ainsi parfaitement de la rouille. On doit cette indication à Payen.

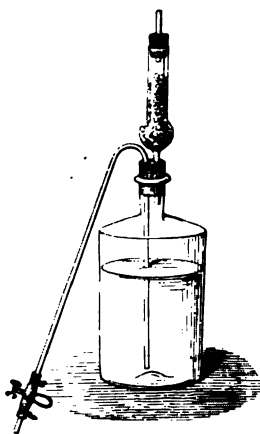


Fig. 439. — Flacon pour conserver les eaux de potasse et de soude.

VINGT-TROISIÈME LEÇON

COMPOSÉS MÉTALLIQUES DE LA PREMIÈRE SECTION.

(SUITE.)

Sommaire. — Extraction du *potassium* et du *sodium*. — Fabrication industrielle du *sodium*. — Des bicarbonates, et en particulier du *bicarbonate de soude*. — Du **BORAX** et de ses applications. — De l'**ACIDE BORIQUE**. — Du *sulfate*, du *sulfite* et de l'*hyposulfite* de soude.

Extraction des métaux alcalins.

C'est en faisant réagir le fer sur les hydrates alcalins, à une très-haute température, que Gay-Lussac et Thenard ont obtenu, les premiers, en 1808, le *potassium* et le *sodium* en assez grande quantité

pour en faire une étude complète. Leur procédé a été longtemps suivi dans les laboratoires pour extraire ces métaux.

Procédé de Brunner. — En 1823, Brunner, de Berne, mettant

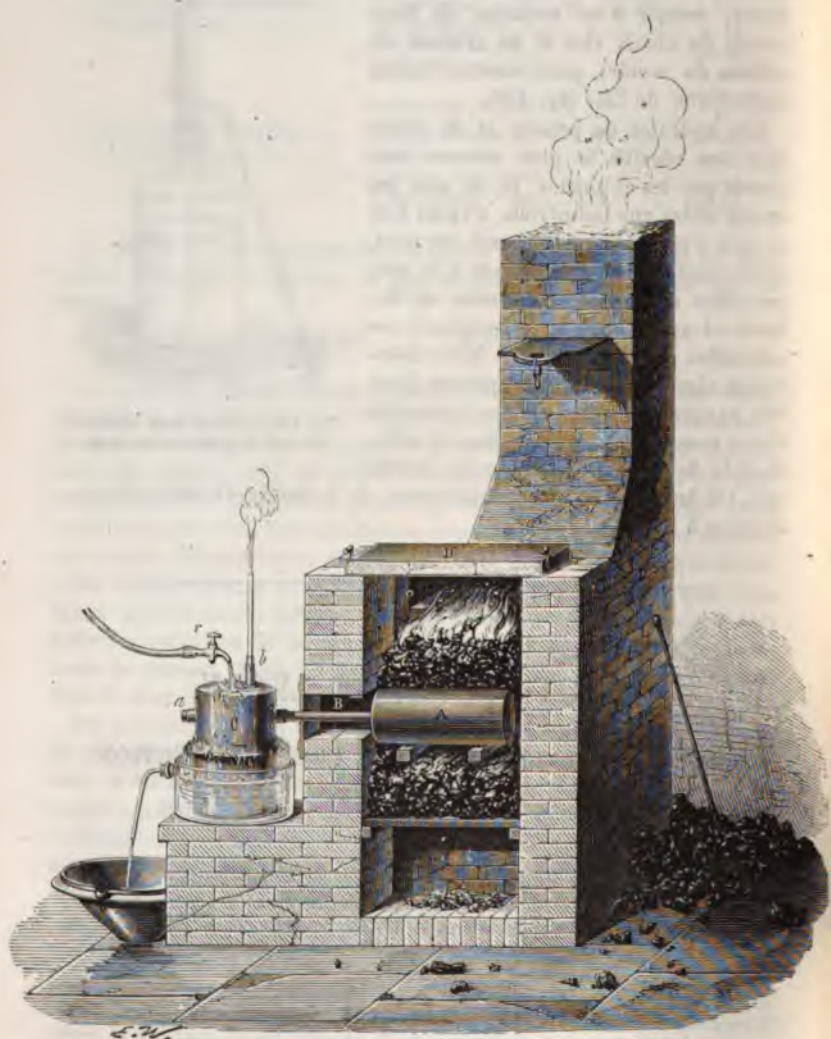


Fig. 440. — Extraction du potassium par le procédé de Brunner.

à profit l'observation faite par Curaudeau, dès 1808, qu'un mé-

formée de deux plaques de fer laminé C, C' (fig. 441) s'appliquant l'une contre l'autre, de manière à laisser entre elles un espace mince, dans le-



Fig. 441. — Récipient de MM. Mareska et Donny.

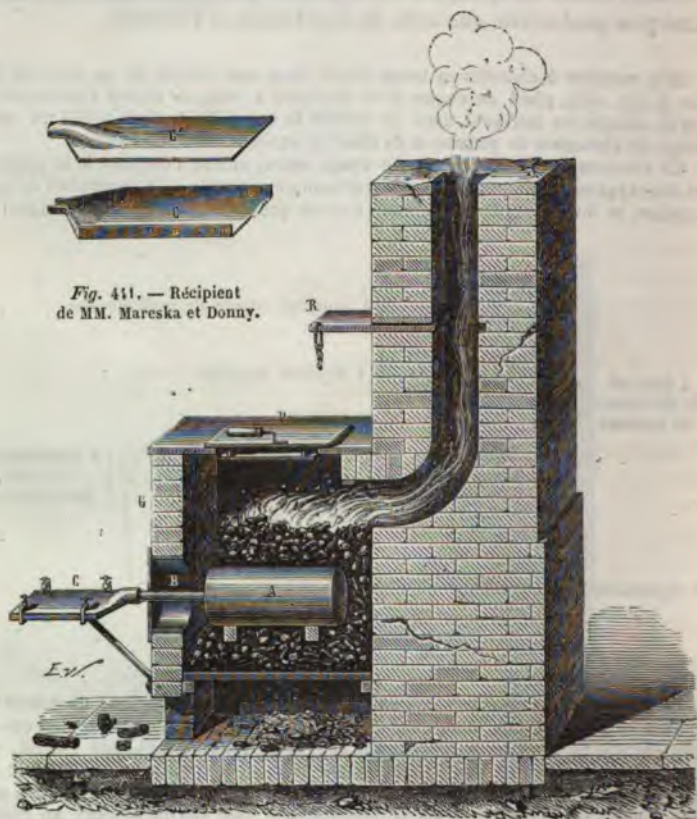


Fig. 442. — Appareil de Brunner avec le récipient de MM. Mareska et Donny.

quel les vapeurs de potassium se condensent. Ce récipient a un col très-court, et, pendant l'opération, les deux plaques sont maintenues à l'aide de quatre vis de pression (fig. 442).

A partir de 1854, l'attention s'est portée exclusivement sur la préparation du sodium, d'abord parce que la matière première est moins phère, puis parce que ce métal est beaucoup moins oxydable que le potassium, qu'il est plus maniable par conséquent et d'une conservation plus facile.

Procédé de M. H. Deville. — M. H. Sainte-Claire Deville, l'un de



nos chimistes les plus distingués, tout en mettant à profit les recommandations de MM. Mareska et Donny, a eu l'heureuse idée de remplacer le tartrate de soude calciné, dont se servaient ces chimistes, par un mélange intime de carbonate de soude, de charbon et de craie. Celle-ci rend le mélange moins fusible et capable de supporter la haute température qui est nécessaire à la réaction, sans qu'il puisse sortir à l'état liquide par l'orifice de dégagement. D'un autre côté, en se décomposant elle-même, au contact du charbon, en chaux et en oxyde de carbone, elle fournit, pendant l'opération, des gaz qui servent utilement à l'expulsion des vapeurs de sodium.

Grâce à tous ces perfectionnements successifs, l'extraction du sodium est devenue maintenant une opération non moins facile à conduire que la fabrication de l'acide chlorhydrique. Il y a trente ans, le sodium valait 7000 fr. le kilogr. ; en 1853, il coûtait encore de 800 à 1000 fr. ; aujourd'hui, on ne le paye plus que 6 à 8 fr. ! C'est là un fait d'une portée incalculable, et pour la science et pour l'industrie, car l'une et l'autre ont déjà profité largement des propriétés de cet agent puissant.

Fabrication industrielle du sodium. — Voici, très en abrégé, comment on opère dans les usines :

On fait un mélange aussi intime que possible de

1000 kil. de carbonate de soude sec,
450 — de houille sèche à longue flamme,
150 — de craie.

On le calcine au préalable, soit dans des pots de fonte, soit dans des cylindres de fer, qu'on enferme dans un four à voûte surbaissée dont on élève la température au rouge vif, afin d'en chasser toutes les matières volatiles et de réduire considérablement son volume. On cesse de chauffer lorsque les gaz plus ou moins carbonés provenant de la houille et qui brûlent en arrivant dans l'air commencent à prendre la teinte jaune caractéristique de la présence du sodium. Le mélange, retiré et refroidi, est alors mis en longues cartouches de papier gris, du poids de 18 à 20 kilogr.

L'opération définitive s'effectue dans de gros cylindres de tôle rivée, analogues aux tuyaux de poêle dont ils ont à peu près l'épaisseur ; ils sont revêtus d'une légère couche de lut réfractaire. Les cylindres A (fig. 443) sont disposés horizontalement dans un long four à réverbère analogue aux fours de chaufferie employés dans les usines à fer.

Lorsqu'ils sont parvenus à la température du rouge blanc, on y introduit rapidement les cartouches au moyen d'une rigole de tôle, et on ferme immédiatement l'orifice de chargement. Les gaz carbonés provenant de la combustion du papier et de la réaction du charbon sur l'eau que le mélange a absorbée par son contact avec l'air, sortent par le trou de la bonde antérieure *t* et s'enflamment. Lorsque, après un certain temps de chauffe, la flamme prend la teinte jaunâtre caractéristique du sodium et qu'elle émet d'abondantes fumées de soude, on ajuste les récipients C, maintenus par des vis de pression *v*, *v*, et le métal ne tarde pas à se condenser.

Les récipients sont ceux de MM. Mareska et Donny ; mais, au lieu d'être disposés à plat, ils sont posés de champ. Leur col est encore plus court que dans

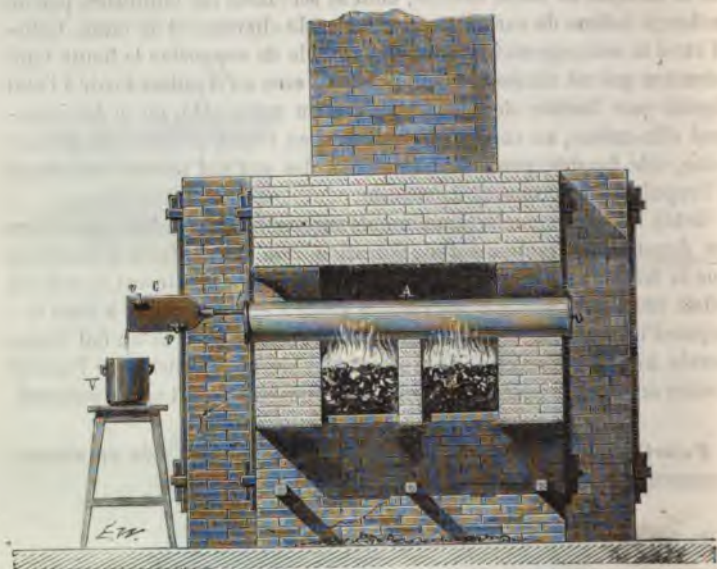


Fig. 443. — Extraction en grand du sodium par le procédé de M. Sainte-Claire Deville.

l'origine, afin d'éviter tout danger d'obstruction de cette partie de l'appareil (fig. 444).



Fig. 444. — Récipient modifié pour l'extraction du sodium.

Le sodium, à mesure qu'il se condense dans les récipients, en sort à l'état liquide et coule à l'air libre dans des marmites de fonte V contenant de l'huile de schiste, moins chère que l'huile de naphte. Le rendement est d'autant plus considérable que la calcination se fait plus rapidement. Sa durée varie d'une heure et demie à quatre heures.

Le rendement est, à très-peu de chose près, celui qu'indique la théorie, c'est-à-dire 436 gr. de sodium par chaque kilogramme de carbonate de soude sec. Le métal n'a besoin que d'être refondu sous une petite couche d'huile de schiste, qu'on décante au moment où le métal est bien liquide, pour acquérir tout le degré de pureté nécessaire à ses diverses applications. On le moule alors dans des lingotières comme on le ferait pour du plomb ou du zinc. Il n'y a pas d'exemple que dans cette opération il y ait eu une seule fois inflammation du sodium ; seulement on a soin d'éviter le contact de l'eau. On le conserve dans



l'huile de schiste ou de naphte, et même tout simplement en lingots dont la surface ne s'oxyde que très légèrement.

Du bicarbonate de soude.

La potasse et la soude s'unissent à l'acide carbonique en trois proportions différentes et produisent ainsi :

Des carbonates neutres.....	KO ou NaO,CO ²
Des sesquicarbonates.....	2 KO ou 2 NaO,3 CO ²
Des bicarbonates.....	KO ou NaO,2 CO ² .

Vous voyez que dans ces trois sortes de carbonates la proportion d'acide carbonique combinée à la même quantité de base est représentée par les nombres 1, 1 1/2 et 2.

Je n'ai parlé jusqu'ici que des deux premiers genres ; je dirai quelques mots des bicarbonates.

On les obtient en faisant passer un courant de gaz acide carbonique dans la solution des carbonates ordinaires, jusqu'à ce qu'ils en soient aussi saturés que possible. Une fois formés, ils se déposent en cristaux, en raison de leur moins grande solubilité.

Le bicarbonate de soude se trouve dans un grand nombre de sources naturelles, notamment dans celles du massif central de la France, parmi lesquelles celles du Mont-Dore et de Vichy sont les plus renommées. Ces dernières, d'après H. Lecoq, versent à elles seules 3075 kilogr. de ce sel en 24 heures, ou l'énorme masse de 1122375 kilogr. dans une année. Leur richesse en sel était jadis encore plus considérable.

Préparation. — Dans les fabriques de produits chimiques, on prépare de grandes quantités de bicarbonate de soude à la fois, en suivant le procédé qui a été indiqué, en 1830, par le pharmacien américain Smith. Ce procédé consiste à faire arriver du gaz carbonique lavé dans des caisses de bois ou de cuivre, ou dans une grande fontaine de grès remplie à l'avance de cristaux de soude. Le gaz ne peut sortir de ces vases qu'en soulevant une colonne d'eau de 32 à 64 centimètres ; de cette manière, il reste en contact pendant quelque temps avec le carbonate neutre qui s'en sature, sans perdre toutefois sa forme solide et cristalline ; mais il devient complètement opaque, poreux, friable, et abandonne les 5/6 de son eau combinée, qui ruisselle sur les parois des caisses.

L'appareil suivant (fig. 445), adopté par Soubeiran, est très-commode.

A, bonbonne en grès contenant de la craie délayée dans quatre fois son volume d'eau ; b, flacon servant de réservoir à l'acide sulfurique qu'on fait couler de temps à autre dans la bonbonne pour produire un dégagement d'acide carbonique ; c, agitateur en bois maintenu par une vessie, pour favoriser la réaction ; d, flacon plein de craie mouillée en fragments pour purifier le gaz ; e, autre

un tube de verre (Fig. 447). Ces caractères se retrouvent dans tous les bi et sesquicarbonates.

Usages. — Le bicarbonate de soude est employé avec succès pour le traitement de la gravelle. D'Arcet l'a proposé comme un excellent digestif, et, d'après ses conseils, on le fait entrer dans la composition de pastilles connues dans les pharmacies sous les noms de *pastilles* ou *tablettes digestives de d'Arcet*, *pastilles de Vichy*. Une ou deux de ces pastilles suffisent pour rétablir une mauvaise digestion, et lorsqu'on les prend avant le repas, elles permettent à l'estomac de recevoir des aliments qui, sans ce secours, en troubleraient les fonctions.

Mais le plus grand emploi du sel dont je parle, c'est la préparation des eaux gazeuses, dites bien improprement *eau de Seltz*. Un sieur Briet a construit un petit appareil fort commode qui permet de fabriquer dans chaque ménage la boisson acidule dont on a besoin.

Appareil Briet pour les eaux gazeuses. — Cet appareil (fig. 448

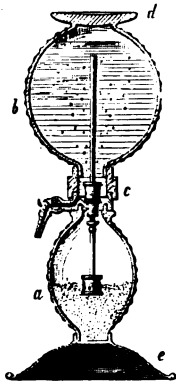


Fig. 448.

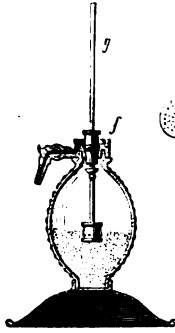


Fig. 449.



Fig. 450

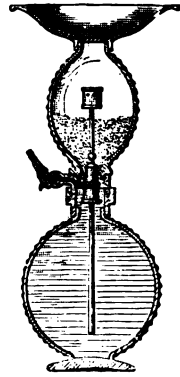


Fig. 451.

à 451) se compose de deux capacités distinctes, *a* et *b* : l'une supérieure *b*, lorsque l'appareil fonctionne, renferme le liquide qui doit être saturé de gaz ; l'autre inférieure *a* est destinée à recevoir le mélange des deux corps qui doit fournir l'acide carbonique. Ces deux parties distinctes s'adaptent et se vissent l'une sur l'autre au moyen d'une garniture en étain *c*. Elles sont construites de manière que l'appareil puisse reposer à volonté soit sur l'une, soit sur l'autre des deux carafes qui forment ces deux capacités : en effet, elles sont munies de pieds en verre *d* pour la carafe supérieure, en étain ou en porcelaine *e* pour la carafe inférieure qui supporte le plus habituellement l'appareil.

Pour préparer l'eau gazeuse, on introduit dans la capacité inférieure *a* 18 grammes d'acide tartrique et 21 grammes de bicarbonate de soude. On ferme alors cette carafe au moyen d'un bouchon métallique *f* qui



constitué tout le mécanisme de l'appareil. C'est un cylindre creux en étain fin *f*, traversé dans le sens de sa longueur par une tige *g* également creuse et de même métal. Cette tige s'élève à environ 20 centimètres au-dessus de l'orifice du vase inférieur, et elle plonge dans l'intérieur de ce dernier d'environ 2 à 3 centimètres. Autour de cette tige creuse est un petit disque en argent *h*, percé d'une infinité de trous capillaires qui permettent au gaz de les traverser, mais qui ne livrent point passage à l'eau.

Le bouchon étant placé, on renverse la capacité inférieure, on fait plonger le tube dans la capacité supérieure qui est aussi retournée et remplie d'eau filtrée; on visse les deux capacités l'une sur l'autre, puis on retourne l'appareil de façon que le pied en métal serve de base à l'appareil.

A peine cette manœuvre est-elle faite, qu'une portion de l'eau contenue dans la carafe supérieure (2 décilitres environ) se rend par le cylindre creux dans la carafe inférieure, se trouve en contact avec le mélange d'acide tartrique et de bicarbonate de soude; la décomposition de ce sel s'opère alors avec une vive effervescence; le gaz acide carbonique produit se tamise au travers du bouchon creux; il se divise en deux parties: l'une se dissout dans l'eau qu'il traverse, l'autre se réunit à la partie supérieure de la grande carafe. Cette dernière portion de gaz exerce une pression qui accélère la dissolution de l'acide carbonique. On peut, en outre, favoriser cette dissolution en agitant le vase.

L'eau saturée de gaz peut être facilement extraite, en tout ou en partie, de la carafe supérieure qui la renferme, à l'aide d'un robinet de Brahma. Ce robinet *i* consiste en une clef dont la tige conique, munie à la partie antérieure d'une vis qui la maintient, vient s'appuyer par frottement sur une extrémité garnie d'un cuir épais, de manière à rendre la fermeture aussi exacte que possible.

En mettant dans l'eau de la carafe supérieure des sirops agréables, on peut préparer des limonades gazeuses et toute espèce de boissons acidules.

La pression qui se produit dans l'appareil, 5 à 6 minutes après le mélange, arrive à 6 atmosphères. Pour prévenir les accidents qui pourraient résulter de la fracture des vases, l'appareil est recouvert d'un tissu en jonc à claire-voie, qui, tout en augmentant sa résistance, s'opposerait en cas de rupture, à la projection du verre et à la dispersion des fragments. — Dès qu'on agite l'appareil, le gaz se dissout et la pression descend alors rapidement à 3 atmosphères et demie.

On a donné bien des formes différentes à ce petit appareil producteur d'eau gazeuse, nommé *gazogène*, qu'on vend au prix de 10 à 15 fr., suivant la capacité ou l'élégance; mais dans toutes les modifications imaginées le principe est le même; il est donc inutile de les reproduire ici.

Borate de soude ou Borax.

Il y a dans certains lacs de Perse, de Chine, de l'île de Ceylan, de la Tartarie méridionale, de la Saxe, du Pérou, mais surtout de l'Inde, proche des montagnes du Thibet, un sel de soude qui rend de nombreux services. C'est celui qu'on désigne depuis longtemps sous le nom de *Borax* (1).

Il est formé de soude et d'un acide particulier que Homberg (2) isola le premier en 1702, et qu'il appela improprement *sel sédatif* ou *sel volatil narcotique du vitriol*, parce qu'il l'obtint par la calcination d'un mélange de vitriol vert (sulfate de fer) et de borax. C'est seulement en 1747 que Théodore Baron établit que le *sel sédatif* de Homberg n'était autre chose qu'un acide spécial, qui prit dès lors les noms d'*acide du borax*, d'*acide boracin*, puis, en 1787, celui d'*acide boracique*. Enfin, lorsqu'en 1808, Gay-Lussac et Thenard, en France, sir H. Davy, en Angleterre, eurent démontré que cet acide est composé d'oxygène et de bore, on lui imposa le nom d'*acide borique*, et, par suite, le borax prit celui de *borate de soude*.

Le borax arrive de l'Inde en petits cristaux agglomérés, d'un jaune verdâtre, recouverts d'un enduit terreux et imprégnés d'une matière

(1) Ce nom vient de l'arabe *borak*, qui veut dire *blanc*. C'est le *borith* des Hébreux, le *boeck* des Persans, le *natron bauraké* des Grecs, le *bourack* des Turcs. On pense que c'est cette matière saline que Pline appelait *chrysocolla* (soudure de l'or), à cause de l'emploi qu'il lui connaissait de servir dans la soudure de l'or aux autres métaux.

(2) Guillaume Homberg, fils d'un gentilhomme saxon au service de la Compagnie hollandaise des Indes, naquit le 8 janvier 1652 à Batavia, capitale de l'île de Java. Ramené enfant en Europe, il fit ses études à Amsterdam, et vers 1670 il alla à Leipzig pour apprendre le droit. Il fut reçu avocat à Magdebourg, à l'âge de 22 ans, ce qui ne l'empêcha pas dès lors de manifester un goût très-vif pour les sciences et surtout pour l'étude de l'histoire naturelle. Après plusieurs années de séjour en Italie, où il s'occupa de médecine, de botanique et spécialement de chimie, qu'il alla étudier successivement en France avec Lemery et en Angleterre avec Robert Boyle, il se fit recevoir docteur en médecine à Wittemberg. Il visita ensuite les mines de Saxe, de Bohême, de Hongrie, de Suède, et revint vers 1680 en France où il se lia d'une amitié encore plus étroite avec Lemery. Ils parcoururent ensemble les ateliers, les usines, les laboratoires et recueillirent une multitude de faits relatifs à la physique, à la chimie et aux professions industrielles. — Nommé en 1691 membre de l'Académie des sciences dont le laboratoire lui fut confié, il fut peu après chargé par l'abbé Dubois d'enseigner les sciences au duc d'Orléans, depuis régent, et en 1704 ce prince le nomma son premier médecin. Il ne jouit pas longtemps de sa brillante position, car il mourut en 1715, emporté par une maladie d'intestins. — C'était l'un des chimistes les plus instruits et les plus ardents de son époque. On lui doit une foule de procédés nouveaux, des *Essais* ou *Éléments de chimie* et 44 mémoires dans lesquels il fit connaître tous les faits qu'il avait recueillis ou découverts, bien différent en cela de ses contemporains qui cherchaient à soustraire leurs découvertes à la connaissance du public. Voltaire l'appelait un vertueux philosophe.



grasse, comme savonneuse, qui leur donne un toucher gras et onctueux. C'est le *borax brut*, le *tinkal*. En Europe, on le raffine et on l'amène à un assez grand état de pureté (1), ainsi que je le dirai bientôt.

Caractères distinctifs. — Le borax raffiné existe sous deux formes distinctes dans le commerce. Tantôt il est en gros cristaux prismatiques à six pans modifiés sur les arêtes et sur les angles (fig. 452) et contenant 47 p. 100 d'eau; tantôt il est en cristaux octaédriques ne

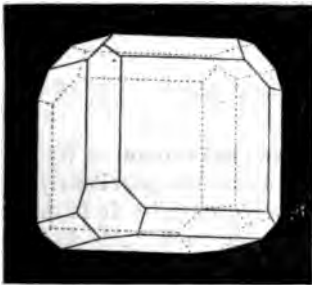


Fig. 452. — Borax prismatique.

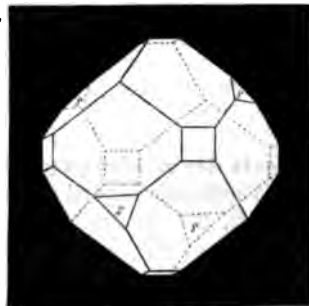
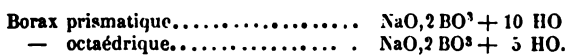


Fig. 453. — Borax octaédrique.

contenant que 30 p. 100 d'eau (fig. 453). Le premier est légèrement efflorescent dans un air sec, tandis que le second y conserve sa demi-transparence, et ne devient opaque que dans un air humide ou dans l'eau. Ce dernier est plus dense et plus dur que l'autre.

On les représente par les formules suivantes :



Ces deux borax ont, du reste, les mêmes propriétés. Ils ont une cassure vitreuse, une saveur un peu alcaline et douceâtre. L'eau froide en dissout à peine la vingtième partie de son poids; l'eau bouillante en dissout le double. La solution verdit le sirop de violettes.

Ils fondent dans leur eau de cristallisation quand on les chauffe, se boursoufflent considérablement (le borax octaédrique moins que le bo-

(1) Plusieurs voyageurs et naturalistes du siècle dernier ont décrit des procédés très-singuliers, qui, d'après eux, auraient été suivis dans les pays où l'on recueille le borax pour retirer ce sel des eaux salées dans lesquelles il est en dissolution. On croyait nécessaire de soumettre ces eaux, pendant un temps fort long, à une fermentation putride favorisée par l'addition de matières animales, et parmi ces dernières on recommandait surtout l'emploi d'urine de jeunes garçons auxquels on faisait observer rigoureusement un régime particulier. Le temps a fait justice de ces absurdités.

rax prismatique), et, à la chaleur rouge, ils donnent un liquide limpide qui, par le refroidissement, se fige en un verre incolore et transparent.

Ce verre dissout très-bien à chaud les oxydes métalliques, et prend des couleurs variables suivant leur nature, ce qui le fait employer dans l'analyse des minéraux. Ainsi,

L'oxyde de manganèse	le colore	en violet ou en bleu	suivant sa proportion,
— de fer	—	en vert bouteille ou en jaune,	
— de cobalt	—	en bleu violet très-intense,	
— de nickel	—	en vert émeraude clair,	
— de chrome	—	en vert émeraude foncé,	
— d'antimoine	—	en jaune,	
— de cuivre	—	en vert clair,	
— d'étain	lui donne	l'apparence de l'opale.	

Essais des minéraux par le borax au chalumeau. — Vous concevez d'après cela le parti qu'on peut tirer de ces faits pour l'analyse des minéraux. Il suffit donc de fondre une petite quantité de la matière minérale avec du verre de borax sur un charbon à l'aide du chalu-



Fig. 454. — Essai d'un minéral par le verre de borax au chalumeau.

meau (fig. 454) pour obtenir une coloration qui indique la nature de l'oxyde métallique qui s'y trouve.

Lorsque l'essai ne peut être fait que sur des parcelles de matière, on se sert d'un fil de platine dont l'un des bouts est courbé en forme d'an-

neau (Fig. 455) : on fait rougir celui-ci au chalumeau et on le roule dans du verre de borax pulvérisé; on le reporte ensuite dans la flamme qui forme une perle incolore entre les branches de l'anneau. Sur cette perle, on fait tomber la poussière minérale; on chauffe de nouveau à la lampe; l'oxyde métallique se dissout dans le borax et le colore d'une manière spéciale suivant sa nature.

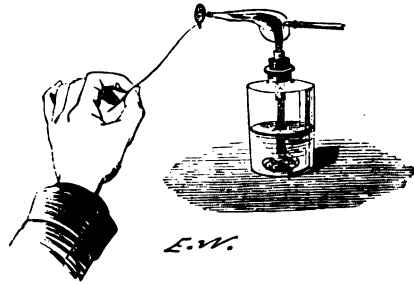


Fig. 455. — Essai avec le verre de borax en petit.

Soudure au moyen du borax. — C'est justement à cause de cette propriété de dissoudre les oxydes métalliques que le borax est employé dans l'orfèvrerie et la bijouterie pour faciliter la soudure des métaux les uns aux autres. Quand il s'agit, par exemple, de souder deux pièces de cuivre ou d'argent, on les décape, on les saupoudre avec de la *soudure* en limaille et du borax en poudre, et l'on chauffe le tout jusqu'à ce que la soudure commence à fondre. En fondant, celle-ci s'allie avec les pièces métalliques et les réunit; mais il faut pour cela que les pièces soient toujours bien décapées, c'est-à-dire brillantes et non recouvertes d'oxyde, et c'est là l'effet que produit le borax, soit parce qu'il dissout l'oxyde qui pourrait se former, soit parce que, enveloppant le métal, il s'oppose à son oxydation par l'air.

Les serruriers et les chaudronniers s'en servent, par le même motif, pour *braser* ou souder la tôle et le fer.

Dans tous les cas, le borax octaédrique est préférable à l'autre, parce qu'il se boursoufle moins, arrive plus vite à la fusion ignée, et parce qu'étant plus dur, il ne se brise pas en fragments, mais se réduit en poudre fine lorsqu'on le frotte sur une pierre humide, ainsi qu'opèrent les bijoutiers.

Dans les épreuves de *Docimasie* (1), on emploie encore le borax pour

(1) On donne le nom de *DOCIMASIE*, qui est la traduction d'un mot grec qui veut dire *j'éprouve*, à l'art qui a pour objet de déterminer la nature et la proportion des éléments qui constituent une *mine* ou un *minéral*. On parvient à de pareils résultats en faisant usage d'opérations particulières que l'on nomme *essais*.

Lorsqu'on a découvert une *mine* dans le sein de la terre, il faut nécessairement, avant d'en entreprendre l'exploitation, non-seulement connaître le métal qui y est le plus abondant et qui la caractérise, mais savoir encore dans quel état de combinaison il s'y trouve, quels sont les corps étrangers qui l'accompagnent et l'altèrent, et s'assurer enfin que les produits de cette mine compenseront les frais que son exploitation exigera. Or, c'est là le but essentiel des essais *docimastiques* ou de la *docimasie*. On voit que cet art n'est qu'une partie de la

faciliter la réduction des oxydes métalliques (1), et dans les verreries, pour hâter la fusion des matières contenues dans les pots. On l'utilise aussi pour la préparation du *strass*, des émaux, des vernis ou glaçures des faïences fines et des porcelaines tendres de fabrication anglaise, et enfin pour celle des couleurs employées sur le verre et la porcelaine.

Dans la plupart de ces dernières applications, on le remplace souvent par l'*acide borique*, que le commerce nous apporte de Toscane en énormes quantités.

Acide borique. — C'est ici le lieu de vous parler de cet acide qui présente un double intérêt par son utilité industrielle et par sa manière d'être dans la nature.

Composition. — Caractères distinctifs. — A l'état de pureté, il se montre en longues écailles blanches ou paillettes hexaèdres d'un éclat nacré, qui contiennent 43,6 pour 100 d'eau combinée; c'est donc un hydrate, ainsi constitué : $\text{BO}, 3\text{HO}$.

Ces paillettes brillantes sont inodores, à peine sapides et inaltérables à l'air. Elles se dissolvent dans 35 parties d'eau froide, dans 25 parties d'eau à 20° et dans 12 parties et demie d'eau bouillante.

La dissolution faite à froid colore en rouge vineux la teinture de tournesol, à la manière de l'acide carbonique; mais la dissolution saturée à chaud donne au tournesol une teinte pelure d'oignon: elle colore en brun la teinture de curcuma, et en bleu celle de campêche, ainsi que le ferait un alcali, ce qui est assez singulier.

Il est bien plus soluble dans l'esprit-de-vin auquel il communique la propriété de brûler avec une flamme d'un beau vert, ainsi que Hoefler l'a reconnu le premier, en 1777. Avec l'esprit-de-bois, le phénomène est encore plus prononcé.

Il est indécomposable par le feu. A 100°, il abandonne la moitié de son eau d'hydratation, à la chaleur rouge il fond comme le borax, en passant par tous les états pâteux intermédiaires et devient anhydre; en se figeant, il prend l'aspect du verre. A la chaleur blanche, il est tout à fait volatil, et dans un courant de vapeur d'eau, il est entraîné à la température de 100°.

Si, à froid et par l'intermédiaire de l'eau, il ne manifeste pour les bases qu'une assez faible affinité, il n'en est plus de même aux températures élevées; il forme des sels très-stables, plus ou moins fusibles, et, par cela même, il peut déplacer des acides plus énergiques, mais

chimie, et que, par conséquent, pour l'exercer avec succès, il faut des études profondes de chimie minérale. C'est surtout aux travaux de Bergmann et de Berthier que les essais docimastiques doivent la précision qui les caractérise aujourd'hui.

(1) Dès que ce sel fut découvert aux environs d'Escapa, par le médecin Carrère du Potosi, les mineurs du pays profitèrent de son abondance et s'en servirent pour la fusion de leurs minerais de cuivre.



moins fixes que lui. C'est ainsi qu'en chauffant au rouge un mélange d'acide borique et de sulfate de soude, on produit du borate de soude, avec-dégagement d'acide sulfureux et d'oxygène, tandis qu'en versant un léger excès d'acide sulfurique dans une solution de borax, on donne lieu à du sulfate de soude, et on provoque un dépôt d'acide borique en écailles. Vous voyez, Messieurs, combien les circonstances dans lesquelles on opère ont d'influence sur les résultats des réactions chimiques.

État naturel. — On ne connaît dans la nature qu'un très-petit nombre de borates : ceux de soude, de chaux, de magnésie. Le borate de chaux, qu'on rencontre en quantités considérables dans les terrains d'Iquique, dans la province de Torasaca au Pérou, ainsi que le double borate de soude et de chaux (*boro-natrocalcite* des minéralogistes) qui se montre encore plus abondant dans la même localité, arrivent maintenant en Europe et servent, tant en France qu'en Angleterre, pour l'extraction de l'acide borique et la fabrication du borax.

On sait aussi, depuis quelques années, qu'il y a des traces de cet acide combiné dans les eaux douces et salines, dans les eaux thermales de Wiesbaden et d'Aix-la-Chapelle, dans les eaux sulfureuses de Luchon, de Barèges, de Cauterets, de Bonnes et de Labanère dans les Pyrénées, dans les eaux de Vichy où il est plus abondant, enfin dans les eaux de certains puits.

On l'a signalé, depuis longtemps, en belles masses lamellaires, parmi les produits volcaniques des îles de Lipari et jusque dans l'intérieur du cratère du volcan appelé *Vulcano*, où il forme des couches qui atteignent en quelques endroits près d'un décimètre d'épaisseur; mais c'est surtout en Toscane, dans la vallée circulaire qui entoure les monts de Castel-Nuovo, non loin de Pomérance, qu'on remarque une production incessante d'acide borique.

Des fissures du terrain bouleversé, sur une ligne de 40 kilomètres au moins, s'échappent continuellement des vapeurs chaudes qui répandent dans l'air des nuages épais, blanchâtres, tantôt obscurcissant l'atmosphère, tantôt s'élevant en une colonne immense qui se perd dans les nues. Ces vapeurs, nommées *soffioni* (soufflets ou soufflards) dans la localité, sont accompagnées de gaz azote, d'acide carbonique, d'hydrogène carboné, d'hydrogène, d'acide sulfhydrique, et chargées, en outre, d'acide borique, de bitume, de carbonate d'ammoniaque, de quelques sels; elles entraînent, de plus, des matières terreuses : leur température varie de 92 à 99°. Ces vapeurs se condensent en grande partie au milieu de la vase qui s'accumule autour de ces jets, et y déposent toutes les substances qu'elles entraînent avec elles du sein de la terre.

Autrefois, la contrée où ce phénomène naturel s'accomplit, probablement depuis des milliers d'années, était regardée par les paysans comme l'entrée de l'enfer, et sans nul doute cette superstition re-

montait à une très-haute antiquité, car la montagne qui avoisine les plus puissants *soffioni* porte encore le nom de *Monte-Cerbero* (mont de Cerbère).

Les paysans ne passaient jamais sans terreur dans cet endroit, disant leur chapelet et invoquant la protection de la Vierge. C'est en 1776 que Hoefer annonça le premier l'existence de l'acide borique dans les Maremmes, et Mascagni, dans ses *Commentaires*, appela l'attention sur la fabrication du borax comme sur un objet très-important. C'est seulement depuis 1815 que les *lagoni* sont exploités régulièrement; ils fournissent actuellement, année commune, près d'un million de kilogrammes d'acide cristallisé. Cette exploitation est très-simple. La localité elle-même en fournit les instruments.

Extraction. — Les *soffioni* ou vapeurs surgissent avec force dans différentes parties des crevasses des coteaux (*fig.* 456). On construit dans ces lieux, au-dessus de deux, trois ou d'un plus grand nombre de *soffioni*, des bassins en maçonnerie A, dans lesquels on fait arriver l'eau des sources voisines plus élevées. Ces bassins, dits *lagoni*, de 10 à 20 mètres de diamètre, sont placés les uns à la suite des autres, par étages, à la distance de 50 à 200 mètres. Les *soffioni*, sortant de terre soulèvent l'eau de ces bassins, y barbotent avec violence, la maintiennent constamment à la température de l'ébullition et la projettent à 1 et 2 mètres de hauteur. Lorsque cette eau a été imprégnée de vapeurs, pendant vingt-quatre heures, dans le bassin le plus élevé, on la fait descendre, à l'aide d'un tuyau en bois, dans un second bassin, pour la soumettre à une nouvelle imprégnation; de là, elle se rend dans un troisième, et ainsi de suite successivement, jusqu'à ce qu'elle arrive dans de grands réservoirs rectangulaires appelés *vasques*, B, C, C, où les matières terreuses se déposent. Dans ce passage à travers six à huit bassins, l'eau s'est chargée, en moyenne, de 0,3 p. 100 d'acide borique.

Après un repos de quelques heures dans les *vasques*, la solution claire est décantée, et versée lentement dans une série de bassins en plomb D, D, D, larges, profonds, placés en étages et déversant leurs produits les uns dans les autres au moyen de siphons *s, s, s*. Depuis quelque temps ces bassins sont remplacés par une immense nappe de plomb légèrement inclinée, de 85 mètres de long sur 2 de large et présentant des ondulations très-rapprochées. Cette nappe est supportée par des chevrons en bois au-dessus d'une galerie ou fosse en maçonnerie, dans la longueur de laquelle circule la vapeur fournie par un ou plusieurs *soffioni*. A la partie la plus basse de la nappe se trouve placée une chaudière E, également chauffée par la vapeur d'un *soffione*, et qui achève la concentration des eaux qui tombent goutte à goutte de la nappe. Ce système est tellement bien conçu, qu'une nappe évapore en vingt-quatre heures jusqu'à 20 p. 100 d'eau, et cela est dû à l'immense surface qu'elle offre au

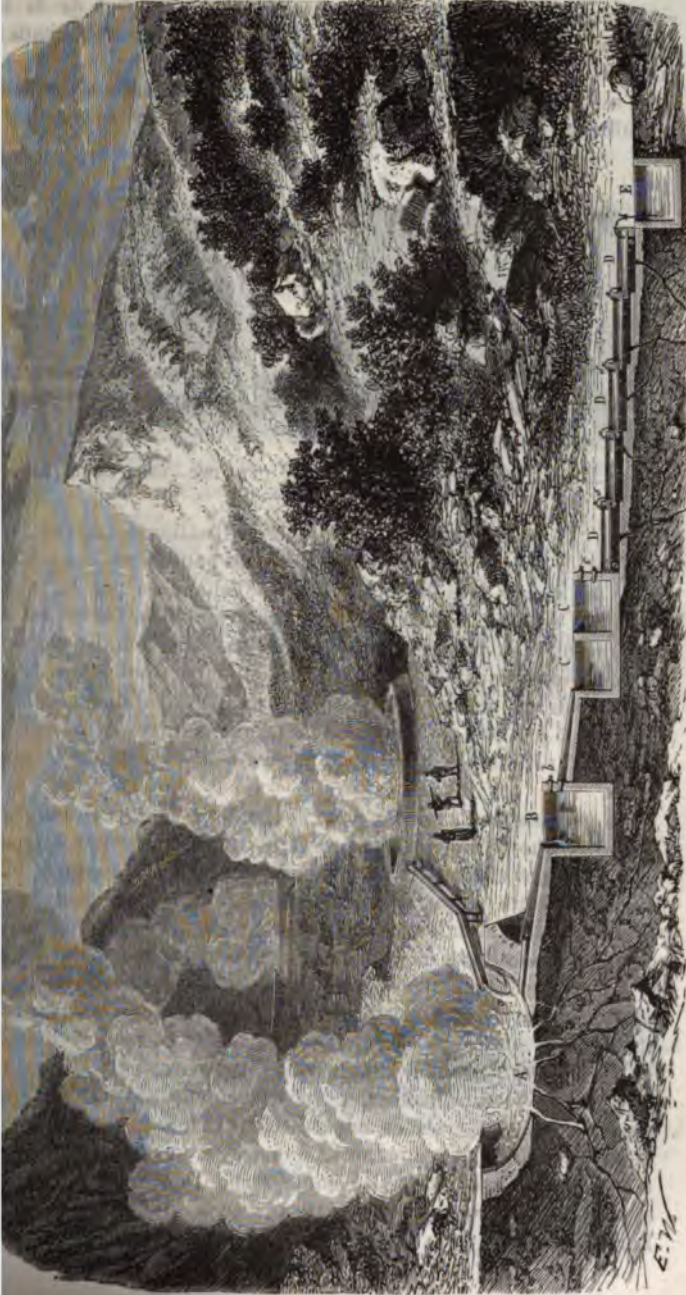


Fig. 456. — Extraction de l'acide borique des lagoni de Toscane.

y fait couler. Tous les matins, on enlève de la surface de la nappe évaporatoire et de la chaudière terminale le sulfate de chaux pulvérulent, qui s'y est déposé en assez grande quantité.

La solution concentrée à 10° est versée par des entonnoirs dans des cristalliseurs A, A (fig. 457), qui sont des cuves en bois doublées en

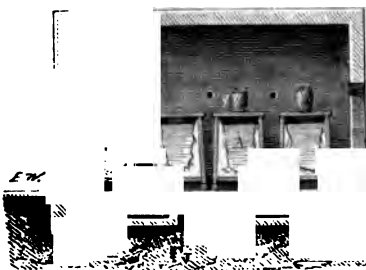


Fig. 457. — Cristalliseurs pour l'acide borique.



Fig. 458. — Étuve où l'on se sèche l'acide.

plomb. Au bout de quatre jours, la cristallisation est opérée. On enlève l'acide, que l'on fait égoutter dans des paniers en osier *p, p*, puis on le fait sécher dans des étuves (fig. 458) chauffées par la vapeur de quelques *soffioni*. Au bout de vingt-quatre heures, l'acide est sec; on le transporte au magasin central, où l'on réunit en un tas commun l'acide fourni dans l'espace d'une semaine par toutes les fabriques, afin d'avoir un produit d'une même nature; certaines donnent de l'acide à 5 p. 100 d'impuretés, tandis que d'autres en fournissent de beaucoup plus impur, contenant 25 p. 100 et plus de matières étrangères.

Les établissements formés pour l'extraction de l'acide dans la vallée de Castel-Nuovo sont au nombre de dix. Ils contiennent depuis 3 jusqu'à 35 lagoni chacun. C'est un chimiste italien, du nom de Ciaschi, qui a créé cette exploitation. Le malheureux n'a pas joui longtemps de son ouvrage, car il périt misérablement en tombant dans un de ces bassins bouillants creusés par ses ordres. Ce déplorable événement arriva en 1816. Un an après, un Français, M. Larderel, obtint le privilège de l'exploitation, qui est devenue pour lui une source de richesse plus précieuse peut-être que toutes les mines d'argent du Mexique et du Pérou, et sans contredit moins capricieuse. Tout en faisant une fortune colossale, notre compatriote a enrichi ces Ma-remmes, jadis désertes et improductives; elles rapportent annuellement 1200000 fr. et occupent 1200 ouvriers. Le grand-duc de Toscane a créé M. Larderel comte de Monte-Cerboli. Le 30 novembre 1838, la société d'Heiseck, qui lui a succédé, s'est constituée au capital de 9 millions de francs.



L'acide brut ou *grége*, tel qu'on le livre au commerce, est en petites écailles d'un blanc grisâtre. Il renferme en moyenne :

Acide pur.....	84,00
Alun.....	} 10,50
Sulfate double d'ammoniaque et de magnésie.....	
Eau hygrométrique.....	2,50
Sulfate de chaux et matières insolubles	2,50
Acide sulfurique libre, matière organique.....	0,50
	100,00

On le purifie aisément à l'aide de quelques dissolutions et cristallisations successives. Quand on veut le titrer, on en dessèche 20 gram. à l'étuve, à une température qui ne doit pas dépasser 50°, pour connaître la quantité d'eau interposée, et l'acide sec est traité par l'alcool bouillant à plusieurs reprises jusqu'à ce qu'il ne se dissolve plus rien. Les liqueurs sont filtrées bouillantes sur un filtre double, qui retient les sels et les substances insolubles. Le poids de ce résidu, soustrait de celui de l'acide desséché, indique son degré d'impureté.

De l'acide qui arrive de Toscane, une partie, celle qui ne contient pas plus de 10 à 12 p. 100 d'impuretés, est employée directement soit pour les porcelaines tendres et les terres de pipe fines, soit pour la fabrication du cristal; l'autre partie, et c'est la plus considérable, est convertie en borax, tant à Livourne qu'en France, au moyen de sa saturation par le sel de soude; ce borax artificiel a remplacé presque partout le borax de l'Inde. On opère de la manière suivante :

Fabrication industrielle du borax. — Dans une cuve en bois A (Fig. 459) doublée en plomb, on introduit 1500 litres d'eau et

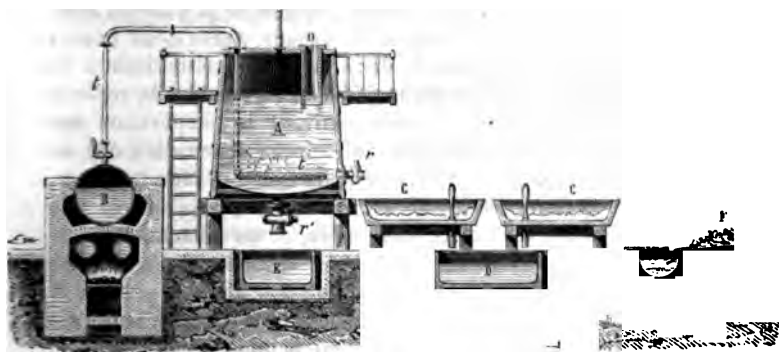


Fig. 459. — Fabrication du borax artificiel.

1200 kil. de cristaux de soude; on ferme la cuve et l'on porte à l'ébullition au moyen d'un courant de vapeur qu'un tuyau en plomb //

amène du générateur B jusqu'au fond de la cuve. La dissolution du sel étant opérée, on y projette par fractions, et par l'ouverture O, 1000 kil. d'acide borique brut, qui, en déplaçant l'acide carbonique, occasionne une vive effervescence. La saturation terminée, et la liqueur marquant environ 21° Baumé, on arrête le courant de vapeur et on laisse reposer pendant douze heures. On fait alors écouler la liqueur claire, au moyen du robinet r, dans des cristallisoirs en bois doublés en plomb C, C. Trois à quatre jours après, le borax ayant cristallisé, l'eau-mère tombe dans des réservoirs en fonte D, pour repasser dans des opérations nouvelles. Les masses cristallines, détachées avec des ciseaux en fer, sont mises à égoutter sur un plan incliné F.

Avant de livrer le borax au commerce, on le soumet à un raffinage qui a pour but, moins de le purifier que de le mettre sous forme de gros cristaux durs, ainsi que l'exigent les bijoutiers et les autres ouvriers soudeurs.

Raffinage du borax brut. — Pendant longtemps les Vénitiens et les Hollandais ont été les seuls en possession du commerce et du raffinage du borax; mais depuis la fin du siècle dernier ce monopole a cessé. Ce furent les frères Lesguillier qui les premiers montèrent à Paris une fabrique de ce genre; Payen et Cartier, vers 1815, régularisèrent et simplifièrent cette industrie, en créant la fabrication du borax artificiel avec l'acide borique de Toscane.

Dans une grande cuve A, pareille à la précédente (fig. 460), si ce n'est qu'elle a de plus fortes dimensions, on fait dissoudre le borax de la première cristallisation dans une suffisante quantité d'eau bouillante, en plaçant le sel dans un panier de tôle percé de trous et qu'une chaîne de suspension tient à moitié plongé dans l'eau de la cuve. On ajoute alors 5 p. 100 de cristaux de soude, et lorsque la solution marque 22° Baumé, on cesse le courant de vapeur. Après deux heures de repos, on fait passer le liquide dans un grand cristallisoir C de forme presque cubique, qu'on ferme et qu'on laisse dans le repos le plus complet. Au bout de 16 à 28 jours, suivant la température ambiante, la cristallisation est effectuée. Si le refroidissement a été assez lent, le borax est déposé en gros cristaux isolés et bien terminés, tels que l'exige le commerce; dans le cas contraire, on n'obtient que des masses compactes. On soutire l'eau-mère, et on détache les cristaux à l'aide du ciseau et du maillet. On les sèche sur des tables, on les trie et on les embarille dans des caisses de bois blanc.

Quand on veut avoir du borax octaédrique, on concentre tout simplement la dissolution jusqu'à 30°, puis on la met à cristalliser, et lorsque la température s'est graduellement abaissée jusqu'à + 56°, ce qui demande environ de 5 à 8 jours, on se hâte de soutirer la liqueur; c'est alors du borax octaédrique qui s'est déposé sur les parois du cristallisoir. L'eau-mère donne ensuite du borax prismatique.



Ainsi c'est une différence de concentration et de température dans la solution de borax qui détermine de si profonds changements dans la forme cristalline et l'état d'hydratation du même sel ! Ce fait n'est

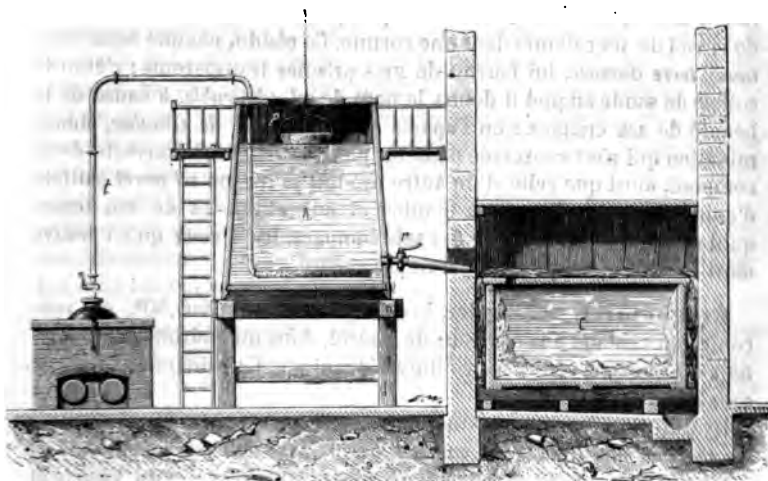


Fig. 460. — Raffinage du borax brut.

pas, du reste, isolé dans la science ; le carbonate de soude, l'azotate de strontiane sont dans le même cas.

C'est Buran qui, le premier, en 1818, a fabriqué ce borax octaédrique, mais c'est Payen qui, en 1828, a fait connaître son mode de fabrication et en a fait une étude chimique complète.

Sulfate de soude.

Historique. — Usages. — Vous savez, Messieurs, que dans les usines à soude artificielle on crée chaque jour d'immenses quantités de sulfate de soude de toutes pièces par la décomposition du sel marin au moyen de l'acide sulfurique. Comme matière première de la fabrication de la soude, ce sel joue donc un rôle très-important dans l'industrie. Gehlen, chimiste suisse, en a introduit l'usage dans les verreries d'Allemagne, en place du carbonate de soude, et, depuis 1826, il a été adopté en France pour la préparation du verre à vitres.

En Allemagne, et principalement dans le Wurtemberg, on le donne au bétail, deux fois par semaine, mêlé aux aliments, depuis 16 jusqu'à 48 gram. matin et soir, et on s'en trouve fort bien. — On en consomme encore beaucoup en médecine comme purgatif, et son mélange avec

l'acide chlorhydrique, produisant un froid assez considérable, sert à la congélation dans les petites *glacières des familles*.

C'est Glauber (1) qui découvrit le sulfate de soude vers la fin du dix-septième siècle, en traitant par l'eau bouillante le résidu de la préparation de l'*esprit de sel* (acide chlorhydrique) au moyen du sel marin et du vi riol de fer calcinés dans une cornue. Ce résidu, nommé *caput mortuum, terre damnée*, lui fournit de gros prismes transparents; c'était le sulfate de soude auquel il donna le nom de *sel admirable*, à cause de la beauté de ses cristaux : on l'appela plus tard *sel de Glauber*, dénomination qui s'est conservée dans les pharmacies. La découverte de ce composé, ainsi que celle d'un autre produit salin, son *sel secret* (sulfate d'ammoniaque), apprirent à Glauber et aux chimistes de son temps qu'il était possible de créer des sels comparables à ceux qu'on trouve dans la nature, ce qu'on ne savait pas encore.

État naturel. — Anhydre, le sulfate de soude, NaO, SO^2 , se rencontre en cristaux aux environs de Madrid, dans un endroit nommé *Salins d'Espartine*, et sur les collines d'Aranjuez. Ce minéral est désigné sous le nom de *Thenardite*.

Hydraté, il se montre en efflorescences dans les mines de sel gemme, les terrains houillers, à la surface de plaines souvent très-étendues, comme à Marienberg en Allemagne, sur les laves récentes du Vésuve et de l'Etna, à la solfatare de Pouzzoles, et il forme des dépôts considérables en Espagne, dans les vallées de l'Èbre, près de Lodosa, où on l'exploite. On l'appelle *Reussin* ou *Reussine*.

On le trouve encore en dissolution dans les eaux de plusieurs sources, particulièrement de celles qui contiennent du sel marin (Dieuze, Château-Salins, etc.), dans les eaux de la plupart des lacs qui fournissent le *natron*, et de beaucoup d'autres de la Sibérie, de l'Autriche, de la Basse-Hongrie, dans un grand nombre d'eaux minérales, enfin dans les eaux de la mer.

Dans les lacs dont il vient d'être question, le sulfate de soude paraît se former journellement par la réaction du sel marin et du sulfate de magnésie qui s'y trouvent réunis; réaction qui se manifeste surtout à de basses températures : aussi est-ce en hiver que le sulfate de soude apparaît en plus grande quantité dans ces lacs.

Dans nos salines de l'Est, et surtout dans celles de Moyenvic, de Dieuze, de Château-Salins, on extrait des eaux salées qu'on y exploite des masses de sulfate de soude; voici comment :

(1) Né à Karlstadt en 1604, mort à Amsterdam en 1663, où il avait fondé une école de chimie, Glauber a signalé sa carrière par un certain nombre de découvertes importantes et par la publication de beaucoup d'écrits qui ont joui d'une grande vogue jusqu'à la fin du XVIII^e siècle. Admirateur de Paracelse, il croyait à l'alchimie et cherchait des médicaments dans les composés chimiques qu'il obtenait. C'était un opérateur fort habile, et c'est à lui qu'on doit l'usage des creusets de Hesse.

Extraction dans les salines de l'Est. — Les eaux sont concentrées dans des chaudières de tôle peu profondes, mais offrant une large surface. A un certain point de concentration, elles se troublent et laissent déposer une matière blanche, qui est connue des ouvriers sous le nom de *schlot*; c'est un sulfate double de soude et de chaux peu soluble. On rassemble avec soin ce schlot, on le lave à l'eau froide pour enlever le sel marin qui y adhère, et on le traite par l'eau bouillante qui le décompose, en dissolvant le sulfate de soude et laissant précipiter le sulfate de chaux. La liqueur claire est décantée, puis évaporée convenablement et mise à cristalliser. Les cristaux obtenus sont ordinairement redissous dans une petite quantité d'eau bouillante, et la solution est agitée jusqu'à son entier refroidissement. Par cette manœuvre, le sel se dépose en petits prismes aiguillés, ressemblant beaucoup au *sel d'Epsom* du commerce (sulfate de magnésie), pour lequel on le vend quelquefois sous le nom impropre de *sel d'Epsom de Lorraine*.

Caractères distinctifs. — Lorsqu'on laisse refroidir tranquillement la solution du sulfate de soude, il se dépose de magnifiques cristaux réguliers d'une grande transparence; ce sont des prismes à quatre ou six pans terminés par un sommet dièdre ou par une pyramide à quatre faces; ils renferment 56 p. 100 d'eau ou 10 équivalents = $\text{NaO}, \text{SO}_3, 10 \text{HO}$. Mais ils la perdent en grande partie dans l'air, s'effleurissent et tombent en poussière blanche.

Ce sel a une saveur fraîche qui paraît bientôt légèrement amère. Chauffé, il fond dans son eau de cristallisation, se dessèche et n'éprouve la fusion ignée qu'au-dessus du rouge; il résiste ensuite à la température la plus élevée.

Il est très-soluble dans l'eau, mais sa solubilité suit, comme l'a montré Gay-Lussac, une marche très-singulière. Elle augmente rapidement depuis 0° jusqu'à 32°,73, où elle est à son maximum, et à partir de ce terme elle va en diminuant jusqu'à 103°,47, terme de l'ébullition de la liqueur; à ce point elle est à peu près la même que celle qui correspond à 30°,75. C'est ce que vous allez voir par le tableau suivant :

Température.	Sel anhydre dissous par 100 d'eau.	Sel cristallisé dissous par 100 d'eau.
0°	5,02	12,17
13°30	11,74	31,33
25°05	28,11	99,48
30°75	43,05	215,77
32°73	50,65	322,12
40°15	48,78	291,44
50°40	46,82	262,35
70°01	44,35	»
103°17	42,85	»

Le sulfate de soude est donc du petit nombre de ces corps dont la solubilité décroît lorsque la température augmente, à partir d'un certain

terme. Vous apprendrez plus tard que la chaux et la magnésie offrent le même phénomène.

Sulfite de soude.

Usages. — Ce sel a pris dans ces dernières années une importance assez grande, parce qu'on en fait usage dans les amphithéâtres de dissection pour conserver les cadavres, d'après les indications de M. Suquet. On injecte dans l'aorte 3 à 4 litres d'une solution marquant 25° à l'aéromètre. On l'emploie aussi, sous le nom d'*antichlore*, dans les papeteries, pour enlever le chlore qui reste dans la pâte de chiffons après son blanchiment. On s'en sert aussi dans le *mûtage* des vins et des liquides sucrés. Il remplace souvent l'acide sulfureux dans le blanchiment des fils et tissus de laine, de la paille, etc.

Préparation. — On l'obtient en faisant passer un courant de gaz sulfureux dans une solution de carbonate de soude; la substitution du premier à l'acide carbonique s'opère avec dégagement de chaleur. Dans les fabriques de produits chimiques, on a recours à trois sortes d'appareils.

En vous parlant de l'acide sulfureux, je vous ai fait connaître l'un d'eux, dont je reproduis ici la figure (fig. 461). Dans ce cas, on produit le gaz

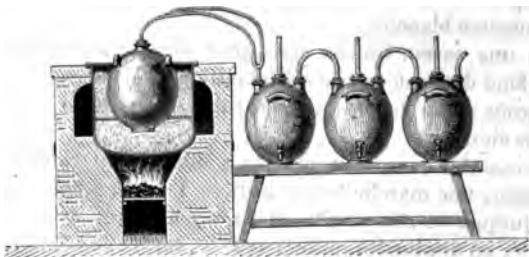


Fig. 461. — Appareil pour la fabrication du sulfite de soude.

au moyen de l'acide sulfurique et du charbon ou de la sciure de bois.

Un second appareil qui permet d'agir sur une plus grande échelle est plus compliqué (fig. 462). Il comprend : 1° un four à soufre A surmonté d'une cheminée en tôle B, qui fournit le gaz sulfureux nécessaire; 2° un tube de dégagement en tôle plombée CC, à deux courbures, entouré d'une double enveloppe dans laquelle circule un courant d'eau froide; 3° une caisse rectangulaire en plomb, à cloisons alternativement interrompues c, c, c, c pour forcer le gaz à suivre le chemin tracé par les flèches; 4° un réservoir G contenant la solution alcaline. Celle-ci entre dans la caisse en sens opposé au courant du gaz qui arrive en D, et elle s'écoule par le trop plein H, plus ou moins saturée d'après la vitesse de



l'écoulement ; 5° la caisse est rafraîchie par un courant d'eau qui va de E en F. 6° L'acide sulfurique qui a pu se former s'échappe du tube C par un plus petit tube qui plonge dans un récipient O. 7° L'excès du gaz sulfureux sort du dernier compartiment de la caisse par le tube I

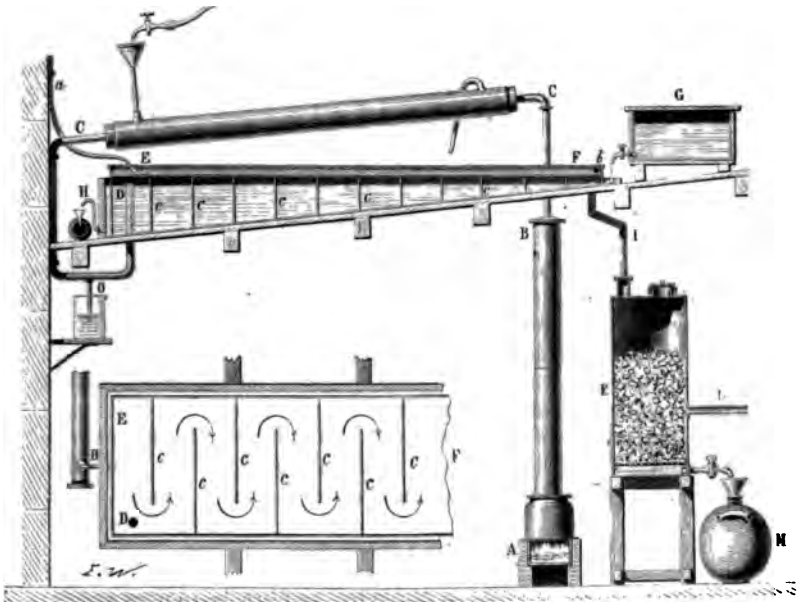


Fig. 462. — Appareil de Payen pour la fabrication du sulfite de soude.

pour entrer dans une autre caisse verticale K remplie de cristaux de soude humides ; ces derniers sont transformés peu à peu en sulfite qui se dissout à mesure dans l'eau abandonnée par les cristaux ; la liqueur se réunit dans la bonbonne M. Quant au tuyau L, il conduit les gaz dans une cheminée d'appel.

Chez M. Gélis, on fait arriver directement le gaz sulfureux sur des cristaux de soude contenus dans une série de caisses rectangulaires en sapin placées les unes sur les autres et formant une sorte de colonne de 4 mètres environ de hauteur. Les caisses sont ouvertes sur leurs deux fonds et portent des diaphragmes en bois percés de trous sur lesquels les cristaux sont posés. La colonne repose sur un bac de bois doublé de plomb ; elle peut contenir 1500 kilogr. de cristaux. Le gaz sulfureux sortant du four à soufre est dirigé par un tuyau sous le diaphragme de la caisse inférieure. La solution de sulfite tombe dans le bac qui la déverse dans un deuxième bac extérieur ; elle marque 35° à l'aréomètre.

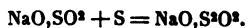
Comme elle renferme une certaine quantité de bisulfite, on la ramène à l'état de sel neutre au moyen d'une proportion convenable de carbonate de soude, puis on la concentre jusqu'à 40° dans de grandes chau-dières plates, en tôle, chauffées directement. On la met à cristalliser dans de petites marmites en fonte semblables à celles qui servent dans les usines à soude.

Caractères distinctifs.— Le sulfite de soude cristallise en prismes obliques qui contiennent 10 équivalents d'eau = $\text{NaO}, \text{SO}_2, 10 \text{HO}$. Il a une saveur sulfureuse, une réaction faiblement alcaline; il est très-soluble; sa solution attire l'oxygène de l'air et se convertit en sulfate. Il est facilement décomposé par la chaleur.

Hyposulfite de soude.

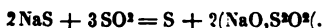
Usages.— Ce sel, découvert, en 1802, par Vauquelin, dans les résidus de la soude artificielle, a été longtemps sans emploi, mais depuis une vingtaine d'années il joue un très-grand rôle dans les opérations photographiques par suite de sa facilité à dissoudre le chlorure, le bromure et l'iodure d'argent. On l'a aussi utilisé dans les embaumements. C'est un agent réducteur de premier ordre.

Préparation.— On le prépare en faisant bouillir une dissolution de sulfite neutre de soude à 35° sur un excès de fleur de soufre. L'équation suivante montre ce qui se passe dans ce cas.



Lorsque le soufre cesse de se dissoudre, on filtre la liqueur sur des toiles et on la met à cristalliser dans des marmites en fonte.

M. Gélis agit autrement. Il fait passer un excès de gaz sulfureux sur du sulfure de sodium solide placé, en guise de cristaux de soude, dans la colonne à fabriquer le sulfite de soude. Les deux éléments du sulfure s'oxydent aux dépens du gaz sulfureux, ainsi que l'apprend l'équation suivante :



L'hyposulfite se dissout à mesure dans la petite quantité d'eau que renferme le sulfure et se réunit au bas de la colonne. On concentre la liqueur et on la met à cristalliser.

Caractères distinctifs.— Les cristaux qu'on obtient sont de grands prismes rhomboïdaux obliques terminés en biseau et portant des facettes sur les arêtes. Ils offrent la composition suivante :

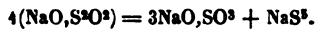


Ils sont incolores, inodores, pourvus d'une saveur très amère et désa-



gréable ; ils sont inaltérables à l'air, très-solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool.

La chaleur décompose ce sel et le convertit en sulfate de soude et en quintisulfure de sodium.



Tous les acides versés dans la solution produisent un dépôt de soufre et un dégagement d'acide sulfureux.

VINGT-QUATRIÈME LEÇON

COMPOSÉS MÉTALLIQUES DE LA PREMIÈRE SECTION

(SUITE).

Sommaire. — Du sel marin ou sel de cuisine. — Sa manière d'être dans la nature. — Exploitation des mines de sel gemme, des sources salées et des eaux de la mer. — Composition des eaux de la mer. — Moyen d'en obtenir l'eau douce pour les équipages des vaisseaux. — Des marais-salants. — Eaux mères de ces marais traitées par le procédé Balard. — Raffinage du sel gris. — *Chlorure de potassium*. — De l'azotate de potasse. — *Nitrification* ; fabrication et raffinage du *salpêtre*.

Du chlorure de sodium.

Historique. — Le chlorure de sodium est un des composés qui ont reçu le plus d'applications. On en fait usage, en effet, dans l'économie domestique, la médecine, les arts industriels et l'agriculture.

Son emploi comme assaisonnement remonte aux premiers âges du monde ; l'histoire a conservé le nom de Phidippus qui, le premier, en Grèce, eut l'idée de l'appliquer à la conservation des aliments. Tous les peuples de l'antiquité se sont formés sur cette précieuse substance les idées les plus superstitieuses : sa véritable nature a été méconnue presque jusqu'à nos jours ; ce n'est guère que vers le milieu du dix-huitième siècle qu'on a commencé à l'entrevoir. Marggraf, célèbre chimiste de Berlin, démontra le premier, par des expériences précises, qu'on peut retirer de ce sel de l'acide chlorhydrique et un véritable alcali, très-différent de la potasse, auquel il donna le nom d'*alcali fixe minéral* ; c'est la *soude* de notre époque.

Nommé pendant longtemps *sel commun*, *sel de cuisine*, *sel marin*, *sel de roche*, *sel gemme*, puis *muriate* et *hydrochlorate de soude*, il n'a été désigné sous le nom de CHLORURE DE SODIUM que postérieurement à la découverte du chlore.

Composition. — Il est formé, en nombres ronds, sur 100 parties, de

Sodium.....	40
Chlore..	60
	100

et il est représenté par le symbole NaCl.

État naturel. — **Sel gemme.** — C'est certainement le corps le plus abondamment répandu dans la nature. Il s'y montre sous deux états : en couches plus ou moins considérables dans le sein de la terre, et en dissolution dans certaines eaux, telles que celles de la mer, des lacs et des fontaines salées.

Il y a des mines de *sel gemme* dans presque toutes les contrées ; mais les plus considérables sont celles de l'Allemagne méridionale, de la Hongrie, de la Pologne, de l'Espagne, de l'Angleterre, de la France, de la Toscane, de l'Afrique, du Pérou et du Chili dans l'Amérique du Sud, de l'État de New-York et de New-Iberias en Louisiane pour l'Amérique du Nord.

En Europe, celles de Wieliczka et de Bochnia, près de Cracovie, sont les plus célèbres. Elles s'étendent jusqu'en Moldavie, au pied septentrional des monts Karpathes. Elles ont été découvertes, vers le milieu du treizième siècle, sous le règne de Boleslas V, roi de Pologne. Casimir le Grand régla leur exploitation, et depuis cette époque, ces salines ont été une source inépuisable de richesse pour ce pays. Elles ont une longueur de plus de 100 myriamètres (20 lieues) ; leur largeur est quelquefois de 20 myriamètres (40 lieues) ; elles sont actuellement exploitées à une profondeur de plus de 400 mètres, et à 65 mètres environ au-dessous du niveau actuel des mers. C'est une succession de vastes souterrains, une ville immense, avec ses rues, ses places publiques, ses cabanes pour les mineurs et leurs familles, dont plusieurs centaines y sont nés et y finissent leurs jours. Il y a des chapelles pour le service du culte, et plusieurs des galeries sont plus élevées et plus larges que des églises. Un grand nombre de lumières y sont toujours entretenues, et leur flamme, réfléchie de toutes parts sur les murs de sel, les fait paraître tantôt clairs et étincelants comme le cristal, tantôt brillants des plus belles couleurs, ce qui présente un admirable coup d'œil (1).

La quantité de sel que l'on a tirée de ces mines, depuis leur découverte, s'élève, d'après les archives, à plus de 600 millions de quintaux. La première couche de sel pur est à 300 mètres environ au-dessous de la surface du sol.

Une autre mine, non moins remarquable, est celle d'Iletskizaschita,

(1) On lira avec intérêt la relation d'une *Excursion faite dans ces mines célèbres*, en 1833, insérée dans la *Revue britannique*, t. XII, 3^e série, 1834, p. 160.



sur l'Iéver, à 80 kilomètres d'Orenbourg (Russie d'Europe). Le sel y forme un banc de 10 kilomètres de longueur et de plus de 160 mètres d'épaisseur; il n'est recouvert que de quelques décimètres de sable qu'on enlève facilement à la pelle; le sel, situé au dessous, est aussi beau que celui de Wieliczka.

En France, on ne connaît guère que 13 mines ou dépôts de sel gemme, sur lesquelles 9 seulement sont exploitées; elles sont situées dans les départements du Jura, de la Haute-Saône, de la Meurthe, de la Moselle, de l'Ariège et des Basses-Pyrénées. Les plus importantes sont celles de la vallée de la Seille (Meurthe), où se trouvent les célèbres gîtes de Dieuze et de Vic qui, dans une épaisseur de 68 mètres, offrent jusqu'à 13 couches superposées et distinctes de sel. Les dépôts de l'Ariège sont inexploités.

Exploitation des mines de sel gemme.— L'exploitation des mines de sel gemme se fait comme celle des carrières de pierres calcaires; on en détache des masses plus ou moins considérables, qu'on verse immédiatement dans le commerce. Quand le sel est impur, on le dissout et on le met à cristalliser. Souvent on fait séjourner de l'eau dans les galeries des mines, et quand elle est saturée de sel, on la soutire à l'aide de pompes, puis on la fait évaporer pour en obtenir le produit solide. C'est ce qui se pratique dans les salines d'Hallein, au pays de Salzbourg, dans celles de Bex du canton de Vaud (Suisse), dans celles de la Souabe, de la Bavière, du Wurtemberg, et dans les exploitations plus petites de Salins dans le Jura, de Salins et de Bressou, dans les Basses-Pyrénées.

Le plus habituellement, le sel gemme est coloré en jaune, en brun ou en rouge, quelquefois en violet, en bleu ou en vert, soit par des argiles, soit par des oxydes de fer ou de manganèse, soit enfin par des matières d'origine organique, restes d'infusoires ou d'animalcules microscopiques. Il renferme presque toujours un peu de chlorure de potassium.

Certains sels gemmes contiennent de l'iode. Dans les mines de Wieliczka, il y a des cristaux qui présentent un fait fort curieux, signalé par M. Dumas. Non-seulement ils décrépitent quand on les chauffe, mais aussi quand on les met en contact avec l'eau; dans cette dernière circonstance, il en sort une infinité de bulles gazeuses. Il est évident que ce gaz est emprisonné dans des cavités microscopiques à un état de forte condensation. A mesure que le sel se dissout, ces cavités éprouvent peu à peu un affaiblissement de leurs parois qui permet bientôt au gaz de les rompre en s'échappant avec explosion. Beaucoup de ces cristaux contiennent la moitié de leur volume de gaz, ce qui est énorme, surtout quand on songe qu'on n'aperçoit dans ce sel aucune cavité appréciable à l'œil. Ce gaz, d'après H. Rose, offre à peu près la composition du gaz des marais (C²H⁴). Ce chimiste pense qu'il

est probablement condensé au point d'être à l'état liquide ou solide dans l'intérieur de la masse, et qu'il reprend l'état de fluide élastique à la pression ordinaire.

Lacs salés. — Les lacs salés sont extrêmement nombreux, et on les rencontre principalement dans les grandes plaines de nos continents. Ils sont communs dans la Russie d'Europe et d'Asie, la Sibérie, la Perse, la Hongrie, l'Afrique. Le sol même des contrées où sont ces lacs est tout imprégné de sel, et l'on en cite des masses solides, qui se montrent çà et là à fleur de terre, dans les parties où la sécheresse habituelle du climat permet leur conservation. Les eaux des lacs salés ont une couleur rougeâtre, et dégagent une odeur bitumineuse. Elles renferment depuis 1 jusqu'à 24 p. 100 de leur poids en sel marin.

Sources salées. — Leur traitement. — Il y a des sources salées dans presque tous les pays. Le sel marin y est toujours associé à d'autres sels, et principalement aux sulfates de soude, de chaux et de magnésie. Elles viennent manifestement de terrains salés qu'elles ont lavés sur leur passage, et telle est la circulation des eaux dans l'intérieur du globe, que les plus salées peuvent souvent être les plus éloignées du lieu où elles dissolvent le sel gemme.

Ces sources sont très-répandues dans toute l'Allemagne. En France, on en connaît 27 réparties dans les départements de l'Ariège, du Doubs, de la Meurthe, de la Moselle, du Jura, des Basses-Alpes et des Basses-Pyrénées. Treize seulement sont exploitées, notamment celles de la Moselle, de la Meurthe, du Doubs et des Basses-Pyrénées, aux environs de Bayonne.

Quand ces sources sont assez riches en sel marin, on les fait immédiatement évaporer dans de grandes chaudières en fer, carrées, peu profondes et très-larges. Lorsqu'elles ne renferment que quelques centièmes de sel, on les soumet d'abord à une évaporation spontanée, en les faisant tomber sur des masses de fagots d'épines, très-hautes et placées sous des hangars ouverts.

Voici la forme générale de ces appareils (*fig. 463*), qui sont connus sous le nom de *Bâtiments de graduation*.

Les eaux se divisent à l'infini, traversent les fagots en présentant une grande surface à l'évaporation, et se réunissent plus concentrées dans le bassin inférieur, d'où on les dirige une seconde, une troisième fois sur les fagots, jusqu'à ce qu'elles aient acquis une densité de 1,140 ou qu'elles marquent environ 25° au pèse-sels de Baumé. On termine alors leur concentration dans des chaudières de fer carrées, peu profondes et très-larges.

Pendant les premiers temps de l'ébullition, il se fait un dépôt de *schlot*, qu'on enlève à mesure et qu'on accumule dans des augets en tôle, nommés *augelots*, qui sont placés au-dessus des chaudières. Au



bout de 15 à 20 heures de feu, le *schlotage* est terminé et le sel marin commence à se déposer.

On fait alors passer la liqueur dans d'autres chaudières que l'on chauffe doucement ; le *salinage* s'opère, c'est-à-dire que le sel se pré-

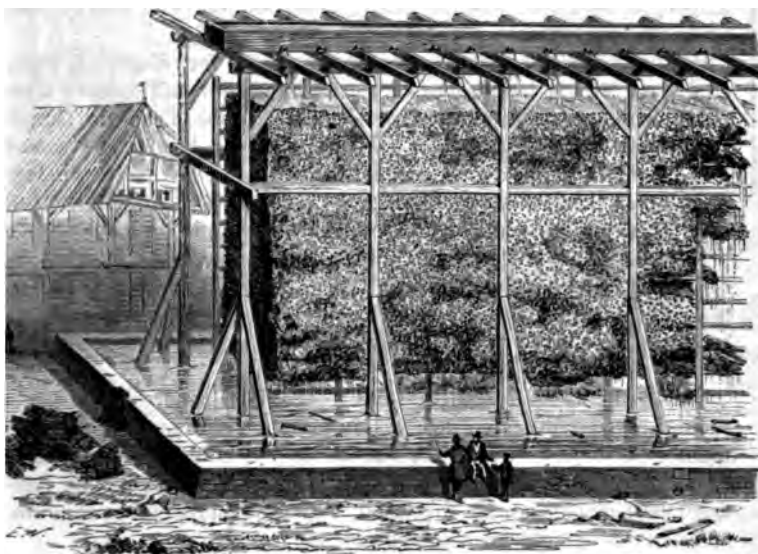


Fig. 403. — Bâtiments de graduation.

cipite en petits cristaux confus ; on l'enlève au fur et à mesure avec des écumoirs ; on le met à égoutter dans des trémies, puis on le porte au séchoir.

On continue le salinage jusqu'à ce que le sel soit trop impur ; on fait écouler les eaux-mères et on les remplace par de nouvelles eaux sortant des chaudières de *schlotage*. Ces eaux-mères sont ordinairement très-riches en sulfate de magnésie, ainsi qu'en chlorure, iodure et bromure de magnésium.

Composition des eaux de mer. — Les eaux de la mer diffèrent essentiellement des autres espèces d'eaux naturelles par leurs caractères physiques, qui sont dus à leur constitution chimique toute particulière. Elles ont une saveur salée, un peu amère et nauséabonde, et sur les côtes une odeur désagréable ; elles possèdent, en outre, une certaine viscosité ; elles tiennent en dissolution des sels dont la quantité varie depuis 3 jusqu'à 4 p. 100 du poids de l'eau et dont le chlorure de sodium fait la plus grande partie, quoiqu'il s'élève rarement à plus de 3 p. 100.

Voici toutes les matières salines qui ont été reconnues dans les eaux des différentes mers : chlorures de sodium, de potassium, de magnésium, de lithium ; sulfates de chaux, de magnésie, de potasse, de soude ; bicarbonates de chaux, de magnésie, de fer, de manganèse ; phosphates de magnésie, ammoniaco-magnésien ; chlorhydrate d'ammoniaque, iodure de sodium, bromures de sodium et de magnésium, acide silicique, bitume, matières organiques.

Il faut ajouter à ces substances de l'oxyde de fer, d'après J. Davy, et d'après MM. Malaguti, Durocher et Sarzeau, des millièmes d'argent, de plomb et de cuivre. Un myriamètre cube d'eau du Grand-Océan contiendrait, d'après eux, 1000 kil. d'argent. Les fucus et autres plantes marines en renfermeraient 26 fois plus, par suite de leur puissance d'assimilation, au moyen de laquelle ils concentrent aussi dans leurs tissus l'iode et le brome des eaux qui les baignent.

La présence des métaux dans ces eaux est facile à comprendre, lorsqu'on sait que les sulfures d'argent, de plomb et de cuivre sont très-répandus dans la nature et qu'ils font partie de tous les minerais métalliques : l'eau salée attaque ces sulfures et les transforme en chlorures qu'elle dissout.

M. Forchhammer a également trouvé dans les cendres des mêmes plantes marines du zinc, du cobalt, du nickel qu'elles avaient évidemment empruntés à l'eau. — M. Wilson, de son côté, a reconnu, dans l'Océan Atlantique, sur les côtes d'Écosse, la présence du fluor ; M. Dabrée, celle de l'arsenic ; M. Grandeau, celle du césium et du rubidium, en quantités infinitésimales, bien entendu.

Enfin, pour compléter l'énumération de toutes les matières tenues en dissolution dans l'eau des mers, il faut ajouter de l'air atmosphérique, de l'acide carbonique et de l'acide sulfhydrique libres. MM. Dumas et Lewy ont constaté que ce dernier gaz est excrété par les mollusques univalves et bivalves qui peuplent les mers.

Toutes les mers ne sont pas également chargées de matières salines. Les oscillations qu'elles présentent dans leur constitution chimique portent plus particulièrement sur la proportion des chlorures et des sulfates.

Le tableau suivant va vous démontrer la richesse comparative des eaux des principales mers :



NOMS DES MERS.	DENSITÉ de LEURS EAUX.	E A U SUR 1000 PARTIES.	MATIÈRES SOLIDES SUR 1000 PARTIES.	SEL MARIN SUR 1000 PARTIES.
Méditerranée (à Cette).	1,0258	962.5	37.5	29.4
Manche (à Fécamp).....	1,0260	966.5	33.5	26.1
Océan Atlantique.....	1,0286	963.7	36.3	25.1
Mer du Nord.....	1,0234	969.7	30.3	23.5
— Noire.....	1,0136	972.4	17.6	14.0
— d'Azow.....	1,0097	988.1	11.9	9.6
— Caspienne.....	1,0053	993.7	6.3	3.6
— Morte (1).....	1,9991	850.7	149.3	110.0

Vous le voyez, Messieurs, la salure des différentes mers n'est pas absolument la même. Les petites mers sont moins salées que les grandes, excepté la mer Morte et la Méditerranée, ce que l'on doit attribuer à la forte évaporation qui a lieu à leur surface, relativement à la faible masse d'eau qu'elles renferment. Dans le Grand-Océan, la salure n'est pas plus forte sous l'équateur que sous les pôles, mais, d'après M. Darroudeau, la densité et le degré de salure sont plus considérables au fond qu'à la surface.

Distillation de l'eau de mer pour avoir de l'eau potable. — L'eau de mer est impropre à la boisson et aux autres usages de la vie; elle ne peut, en effet, ni cuire les légumes et les viandes, ni dissoudre le savon qu'elle décompose. Aussi embarque-t-on toujours de l'eau fraîche à bord des bâtiments. On a cherché les moyens de rendre l'eau de mer potable. La distillation fut le premier procédé auquel on eut recours, et, après bien des essais, c'est à lui qu'on a définitivement donné la préférence (2).

Le capitaine Freycinet, dans son voyage autour du monde, à bord de l'*Uranie*, s'est procuré de bonne eau pour le service de son équipage, en distillant l'eau de mer dans un appareil construit par ses ordres, sous les yeux du chimiste Clément. Cet appareil (fig. 464) se compose d'une chaudière C et d'un réfrigérant B, dans lequel est logé un serpentín ss, où circule la vapeur qu'amène le tube bb. L'eau de mer, avant d'arriver dans la chaudière, passe dans une botte A, formant filtre; la filtration s'opère à l'aide de toiles métalliques tt, t't,

(1) La mer Morte n'est pas l'eau minérale la plus chargée de substances salines. Le grand Lac salé de l'Utah, cette mer intérieure des Mormons, l'emporte encore sur elle, d'après les analyses du général Frémont. Un voyageur français, M. Rémy, y a même trouvé jusqu'à 330 p. 1000 de substances salines.

(2) C'est Jean-Baptiste Porta, né à Naples en 1537 et mort en 1615, qui employa le premier la distillation pour rendre l'eau de mer potable. Avec 3 litres d'eau de mer, il parvint à obtenir 2 litres d'eau douce.

qui arrêtent les corps étrangers en suspension ; l'eau, ainsi clarifiée, est dirigée par le tuyau *di*, dans le tube *cc* qui débouche au fond du réfrigérant. Dans celui-ci, l'eau prend déjà de la chaleur, puis elle est conduite par le tuyau *gg* dans un réservoir *ii* placé sous le cendrier, où sa température augmente encore. De là, elle monte dans la chaudière

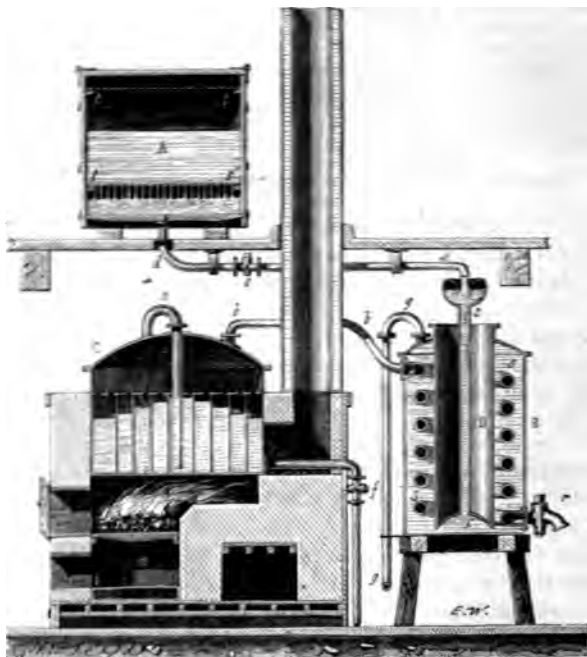


Fig. 464. — Appareil de Clément pour la distillation de l'eau de mer.

par le siphon *aa*, qui s'amorce de lui-même, parce que la courbure *a* est à un niveau plus bas que l'eau du réfrigérant. Le siphon descend au centre d'une cloison en spirale fixée au fond de la chaudière. On purge celle-ci de temps en temps de l'eau sursaturée de sel, au moyen du tuyau *f*. Quant à l'eau douce condensée dans le serpentin, elle en sort par le robinet *r*.

Cet appareil, bien combiné dans son ensemble, procure par jour 1000 litres d'eau distillée, au prix de 1 centime le litre. En abandonnant cette eau pendant 15 à 20 jours au contact de l'air, elle perd peu à peu sa saveur désagréable, et devient semblable à l'eau de rivière.

Rochon en 1813, de Keraudren en 1816, le capitaine danois de Konnig en 1828, Wells et Davies en 1836, Peyre et Rocher en 1839, M. Normandy en 1851, ont perfectionné successivement les appareils distilla-



toires pour la marine, en sorte qu'aujourd'hui les navigateurs sont à l'abri de tous les inconvénients qu'entraînait autrefois le manque d'eau douce à bord des bâtiments.

L'appareil de M. Rocher, adopté par un très-grand nombre d'armateurs, n'est autre chose qu'une cuisine de navire en cuivre étamé, dans laquelle la chaleur est utilisée tout à la fois pour la cuisson des mets et l'évaporation de l'eau : la caisse principale de cette cuisine, alimentée par l'eau de mer, fait office de bain-marie pour chauffer les compartiments où la cuisson des mets a lieu, et les vapeurs qu'elle fournit, à la température de $+108^{\circ}$, s'élèvent dans un chapiteau dont le col est en communication avec un condenseur sous-marin, d'une disposition fort ingénieuse (fig. 465).

C'est un serpentin ordinaire *s* avec réfrigérant clos *r*, établi sous le pont du navire et au-dessous de la flottaison. Deux tuyaux métalliques sont placés horizontalement, l'un à la partie supérieure *a*, l'autre à la partie inférieure *b* du réfrigérant, et tous deux percent la coque *mm* du navire. Lorsque l'eau du réfrigérant s'est échauffée par la condensation de la vapeur qui circule dans le serpentin, les parties les plus élevées en température montent à la partie supérieure et sortent par le tuyau *a* pour s'écouler à la mer, tandis qu'une quantité proportionnelle d'eau de mer froide entre par le tuyau *b*; il se fait de la sorte une circulation qui entretient, pendant toute la durée de la distillation, l'eau du réfrigérant à une température suffisamment basse pour la condensation, sans qu'il y ait besoin d'aucune surveillance. L'eau distillée s'écoule dans un réservoir *c* placé dans les parties basses du navire.



Fig 465. — Appareil Rocher pour la distillation de l'eau de mer.

On a soin de mettre à part les premiers et les derniers produits de la distillation, qu'on utilise pour les savonnages et les lavages si nombreux dans un vaisseau. On réserve pour la boisson le produit intermédiaire qui est toujours plus pur.

Une cuisine de dimension convenable pour une corvette de 32 canons, ayant 228 hommes d'équipage et consommant 684 litres d'eau douce par jour, peut donner en onze heures de chauffe 719 litres d'eau distillée, en ne consommant que 72 kil. de houille. C'est ce qui résulte

Fig. 466.— Marais salants du bourg de Batz en Bretagne.





d'expériences faites en 1839 à Rochefort par la commission maritime de ce port.

L'eau douce, provenant de la distillation de l'eau de mer, ne serait ni potable ni salubre, si l'on n'y introduisait pas de l'air au moyen d'un ventilateur, et si l'on n'y ajoutait pas quelque peu de carbonate de chaux et de sel marin.

Un des grands avantages de ces appareils distillatoires, c'est de permettre d'utiliser au moins les $\frac{4}{5}$ de la place occupée jadis par l'eau douce embarquée dans des caisses de tôle.

Voici maintenant comment on retire le sel marin des eaux de la mer.

Extraction du sel des eaux de la mer. — Ces eaux sont soumises à une évaporation spontanée à l'air libre, pendant la saison chaude, dans de vastes bassins ou réservoirs creusés sur les bords de la mer, et qu'on nomme des *marais salants*. En France, les marais, au nombre de 82, occupant une surface totale de 24248 hectares, sont situés :

1 sur les côtes de la Manche, dans le département d'Ille-et-Vilaine (1 hectare de surface);

36 sur les bords de l'Océan, dans les départements de la Charente-Inférieure, de la Loire-Inférieure, du Morbihan et de la Vendée (15320 hectares de surface);

Et 45 sur les côtes de la Méditerranée, dans les départements de l'Aude, des Bouches-du-Rhône, de la Corse, du Gard, de l'Hérault, des Pyrénées-Orientales et du Var (8918 hectares).

Les plus beaux sont à Marennes (Charente-Inférieure) et au Croisic (Loire-Inférieure).

Vous pourrez vous former une idée approchée de l'importance de l'industrie dont je vous entretiens, en apprenant que 50000 personnes sont intéressées à l'exploitation de nos seuls marais salants de l'Ouest, en qualité d'ouvriers, et 20000 comme propriétaires, fermiers, caboteurs et expéditeurs.

La figure 466 donne un aperçu des marais salants du bourg de Batz en Bretagne.

Sur les bords de l'Océan, un marais salant comprend la *saline* et les *dépendances* ou *accessoires*. On appelle *saline* l'assemblage de toutes les *appartenances* nécessaires pour l'évaporation progressive de l'eau de mer et la cristallisation du sel. Les *dépendances* sont, d'abord, un vaste réservoir d'une seule pièce, d'environ 32 à 64 centimètres de profondeur, nommé *vasière*, et quelquefois un second réservoir, nommé *cobier*, qui est partagé en plusieurs carrés longs, divisés entre eux par de petits sentiers unis de quelques centimètres d'élévation. Des chaussées, hautes d'environ 1 mètre et nommées *bossis*, entourent la saline et la séparent de ses dépendances. Ces bossis n'ont point une dimension déterminée, seulement les parties les plus larges s'appellent des *trémets*. Des conduits

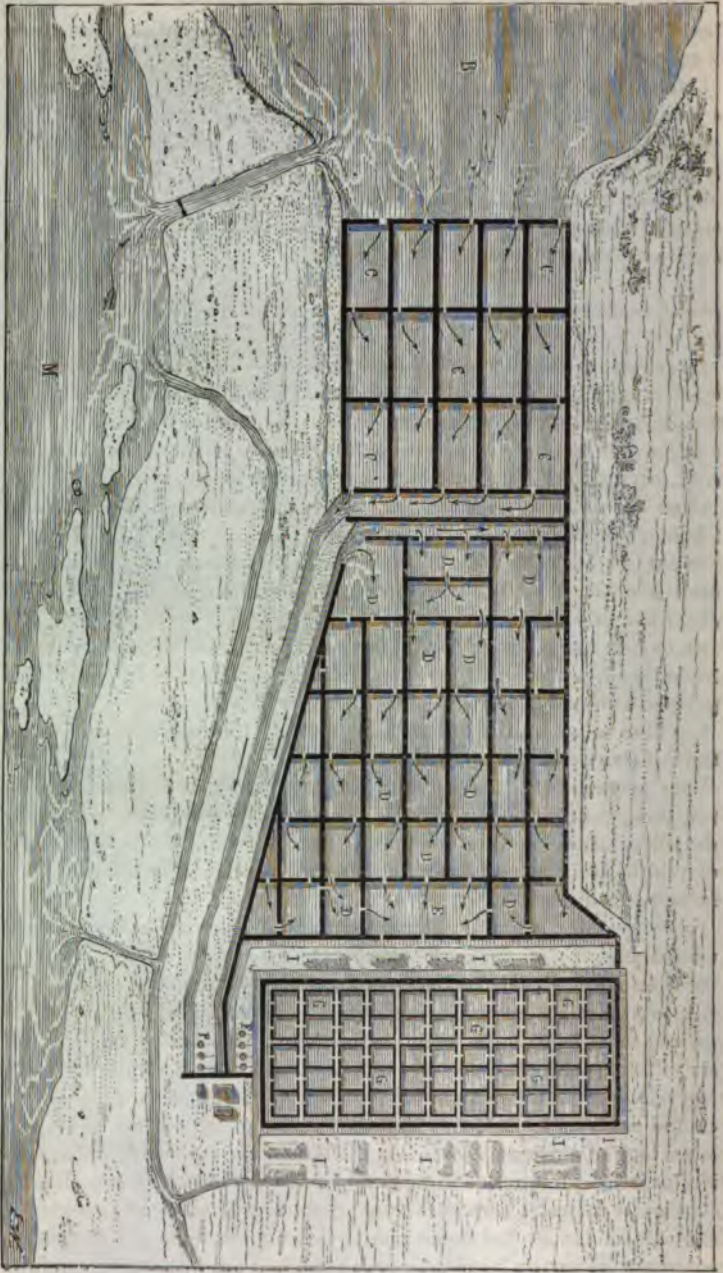


Fig. 467. — Marais salants du midi de la France.



souterrains, nommés *coëfs*, pratiqués dans l'épaisseur des bossis, servent à faire communiquer la saline avec le cobier et la vasière.

La saline elle-même se divise en un nombre plus ou moins considérable de compartiments nommés *fares*, semblables à ceux des cobiers, qui occupent habituellement le pourtour de la saline, et qui communiquent, par de petites rigoles nommées *détivres*, avec les bassins inférieurs appelés *œillets*. Ceux-ci ne se distinguent des *fares* que par les *ladures* ou petits plateaux circulaires qui occupent le milieu de leurs cloisons; ils n'ont que 8 à 10 centimètres de profondeur.

Comme on le voit, l'eau de la mer une fois introduite dans la *vasière*, où elle dépose les matières qu'elle tient en suspension en même temps que sa température s'élève, l'opération ne consiste plus qu'à la conduire, en la faisant passer sur le sol échauffé du *cobier* et des *fares*, dans les *œillets*, où doit s'achever son évaporation. La vasière est alimentée elle-même par un canal principal et de nombreux *étiers*, qui parcourent en tous sens le marais; l'exhaussement de son sol ne permet de la remplir ou de la renouveler que pendant les *reverdiés*, c'est-à-dire pendant les grandes marées de la nouvelle et de la pleine lune.

Quand le sel est fait, et généralement cette opération demande deux jours, il se trouve divisé en deux parts. A la surface de l'eau est le sel blanc ou *menu*, qui surnage en crème légère; on se sert pour le recueillir d'une espèce de cuiller mi-plate, nommée *lunce*; ce sel est la propriété des ouvriers ou *sauniers*, à qui les *paludiers* ou maîtres l'abandonnent pour salaire. Au fond de l'œillet se trouve le gros sel ou *sel gris*; il est rare que ce dépôt ait beaucoup plus de 2 millimètres et demi d'épaisseur. Un râteau de bois plein, nommé *le las*, sert à le rassembler sur la ladure. Le lendemain, des femmes, courant pieds nus sur les cloisons glissantes de la saline, le transportent, au moyen de *gèdes* posées sur leur tête, sur les trémets, où il est mis en *mulons*. A la fin de la saison, les *mulons* sont recouverts d'une épaisse couche de terre glaise qui, bien façonnée au battoir, pourrait le conserver pendant nombre d'années sans aucune détérioration. C'est pendant qu'il est ainsi en *mulons*, que le sel s'égoutte et se dépouille des sels déliquescents, notamment du chlorure de magnésium; lorsqu'il est suffisamment sec, on le livre au commerce. C'est le *sel gris*, dont la couleur est due à un peu d'argile provenant des parois des bassins et de la couche de glaise dont on l'a recouvert.

Dans les marais salants du Midi, la disposition générale et la manière même d'opérer sont fort différentes (fig. 467). L'eau de mer M, après avoir été introduite dans un vaste bassin peu profond B, s'écoule lentement dans une série de bassins rectangulaires C, C, C plus petits et moins profonds, où elle se concentre, et passe de là dans de grands puits P, dits *puits des eaux vertes*. Des machines hydrauliques plus ou moins perfectionnées prennent ensuite cette eau, et la déversent dans de nouveaux bassins d'évaporation D, D, D, dits *chauffoirs intérieurs*,

d'où elle se rend dans un réservoir E appelé *pièce mâtresse*, et de là dans des puits F nommés *puits de l'eau en sel*. Déjà l'eau commence à saliner; elle marque 21 à 24° B.

Soutirée de nouveau à l'aide de pompes, elle entre dans des bassins G, G, G beaucoup plus petits que les premiers et qui sont désignés sous le nom de *tables salants*. C'est dans ces derniers compartiments, où la couche liquide n'a pas plus de 5 à 6 centimètres d'épaisseur, que le sel se dépose en masses compactes, formées de cristaux très-blancs et très-volumineux. L'eau est renouvelée dans ces tables tous les jours ou tous les deux jours. L'opération continue ainsi pendant toute la belle saison, c'est-à-dire d'avril à septembre. Lorsque le dépôt de sel a une épaisseur de 4 à 5 centim., on procède à la récolte ou au *levage*; pour cela, on met les tables à sec et, au moyen de pelles, on enlève le sel et on en fait des tas allongés I, I, I, I connus sous le nom de *camelles*. Cette récolte n'a lieu que deux ou trois fois, tout au plus, pendant les cinq ou six mois que dure la campagne.

Le sel du Midi est donc bien différent par son aspect et la grosseur de ses cristaux du sel de l'Ouest; il est aussi plus pur, ainsi qu'on peut le voir par le tableau que je place sous vos yeux :

Composition des sels bruts du Midi et de l'Ouest.

	Sel ordinaire du Languedoc et de la Provence.	Sel gris des côtes de la Bretagne.
Chlorure de sodium.....	95,11	87,97
— de magnésium....	0,23	1,58
Sulfate de magnésie.....	1,30	0,50
— de chaux.....	0,91	1,65
Matières terreuses.....	0,10	0,80
Eau.....	2,35	7,50
	<hr/> 100,00	<hr/> 100,00

Le sel est produit à si bon marché dans les marais salants que 100 kil. ne coûtent que 1 franc tout au plus; mais à sa sortie des marais, il est frappé d'un droit de 10 centimes par kilogramme.

Dans l'Avranchin, en basse Normandie, on suit un procédé tout différent des précédents. On récolte le sable salé des bords de la mer, au moyen d'un long rabot ferré conduit par un cheval; on le lessive dans des caisses avec de l'eau de mer, ce qui donne une liqueur très-concentrée, qu'on évapore ensuite à siccité dans de petits bassins en plomb chauffés avec du bois. La masse saline est mise dans des paniers qu'on tient suspendus au-dessus des bassins, pendant toute la durée de la concentration suivante. Humecté ainsi par la vapeur aqueuse, le sel abandonne la presque totalité de ses sels déliquescents. On le renferme en magasin pendant plusieurs mois avant de le livrer à la consommation.



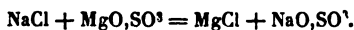
tion : il perd encore de 20 à 28 p. 100. Il est alors très-blanc, très-divisé et comme neigeux. On le connaît sous le nom de *sel ignifère*.

Cette exploitation avait lieu dès 1600 par les mêmes procédés, et dans le pays la tradition en faisait même remonter l'introduction au neuvième siècle. Autrefois, la majeure partie de la basse Normandie était approvisionnée par les salines de l'Avranchin, mais aujourd'hui elles sont peu productives et presque abandonnées (1).

Il ne reste plus en France, du reste, que 13 laveries de sable, à savoir : 7 dans la Manche, 4 dans le Calvados et 2 dans les Côtes-du-Nord.

Eaux mères des marais salants. — Procédé Balard. — Les eaux mères qui ont donné le sel dans les marais salants, et qui renferment en abondance du sulfate de magnésie, ont été pendant longtemps sans aucun emploi. M. Balard, à qui l'on doit, vous ne l'avez pas oublié, la découverte du brome, a reconnu, il y a une trentaine d'années, qu'il est possible d'extraire avantageusement de ces eaux mères du sulfate de soude, bien que ce sel n'y préexiste pas. L'influence du froid donne lieu, en effet, à une réaction très-curieuse entre le chlorure de sodium et le sulfate de magnésie, ainsi que Scheele en 1785 et Green en 1794 l'avaient déjà constaté.

A quelques degrés au-dessous de 0°, ces deux sels se décomposent mutuellement et se transforment en chlorure de magnésium déliquescant et en sulfate de soude cristallisable : c'est ce qu'exprime l'équation suivante :



M. Balard a vu que si l'on ajoute à ces eaux-mères un excès de sel marin, et qu'on les abandonne en couches minces au froid des nuits

(1) Chez les anciens, l'extraction du sel avait lieu par des moyens semblables aux nôtres. Dans l'île de Crète et sur quelques points du littoral de l'Italie et de l'Afrique, il y avait de véritables marais salants; Pline en fait mention (*Hist. Natur.*, xxxi, 7). Dans les Gaules, dans la Germanie, dans la Cappadoce, ainsi que dans beaucoup d'autres pays de l'empire romain, on exploitait, comme on le fait encore, des fontaines salées. Enfin on extrayait le sel gemme en Cappadoce, à Agrigente, à Tragasée, à Oromène.

Les marais salants étaient autrefois bien plus nombreux qu'aujourd'hui. Il y en avait dans la haute Normandie. A l'entrée de la Seine, il existait des salines, aux onzième et douzième siècles, sur tout le plateau renfermé entre le cap de la Hève et la falaise d'Orcher, notamment à l'Heure, à Gravelle, à Harfleur, et même à Montivilliers. Il y a eu des salines jusqu'au dix-huitième siècle, dans les marais du Havre-de-Grâce, là où étaient naguère les fossés et les fortifications. Mais l'exploitation la plus importante dans cette région a été celle de Bouteilles, près de Dieppe. Il est mention des salines de cette localité dès le septième siècle, dans une charte de Childéric, donnée à Saint-Lantberg, en 672. C'est aux onzième et douzième siècles qu'elles acquirent une grande importance. Il est constant que jusqu'au quatorzième siècle la mer allait jusqu'à Bouteilles, puisque des nefs y remontaient charger le sel. (L'abbé Cochet, *Anciennes Industries du département de la Seine-Inférieure*. — 1834.)

de l'hiver, elles laissent déposer, à 0°, du sulfate de soude très-pur en grande quantité. Dans une saline dont la surface d'évaporation est de 200 hectares, M. Balard a récolté annuellement 600000 kilogr. de sulfate de soude ; la théorie indique qu'on peut en obtenir 2500000 kilogrammes. Comme ce sel vaut à peu près quinze fois plus que le sel marin, vous comprenez, Messieurs, tout l'intérêt qui s'attache à cette opération, qui peut remplacer le sel marin par une proportion correspondante de sel de Glauber.

Dans les eaux qui ont abandonné le sulfate de soude se concentre toute la potasse que renferme l'eau de mer. L'évaporation de ces eaux aux rayons solaires laisse cristalliser du sulfate de potasse, mêlé de sulfate de magnésie qu'il est facile de séparer. M. Balard a retiré de sa saline de 200 hectares, 90000 kilogr. de sulfate de potasse pur. Ce sulfate est très-précieux, puisqu'il peut servir à fabriquer du carbonate de potasse par le même procédé qui donne la soude artificielle.

Depuis quelques années, à la saline de Giraud, en Camargue, appartenant à la grande compagnie Merle, l'exploitation des eaux-mères des marais salants est devenue tout à fait pratique et lucrative, parce qu'on a rendu continues les opérations qui ne pouvaient jusqu'alors être effectuées que pendant les froids de l'hiver, toujours si rares dans le midi de la France. Voici, en peu de mots, la méthode suivie :

Dès que les eaux ont été amenées sur le sol à 28°, elles sont emmagasinées dans d'immenses réservoirs bétonnés, d'où des tuyaux souterrains les conduisent dans le congélateur d'une puissante machine réfrigérante de Carré ; là on diminue leur concentration par un petit filet d'eau douce destiné à prévenir un dépôt de sel marin hydraté qui se produirait à — 10°. Lorsqu'elles sont refroidies jusqu'à — 18°, elles déposent la presque totalité du sulfate de soude en petits cristaux. Ce sel est enlevé, purifié des eaux-mères par son passage dans une turbine semblable à celle qu'on emploie pour l'égouttage des sucres, et enfin desséché complètement dans un four analogue à ceux qui servent à recuire le verre. Dans cet état, il est d'une pureté presque absolue.

Les eaux privées de sulfate de soude passent du congélateur dans des chaudières où on les amène à l'ébullition ; elles laissent alors déposer du sel marin très-pur, qu'on nomme *fin-fin* dans les ateliers. Lorsqu'elles ont atteint 34° à l'ébullition, on les fait écouler dans des cristallisoirs où, en se refroidissant, elles abandonnent sous la forme d'un chlorure double de potassium et de magnésium ($KCl + 2MgCl + 12HO$) la totalité de la potasse contenue primitivement dans les eaux à 28°. L'eau-mère chargée de chlorure de magnésium, et marquant de 34 à 35° à froid, n'en contient plus du tout. En la concentrant jusqu'à 38°, elle dépose par son refroidissement des quantités considérables de chlorure de magnésium cristallisé, blanc et pur. Enfin le liquide qui surnage ce dernier produit contient la plus grande partie du brome que renferment les eaux de la mer : on l'isole par le procédé que j'ai antérieurement décrit.

Quant au chlorure double de potassium et de magnésium dont il a été parlé plus haut, si on l'agite pendant une heure dans la moitié de son poids d'eau froide, presque tout le chlorure de potassium s'isole dans un grand état de pureté, tandis que le chlorure de magnésium reste dans la liqueur.

Ainsi, comme vous le voyez, par cette série d'opérations méthodi-



ques, on retire des eaux-mères des marais salants des quantités prodigieuses de sulfate de soude, de chlorure de potassium, de chlorure de magnésium et de brome dont l'industrie profite aujourd'hui. C'est là une véritable conquête de la science dont l'honneur revient à M. Balard, qui en a entrevu toute la portée pour l'avenir industriel des salines du Midi.

Sel gris. — Son raffinage. — Comme je l'ai dit précédemment, le sel gris provenant des marais salants de l'Ouest, outre les matières terreuses qui le colorent, renferme toujours des sels étrangers. Les sels de magnésie lui communiquent une saveur amère, et le chlorure de magnésium lui donne la propriété de s'humecter au contact de l'air. Une grande partie de ce sel n'est livrée à la consommation qu'après avoir subi dans des raffineries soit un simple lavage, soit une épuration complète.

Le *lavage* consiste seulement à agiter le sel dans de l'eau déjà saturée du même corps; on entraîne ainsi une partie des sels magnésiens et des matières insolubles qui restent en suspension dans l'eau de lavage; celle-ci peut servir un grand nombre de fois. On égoutte le sel, puis on le chauffe très-fortement dans des étuves en maçonnerie. On lui fait perdre par ce moyen 7 p. 100 d'eau qu'il retrouve plus tard chez les débitants.

Le *raffinage* proprement dit consiste à précipiter la magnésie, en ajoutant un lait de chaux à la dissolution du sel marin dans l'eau ordinaire. On fait ensuite passer la liqueur, pour la filtrer, à travers des vases dont les fonds percés de trous sont recouverts de ces nattes dans lesquelles on apporte le sucre des colonies. Il ne reste plus qu'à l'évaporer, ce qui se fait au moyen de deux énormes chaudières à fond plat et très-peu profondes. La première est exposée à l'action directe du feu; l'évaporation y est rapide, et on obtient du sel très-blanc en petits cristaux confus pour l'usage de la table. La deuxième chaudière n'est échauffée que par le passage des produits de la combustion. Sa température ne dépasse pas 50 à 60°. Le sel s'y dépose lentement en cristaux cubiques disposés en trémies assez volumineuses, très-recherchées pour la salaison des morues. Ce sel n'est pas chimiquement pur, mais les sels étrangers qu'il renferme encore sont en trop petite quantité pour nuire dans les applications diverses qu'on en sait faire.

Depuis quelques années, on falsifie fréquemment le sel brut, soit en le mouillant pour en augmenter le poids, soit en y mêlant du sablon, de l'albâtre, du plâtre cru, qui ont le triple effet d'accroître son poids, de lui donner un aspect plus blanc, et de le faire paraître moins humide. Le mouillage du sel s'apprécie par la dessiccation à une température de + 100°. On doit regarder comme ajoutée toute quantité d'eau qui dépasse 9 p. 100. On reconnaît par la solution et la filtration la présence des matières insolubles. Les sels blancs doivent se dissoudre sans

résidu ; les sels gris, non falsifiés, ne fournissent pas plus de 1 à 3 p. 100 de substances insolubles.

Il règne dans le monde un préjugé assez bizarre relativement au sel blanc. On est persuadé qu'il sale moins que le sel gris. Cette erreur, qu'il importe de détruire, vient sans doute de ce que le dernier, en raison des sels de magnésie qu'il contient, a une saveur amère qui se fait plus fortement sentir dans les dissolutions que la saveur salée. En faisant abstraction de cette saveur étrangère, le sel blanc, pris sous le même poids et dans le même état de sécheresse, donne aux mets une saveur franche et salée plus prononcée que le sel gris, puisque celui-ci renferme des matières terreuses qui occupent la place d'une quantité semblable de sel pur.

Il en est de même de la cassonade comparée au sucre raffiné. Vous entendez dire partout que la première sucre plus que le second, comme si les matières étrangères qu'elle contient ne devaient pas produire un effet tout contraire. Le simple bon sens fait concevoir qu'une substance, dans son état de pureté, doit présenter les propriétés qui la caractérisent à un plus haut degré que lorsqu'elle est étendue et altérée par des matières inertes.

Caractères distinctifs du chlorure de sodium. — Ce composé, amené à son état de pureté, a une saveur salée, un peu piquante, mais franche, et sans arrière-goût désagréable ; aussi est-il recherché par l'homme pour relever la saveur de ses mets, et par les animaux qui s'en montrent très-friands. Il est inodore.

Il cristallise en cubes (*fig. 468*) incolores, translucides, dont le volume n'est jamais très-considérable. Ce n'est que dans les grandes chaudières de concentration des salines qu'il se montre à la surface du liquide sous la forme d'entonnoirs

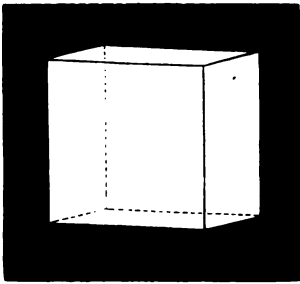


Fig. 468. — Cube de sel marin.



Fig. 469. — Trémie de sel marin.

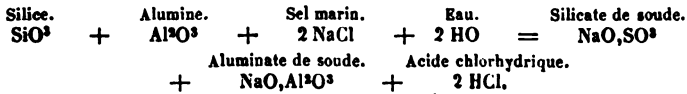
carrés ou de *trémies* d'assez grande dimension (*fig. 469*). Ce sont des pyramides creuses formées par la juxtaposition des cubes le long de leurs bords.

Dans tous les cas, ces cristaux ne contiennent que de l'eau interposée ; aussi décrépitent-ils quand on les projette sur des charbons ardents.



L'eau froide dissout presque autant de sel marin que l'eau chaude, de 35 à 40 p. 100. Sa solution saturée ne bout qu'entre + 108 et 109°, et ne se congèle que bien au-dessous de 0°, ainsi que Boyle l'a reconnu le premier. Cette circonstance, due à la grande affinité du sel pour l'eau, explique pourquoi l'eau de la mer conserve sa liquidité, tandis que l'eau des rivières se congèle.

Il éprouve la fusion ignée à la chaleur rouge, et se volatilise en fumées blanches dans un courant d'air. Ces propriétés ont été mises à profit dès 1690 par les frères Ellers, pour vernir certaines poteries de grès et de faïence. Vers la fin de la cuisson de ces poteries, on jette dans le four du sel marin, qui se volatilise aussitôt et vient s'attacher, en poudre fine, aux parois des différents vases. Là, il se décompose sous l'influence de l'argile; l'eau en vapeur, répandue dans le four, en se portant sur le sel, le transforme en acide chlorhydrique qui se dégage, et en soude qui produit, avec la silice et l'alumine des poteries, un enduit vitreux, mince et très-adhérent. Cette réaction se traduit ainsi :



Production et consommation du sel marin en France. — Je n'indiquerai pas les diverses circonstances dans lesquelles le sel marin est employé. Ses applications sont si nombreuses, qu'il faudrait consacrer un volume à leur énumération. Je préfère mettre sous vos yeux quelques chiffres concernant sa production et sa consommation en France.

La production française était évaluée, il y a cinq à six ans, à 650 millions de kilogrammes se répartissant ainsi :

Salines du Midi.....	300 millions.
— de l'Ouest.....	250 —
— de l'Est et des Pyrénées.....	100 —

D'un autre côté, la consommation annuelle en absorrait 547 millions de kilogrammes, à savoir :

Pour l'alimentation.....	370 millions.
Pour les diverses industries chimiques.....	50 —
Pour la grande et la petite pêche.....	60 —
Pour les salaisons de poissons sous la surveillance des douanes.....	7 —
Pour l'exportation.....	61 —
Restes en magasin.....	103 —
Total égal à la production.....	650

Chlorure de potassium.

État naturel. — Vous avez vu précédemment que le chlorure de potassium, KCl, isomorphe avec le chlorure de sodium qu'il accompagne presque toujours, se rencontre dans les plantes, dans les eaux des mers, et qu'on l'extrait actuellement des cendres des varechs, du salin de betteraves et des eaux mères des salines du Midi. Des gisements de ce composé important ont été découverts, en 1859 en Prusse, en 1869 à Kalutz en Galicie, et ont été exploités immédiatement. Je dois vous dire quelques mots de ce fait considérable pour l'industrie chimique.

Dans la Prusse septentrionale, à Stassfurt près de Magdebourg, et dans le petit duché limitrophe d'Anhalt-Bernbourg, il y a, à une profondeur de 200 à 300 mètres, une masse puissante de sel gemme qui offre cette particularité remarquable d'être recouverte d'une couche de 70 mètres environ d'épaisseur de différents sels de potasse, de soude et de magnésie, solubles et même déliquescents. Ce mélange comprend : sel marin imprégné de chlorure de magnésium et de traces de brome, sulfate de magnésie hydraté (*kieserite*), chlorure double de calcium et de magnésium (*tachydrite*), chlorure de potassium (*sydvine*), sulfate triple de chaux, de potasse et de magnésie (*polyhalite*), borate de magnésie uni à du chlorure de magnésium (*stassfurtite*), enfin chlorure double de potassium et de magnésium hydraté (*carnallite*).

Ce dernier composé, découvert et analysé par H. Rose, de Berlin, $KCl, 2MgCl + 12HCl$, n'est autre que le double chlorure qui, depuis quelques années, était déjà, dans quelques salines du Midi de la France, la forme sous laquelle on concentrait la potasse contenue dans l'eau de la mer. Il est devenu, depuis 1860, l'objet d'une exploitation considérable, dont la production était évaluée en 1867 à 1500 tonnes par mois ; c'est actuellement la principale richesse de ce petit bassin salifère, autour duquel de nombreuses usines sont venues apporter le mouvement et la vie dans cette localité jusqu'alors fort peu connue.

Depuis de longues années, on retirait le sel marin des mines de Kalutz, lorsqu'il y a deux à trois ans, on y a découvert du chlorure de potassium ayant les mêmes qualités que celui de Stassfurt. La production de ce sel dépasse déjà 1000 quintaux autrichiens, c'est-à-dire 84400 kilogr. par jour. \

Extraction en Prusse. — Le mélange qui renferme la *carnallite* et qui est désigné d'une manière générique sous le nom de *kalisalz*, est broyé, dissous dans l'eau à l'aide d'un jet de vapeur à haute pression dans des cuves fermées. La liqueur, dirigée dans des cristallisoirs en tôle, y dépose par le refroidissement des cristaux de chlorure de potassium qu'on soumet à des lavages et à une nouvelle cristallisation pour l'amener à ne plus contenir que 10 à 15 p. 100 de sels étrangers. Celui



qu'on livre au commerce titre, en moyenne, 82 p. 100, et il se vend à Paris 22 fr. les 100 kilogr. Il est éminemment propre à la fabrication du salpêtre, son principal emploi.

On opère de même en Galicie, et le sel qui en provient est expédié en sacs dans les grands établissements de produits chimiques de Pienna, de Vienne, de Semring. La plus grande partie sert à la fabrication du salpêtre ; les fabriques de toiles peintes en consomment aussi beaucoup.

Des azotates de potasse et de soude.

Des cinq azotates naturels, que je vous ai déjà signalés à propos de l'acide azotique, les deux qu'il importe surtout de connaître, en raison de leurs usages divers comme agents oxydants, sont ceux de potasse et de soude.

Azotate de potasse. — Connue dans l'Orient dès l'antiquité la plus reculée, nommé *nitron* ou *nitrum* par les Grecs et par les Romains, d'où est venu le mot français *nitre*, l'AZOTATE DE POTASSE prit, dans le huitième siècle, la désignation de *sel de pierre* ou *salpêtre*, et acquit, quelques siècles plus tard, une haute importance par l'emploi devenu général de la poudre à canon. Sa nature a été longtemps ignorée. Boyle, au dix-septième siècle, démontra synthétiquement qu'il est composé de potasse et d'eau-forte ; mais il faut arriver à l'époque de Lavoisier pour trouver des renseignements exacts sur sa véritable composition.

Composition. — On sait aujourd'hui que dans 100 parties de sel desséché et pur il y a :

Potasse	46,55
Acide azotique.....	53,45
	100,00

son symbole est KO, AzO⁵.

Dans le langage vulgaire, il est presque toujours appelé *nitre*, *sel de nitre* et *salpêtre*. Son nom scientifique était naguère *nitrate de potasse*.

État naturel. — On le rencontre dans beaucoup de localités différentes, comme à la surface des plaines ou des roches calcaires, sous la forme d'efflorescences blanches, d'une saveur piquante et un peu amère (1). Il se produit à chaque instant dans les lieux exposés aux

(1) Au milieu des déserts de l'Afrique, le major Gardon Laing observa, en 1825, un phénomène qui se remarque sur tous ces immenses espaces dépouillés de végétation. A l'époque du plus grand froid de la journée, c'est-à-dire au lever du soleil, la terre se couvre d'une couche de nitre.

émanations des animaux, et où il y a en même temps des bases salifiables, comme la chaux, la soude, la potasse, l'ammoniaque ou la magnésie. Ainsi, on le trouve dans tous les lieux habités, bas, sombres et humides, dans les écuries, les étables, les caves, sur les murs des habitations, mais seulement jusqu'à la hauteur où ces murs peuvent être encore humides, car l'humidité est une des conditions de sa formation; on n'en trouve pas, en effet, dans les maisons, au-dessus du premier étage (1). Le sol des celliers, des caves, des bergeries, en contient beaucoup. Il y a des azotates dans tous les endroits cultivés; ce sont les engrais qui les produisent, et toutes les plantes qui croissent près des murailles ou dans les lieux pierreux, telles que la pariétaire, la mercuriale, l'ortie, la bourrache, la buglosse, la ciguë, le grand soleil, la morelle, le tabac, l'orge, le pastel, le raifort, le cochlearia, etc., en renferment abondamment.

Les eaux des sources et des rivières contiennent toujours de l'azotate de potasse; la proportion en varie beaucoup suivant la constitution géologique des terrains qu'elles traversent. Ainsi, les eaux des lacs creusés dans les roches granitiques n'offrent que des traces de salpêtre, celles qui sortent du grès rouge ou quartzeux des Vosges n'en contiennent pas plus de 5 décigr. par mètre cube, tandis que, dans les terrains calcaires de toutes les époques, elles en renferment de 6 à 60 gram. par mètre cube.

Si, sous le rapport de la potabilité, ces différences n'ont aucune importance, elles en ont une très-grande, au contraire, sous le rapport agricole, car la présence des azotates communique aux eaux des propriétés fertilisantes très-prononcées; plus elles en sont chargées, plus elles conviennent, par conséquent, pour les irrigations.

L'azotate de potasse est presque constamment accompagné, dans ces diverses circonstances naturelles, d'azotates de chaux, de magnésie et d'ammoniaque.

Théorie de la nitrification. — La formation de ces divers nitrates est encore enveloppée de quelque obscurité. De toutes les hypothèses émises à cet égard, la plus vraisemblable est celle qui a été formulée par M. Kuhlmann. L'expérience a démontré que, dans les pays tempérés et froids, les matières animales sont pour ainsi dire indispensables à la nitrification. Or, ces matières, en se décomposant spontanément, produisent de l'ammoniaque; celle-ci rencontre, à l'état naissant, et au

(1) Le nitre qui se forme à la surface des murs, et qui se montre en petites efflorescences blanches et brillantes, d'une saveur piquante et fraîche, est une cause sans cesse agissante de destruction. Il rongé, carie et détruit les plus fortes assises, les constructions les plus épaisses et les plus solides, et rien ne peut arrêter les progrès de cette altération; aussi faut-il en extraire les pierres attaquées et les remplacer. Le peuple attribue cette détérioration des murs à l'influence des rayons de la lune: c'est un préjugé de tous les pays, qui n'a pris naissance que par suite de cette disposition générale des personnes peu instruites à tout expliquer par des causes apparentes ou surnaturelles.



milieu de corps poreux comme le sont les matériaux de construction, l'oxygène de l'air, qui la brûle et la convertit en eau et en acide azotique dont les bases alcalines s'emparent ; c'est ce que l'équation suivante vous fera mieux comprendre :



Vous vous rappelez sans doute qu'en faisant passer de l'oxygène saturé d'ammoniaque sur de l'éponge de platine légèrement chaude (fig. 470), des vapeurs épaisses d'acide azotique se produisent.

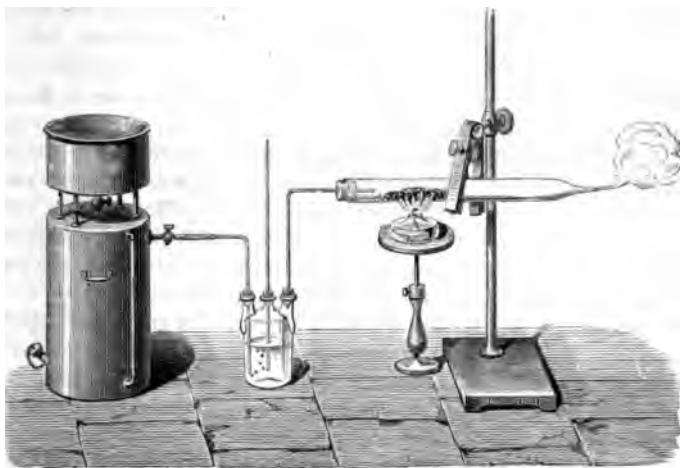
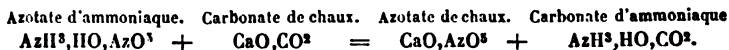
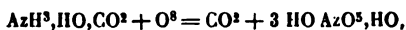


Fig. 470. — Conversion de l'ammoniaque en acide azotique par l'oxygène en présence de l'éponge de platine.

Toutefois, je me hâte de le dire, l'intervention des matières animales n'est pas toujours nécessaire pour que les phénomènes de la nitrification s'accomplissent, puisque dans les cavernes naturelles, à la surface des plaines sablonneuses, au milieu des déserts, où l'on ne voit aucun vestige de ces matières, le salpêtre prend aussi bien naissance que dans l'intérieur de nos habitations. Dans les pays chauds, la fréquence des orages, le nombre et la violence des détonations électriques peuvent seules donner l'explication du phénomène de la nitrification des terres ; car l'on sait que la foudre, en traversant l'air, détermine la formation d'une grande quantité d'acide azotique. Celui-ci, rencontrant l'ammoniaque de l'air, produit de l'azotate que les pluies amènent sur le sol ; alors, réagissant sur les carbonates alcalins qu'il rencontre, ce sel donne lieu à de doubles décompositions, d'où résultent des azotates de potasse, de chaux et de magnésie, et du carbonate d'ammoniaque. C'est ce que montre l'équation suivante :



A son tour, le carbonate d'ammoniaque, se réduisant en vapeurs, est brûlé par l'oxygène de l'air, et fournit ainsi une nouvelle quantité d'acide azotique :



qui attaque directement les carbonates alcalins du sol et les change encore en matériaux salpêtrés.

Extraction. — Dans les pays chauds, où les terres sont naturellement salpêtrées et renferment beaucoup d'azotate de potasse, comme dans les grandes plaines de la Chine, de l'Inde, de la mer Caspienne, de la Perse, de l'Arabie, de l'Égypte, de l'île de Ceylan, de la Basse-Hongrie, de l'Ukraine, de la Podolie, de l'Espagne, etc., les effets combinés de la capillarité terrestre et de la sécheresse atmosphérique amènent le salpêtre de l'intérieur du sous-sol à la superficie des plaines. Ils le font croître à la manière d'abondantes efflorescences semblables au givre qui, au milieu des ardeurs caniculaires, donnent à ces espaces l'aspect d'un pays froid dont un brouillard congelé a mis le tapis végétal sous l'abri de son duvet blanc et scintillant.

On ramasse le sel avec des balais; c'est ce qu'on appelle le *salpêtre de houssage*. Mais comme on a ramassé avec lui de la poussière, on le purifie par une dissolution suivie d'une concentration par évaporation. Il sort ainsi annuellement de la Chine, de l'Inde et de l'Égypte des quantités énormes de salpêtre obtenu sans aucune autre préparation.

Le *salpêtre de l'Inde* nous arrive en petits cristaux aiguillés d'un blanc grisâtre; sa pureté varie singulièrement. Les bonnes qualités ne renferment que 3 à 4 pour 100 de matières étrangères; mais il en est qui en contiennent jusqu'à 15 et 20 pour 100, notamment du sel marin et des substances terreuses.

Ancien procédé des salpêtriers. — En Europe, on l'obtenait jadis par un procédé long et compliqué, en exploitant les plâtras de démolition toujours chargés d'azotates de chaux et de magnésie. Ces matériaux, après avoir été concassés grossièrement, étaient soumis à des lavages méthodiques, qui fournissaient des lessives concentrées; on décomposait les sels terreux qui s'y trouvaient au moyen de potasse brute du commerce, ce qui donnait naissance à de l'azotate de potasse soluble et à un dépôt boueux de carbonates de chaux et de magnésie; on isolait, autant que possible, les sels étrangers, principalement les chlorures, par l'évaporation, ces derniers, bien moins solubles que l'azotate, se déposant au fur et à mesure de la concentration; enfin on amenait les liqueurs jusqu'à 45° et on les mettait à cristalliser. On obtenait alors ce qu'on nommait le *salpêtre brut* ou de *première cuite*, qui était livré aux ateliers du gouvernement.

Nitrières artificielles. — Dans plusieurs contrées du Nord, notamment en Suède et en Prusse, on provoquait la formation du salpêtre en construisant, à l'abri des courants d'air et dans un milieu humide, de petits murs peu épais avec de la terre calcaire poreuse gâchée avec des charrées et de la



paille ; on les couvrait d'un toit et on les arrosait de temps à autre avec des urines. Au bout de l'année, les murs étaient couverts d'efflorescences qu'on enlevait par un grattage. Mais on a généralement renoncé aux *nitrières artificielles*, à cause de leur peu de rendement et surtout parce que le bas prix du salpêtre exotique ne permet plus d'avoir recours à des procédés semblables de fabrication.

Dans les exploitations rurales, on fait de véritables nitrières en accumulant dans un lieu de décharge les balayures des cours, des greniers, les boues ramassées sur les chemins, les mauvaises herbes arrachées autour des habitations, les feuilles mortes, la terre relevée des fossés, les gazons provenant du décapage des prés, les gravois de démolition, les cendres de toute nature, les fanes de colza, de topinambour, le marc des pommes et des raisins, etc., et de temps à autre y versant, pour y entretenir une humidité convenable, des eaux ménagères, des urines, du purin. Au bout d'un an ou deux, on a un *terreau* d'un brun foncé qui constitue un engrais très-énergique, car il contient, d'après M. Bous-singault, jusqu'à 6^m,60 de salpêtre par mètre cube pesant 1200 kil. C'est presque autant qu'en contiennent les terres salpêtrées les plus riches exploitées par les salpêtriers.

Nouveau procédé des salpêtriers. — Depuis 1837, en France et dans les autres parties de l'Europe, on produit le salpêtre au moyen d'une réaction simple qui n'est qu'une application industrielle de la *loi de Berthollet* sur les doubles décompositions des sels par la voie humide. On tire parti de l'azotate de soude ou *salpêtre du Chili* que le commerce apporte en grandes quantités, et on le change en nitre, ainsi que Cartier l'a indiqué le premier, au moyen du chlorure de potassium qui est maintenant à des prix peu élevés, depuis surtout qu'on en a découvert des gisements considérables en Prusse et en Galicie, ainsi que je vous l'ai appris précédemment. Voici comment on agit :

On fait dissoudre dans la plus petite quantité possible d'eau bouillante 100 kilogr. d'azotate de soude et 87^m,30 de chlorure de potassium ; on concentre ensuite la liqueur par l'ébullition. La double décomposition suivante s'établit entre les deux sels :



De sorte que, s'il n'y avait pas de pertes, on obtiendrait par la cristallisation : 118^m,6 d'azotate de potasse et 68^m,7 de chlorure de sodium.

Comme ce dernier n'est guère plus soluble à chaud qu'à froid, il se dépose pendant l'évaporation ; on l'enlève à mesure au moyen d'écumoirs, et quand il ne s'en sépare plus, que la liqueur marquée, d'ailleurs, 45° Baumé, on la fait

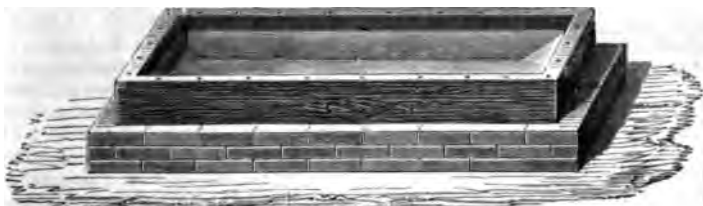


Fig. 471. — Bassin pour le refroidissement et la cristallisation confuse du nitre.

écouler dans de grands bassins (fig. 471) où elle cristallise ; mais pour n'avoir que des cristaux sableux, faciles à purifier, on l'agite avec des râteliers de bois pendant son refroidissement.

Le résultat de cette opération est livré au gouvernement par les salpêtriers sous le nom de *salpêtre brut*. Il contient généralement de 8 à 10 pour 100 de substances étrangères : eau, carbonates, sulfates, et surtout chlorures de sodium et de potassium. Un sel aussi impur ne pourrait servir à la fabrication de la poudre à tirer, aussi le soumet-on à une purification, dite *raffinage*, dans des établissements spéciaux qu'on appelle *raffineries nationales* de salpêtre.

Raffinage du salpêtre brut à Lille. — Je vais vous indiquer comment on opère dans la raffinerie de Lille, la plus considérable de France, construite il y a une dizaine d'années sur les plans de son savant directeur, M. H. Violette, qui en a fait un établissement modèle. On y raffine annuellement plus de 2 millions de kilogrammes de salpêtre.

La première opération qu'on pratique consiste à laver le salpêtre brut, dans de grands bassins pareils à ceux de la figure précédente, avec de l'eau saturée de nitre pur, et provenant d'opérations antérieures. Cette eau dissout toutes les substances étrangères par suite de ce fait curieux que l'eau saturée d'un sel ne dissout plus de ce sel, mais conserve la propriété de dissoudre les autres.

Sur 6500 kil. de salpêtre brut, on verse 25 hectolitres d'eaux salpêtrées marquant on moyenne 20° à l'aréomètre. Le sel ainsi immergé est laissé en repos pendant deux heures, après lesquelles il est agité fortement avec des pelles et des râtaux, puis relevé sur trois côtés et abandonné jusqu'au lendemain matin. Ainsi égoutté, il retient encore 3 à 4 pour 100 d'eau.

On procède alors au *raffinage* proprement dit, qui consiste dans la dissolution à chaud du salpêtre lavé et dans la séparation des impuretés au moyen de la colle de Flandre.



Fig. 42. — Chaudière de raffinage du salpêtre.

Les chaudières de raffinage sont très-grandes (fig. 42); elles ont une capacité de 63 hectolitres et elles sont montées chacune sur un fourneau dont l'air chaud, en s'échappant, passe sous un long bassin rempli d'eau de pluie, qui sert à l'alimentation des chaudières. Vingt hectolitres de cette eau, qui a déjà une température de 35 à 40°, sont introduits dans chaque chaudière, et chauffés vivement pendant qu'on y fait tomber, par lots de 40 kil. à la fois, 6500 kilogr. de salpêtre lavé. A chaque addition, on brasse fortement pour favoriser la dissolution.

Celle-ci étant complète, ce qui demande une partie de la journée, on procède au *collage*, qui doit séparer les impuretés. A cet effet, dans la liqueur bouillante, on verse une solution chaude de colle de Flandre, faite avec 2 à 3 kilogr. de cette substance pour 2 hec-

tolitres d'eau; on brasse énergiquement avec une écumoire à long manche; on donne un coup de feu pour remonter le liquide à l'ébullition; les écumes qui surnagent en abondance sont successivement enlevées à l'écumoire et mises à part pour être traitées ultérieurement.

La dissolution salpêtrée est bientôt clarifiée et ne montre plus à sa surface que quelques écumes blanches, qui ne sont que du salpêtre; elle marque 56° à l'aréomètre, et sa température varie entre 112° et 115°. Le feu est alors entretenu moins activement, et on ne maintient pendant toute la nuit qu'une faible



ébullition jusqu'au moment du soutirage, uniquement pour qu'une liqueur aussi saturée de sel ne laisse pas déposer des cristaux volumineux, qu'il serait difficile d'enlever des chaudières.

Dès le lendemain matin, à l'aide de la pompe à demeure *a* placée sur chaque chaudière et d'un chenal ou conduit en cuivre, on fait passer la liqueur claire dans les bassins de cristallisation (*fig. 473*). Là, des ouvriers armés de larges

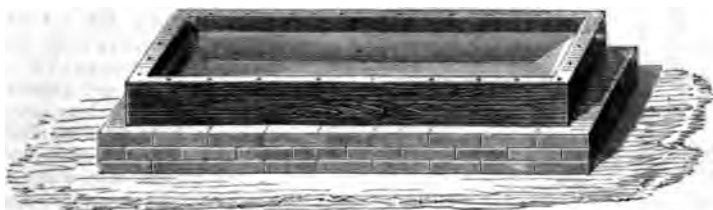


Fig. 473. — Bassin de cristallisation.

râbles, l'agitent et la brassent sans cesse pour hâter son refroidissement ; d'abondantes vapeurs d'eau se dégagent ; la liqueur se trouble et laisse déposer en abondance le salpêtre sous forme de neige, en cristaux microscopiques. Ceux-ci sont ramenés, au fur et à mesure, à l'aide de râteaux, sur la partie la plus élevée des plans inclinés, afin qu'ils puissent s'égoutter. Lorsque la solution est revenue à la température ambiante et ne dépose plus sensiblement de nitre, on la fait écouler dans un réservoir souterrain. Quant au sel qu'on laisse s'égoutter pendant toute une nuit, on l'enlève avec des pelles percées en écumoire et on le distribue dans des caisses pour y être lavé.

Ces caisses, qui ont la forme d'une trémie allongée, sont en chêne, avec double fond *ab* percé de trous (*fig. 474*) ; elles sont partagées en deux compar-

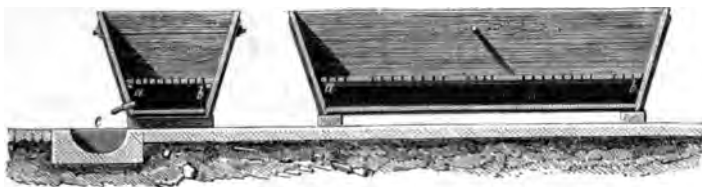


Fig. 474. — Caisses de lavage.

timents par une cloison qui règne dans toute leur longueur ; elles reposent sur des dalles en pierre. On les remplit de salpêtre qu'on y tasse de manière qu'il s'élève un peu au-dessus de leurs bords supérieurs.

On verse d'abord sur le sel 9 hectolitres d'eau saturée de nitre. L'arrosage n'est plus fait, comme autrefois, avec des arrosoirs à main, ce qui était une opération pénible, mais à l'aide d'un récipient gradué (*fig. 475*), monté sur wagon qui laisse échapper le liquide en pluie fine par un tube percé de trous ; on promène lentement cet arrosoir mobile, sur des rails, le long des caisses, alternativement d'une extrémité à l'autre et de chaque côté ; vingt minutes suffisent à cet arrosage. Le liquide traverse la masse de sel, de haut en bas, en entraînant et chassant les eaux impures qui imprègnent les cristaux, et prend leur place. Les eaux tombent dans les rigoles placées en avant des caisses et qui les conduisent dans une cuve souterraine.

Après six heures d'égouttage, on procède à un second lavage semblable avec de l'eau pure. Le salpêtre ainsi lavé est abandonné à un long égouttage, et ce n'est guère qu'après un délai de trois à quatre semaines qu'on songe à le sécher. Dans cet état, il renferme en moyenne 4 pour 100 d'eau dont il s'agit de le dépouiller.

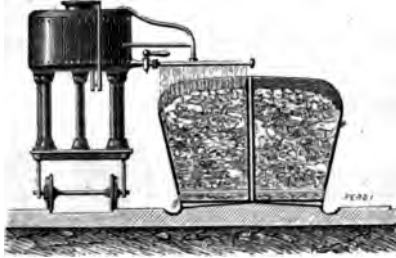


Fig. 475. — Mode actuel d'arrosage du salpêtre raffiné.

Le séchoir (fig. 476) est un grand bassin en cuivre rouge de 16 mètres de longueur sur 2 mètres de largeur, ce qui permet d'utiliser toute la chaleur produite par le foyer placé en dessous. Les blocs de salpêtre venant des caisses sont d'abord brisés grossièrement avec des maillets de bois ; leurs débris sont étalés sur la table du séchoir, et réduits en poussière convenable par l'action d'un *cylindre écraseur* en bois, du poids de 380 kilogr. qu'on promène sur le lit raboteux de salpêtre. On

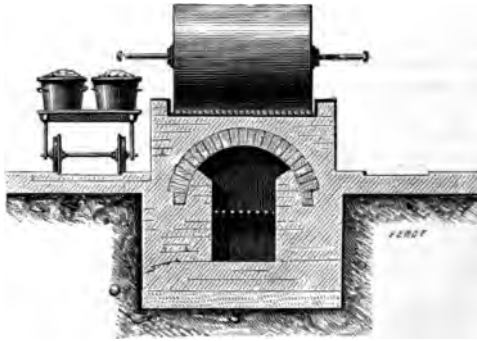


Fig. 476. — Séchoir pour le salpêtre raffiné.

active la pulvérisation en remuant la couche mince du sel avec une pelle plate et un râteau, et en roulant de nouveau avec le cylindre écraseur. Lorsque le salpêtre ne contient plus que 0,50 pour 100 d'eau environ, on le tamise, on l'étend de nouveau sur la table du séchoir où on le remue successivement avec la pelle, le rouleau et le râteau, jusqu'à complète dessiccation. On l'embarille ensuite.

Dans cet état, il ne renferme plus que 1/5000 à 1/20000 de sel marin. Cette pureté presque absolue est plus que suffisante pour assurer la longue conservation des poudres à tirer.

Les eaux qui ont servi à laver le salpêtre brut contiennent, outre le sel marin et le salpêtre, une certaine quantité de carbonate de soude qui provient de la décomposition, par le salpêtrier, du nitrate de soude par la potasse brute ou salin de betterave. Pour en tirer parti, on commence par les neutraliser au moyen de l'acide chlorhydrique, puis on les soumet à l'évaporation dans de grandes chaudières (fig. 477) au centre desquelles est suspendu un chaudron qu'on peut soulever avec une moufle et un contre-poids.



Lorsque ces eaux, nommées *cuites* dans les ateliers, ont acquis 50° à l'aréomètre, le sel marin, moins soluble à chaud qu'à froid et bien moins soluble que le salpêtre, commence à se précipiter et se rassemble dans le chaudron. Celui-ci n'a d'autre objet que d'empêcher, autant que possible, le dépôt et l'adhérence du sel marin, sous forme de croûte, sur le fond des chaudières. Lorsque ce chaudron est plein de sel, on le soulève jusqu'à la surface du liquide, on le vide avec l'écumoire et on entasse le sel dans un magasin spécial.

Lorsque la cuite marque 55° à l'aréomètre, on la fait passer dans un grand bassin ou cristalliseur, et on la traite, comme on l'a fait pour le raffinage, de manière à obtenir par refroidissement le nitre en menus cristaux; on le mélange au salpêtre brut.

Quant au sel marin provenant des *cuites*, après un an de séjour en magasin, on en retire le salpêtre qui l'imprègne, en l'immergeant dans une chaudière remplie d'eau bouillante, on le brasse et on l'enlève. La liqueur se sature de plus en plus de salpêtre et finit par représenter une cuite ordinaire, que l'on traite comme il a été dit précédemment.

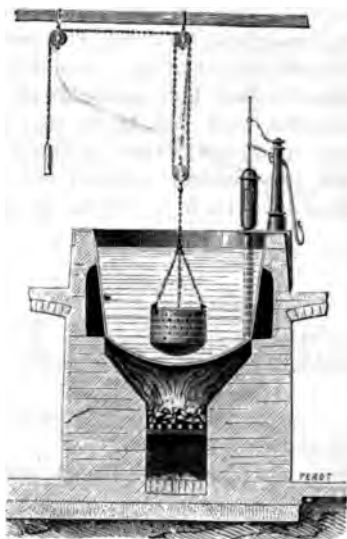


Fig. 477. — Chaudière pour le traitement des eaux-mères du salpêtre.

VINGT-CINQUIÈME LEÇON

COMPOSÉS MÉTALLIQUES DE LA PREMIÈRE SECTION

(SUITE.)

SOMMAIRE. — Caractères de l'azotate de potasse. — Des feux d'artifice. — De l'azotate de soude. — Ses emplois. — De la poudre à canon. — Époque de sa découverte. — Sa fabrication. — Son essai. — Du chlorate de potasse. — Des poudres fulminantes. — Des allumettes chimiques.

Caractères distinctifs de l'azotate de potasse. — On trouve l'azotate de potasse raffiné sous deux formes dans le commerce :

1° En masses blanchâtres saccharoïdes, c'est-à-dire formées, comme le sucre en pain, par l'agglomération de particules grenues, cristallines et ayant beaucoup d'adhérence entre elles; 2° en poudre sableuse, parce qu'on a écrasé ces masses et qu'on les a criblées à travers un tamis de laiton.

Mais on peut avoir ce sel sous forme de cristaux réguliers. Ceux-ci sont des aiguilles demi-transparentes (fig. 478) ou de longs prismes à six pans terminés par des pyramides à six faces (fig. 479), souvent cannelés et présentant des cavités longitudinales dans leur intérieur. Ils sont anhydres, avec des traces seulement d'eau interposée; ils sont inaltérables à l'air, très-friables, inodores et pourvus d'une saveur fraîche et piquante



Fig. 478. — Cristallisation de l'azotate de potasse en petites aiguilles.

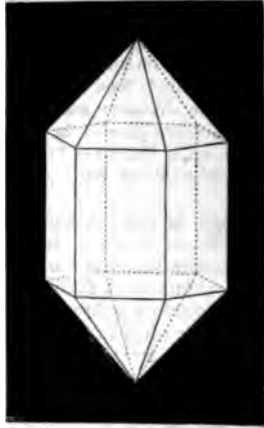


Fig. 479. — Forme régulière amplifiée de l'azotate de potasse.

qui provoque la salivation; ils deviennent poison à la dose de 60 à 400 grammes.

C'est un des sels dont la solubilité dans l'eau augmente le plus rapidement avec la température, ainsi qu'on le voit par les chiffres suivants :

100 parties d'eau	}	à 0° en dissolvant.....	13
		à + 20°.....	31
		à + 50°.....	85
		à + 80°.....	170
		à + 100°.....	246
		à + 115°,9.....	335

C'est à ce dernier degré de température qu'a lieu l'ébullition de la solution saturée de ce sel, d'après M. Lepage, de Gisors.

La facilité avec laquelle l'azotate de potasse se décompose et cède l'oxygène de son acide, en fait un agent très utile pour oxygéner la plupart des corps combustibles. C'est un véritable magasin d'oxygène à l'état solide, où l'industrie puise largement et commodément pour ses besoins. Ce n'est donc pas à tort que sa vivacité a fait dire d'un homme sujet à des mouvements de colère : « *Il est pétri de salpêtre.* »

Projeté sur des charbons ardents, il scintille, fuse ou déflagre, en activant singulièrement la combustion. C'est qu'alors l'oxygène de l'acide azotique se porte sur les charbons et donne lieu à une formation instantanée d'acide carbonique.



Un mélange de 3 parties de nitre et de 1 partie de charbon en poudre étant projeté dans une cuiller de fer rouge de feu, déflagre violemment, et même détone quand on agit sur une masse un peu considérable. Le résidu est du carbonate de potasse, auquel les alchimistes ont donné le nom bien impropre de *nitre fixé par les charbons*.

Deux parties de nitre et une partie de soufre brûlent avec une lumière si éclatante, que l'œil peut à peine la soutenir pendant quelques instants. Le résidu est du sulfate de potasse, qu'on appelait jadis *sel polychreste de Glaser*, du nom du chimiste qui l'a découvert (1). Voici la formule de cette réaction :



Mélangé avec les métaux en poudre, il les transforme en oxydes par la calcination dans des creusets rouges. Il convertit les sulfures métalliques en sulfates, les phosphures en phosphates, etc.

En pulvérisant le nitre avec un tiers de soufre et deux tiers de potasse du commerce, on forme un mélange qui donne lieu à une violente explosion lorsqu'on le chauffe légèrement. Ce résultat est dû à la production instantanée d'une grande quantité de gaz, qui prennent tout à coup une très-forte expansion. On donne à ce mélange le nom de *poudre fulminante par la chaleur*.

La *poudre à canon* est un mélange de salpêtre bien raffiné, de soufre distillé et de charbon léger peu calciné, comme vous le verrez bientôt en particulier.

Sous le nom de *poudre de fusion*, on désigne un mélange de nitre, de soufre et de sciure de bois, qui est employé pour détruire les grosses pièces métalliques en bronze. Il est formé dans les proportions suivantes :

Azotate de potasse.....	3 parties.
Soufre.....	1 —
Sciure de bois.....	1 —

Lorsqu'on entoure une pièce métallique de cette poudre et qu'on enflamme celle-ci, le métal ne tarde pas à fondre; cet effet est dû à la rapidité de la combustion et à la transformation du métal en sulfure plus fusible encore. Si l'on place dans une coquille de noix une petite pièce d'argent et de la poudre de fusion, la pièce sera fondue

(1) C'est ce Glaser qui fut le premier maître de Lémery et le successeur de Nicolas le Fèvre à la chaire de chimie du Jardin des plantes de Paris. Il travaillait dans le mystère et faisait un grand secret de ses découvertes auxquelles, à l'instar des alchimistes, il attribuait souvent des propriétés merveilleuses. C'était d'ailleurs un homme peu sociable. En 1676, il fut impliqué dans l'affaire de la fameuse marquise de Brinvilliers, à laquelle il avait vendu des poisons; on le mit à la Bastille; mais, comme il ne fut pas soupçonné d'avoir coopéré à ses crimes, il fut relâché plus tard, et finit par mourir de chagrin, en 1678.

avant que la coquille de noix soit brûlée. La poudre de fusion était très employée par les chimistes du dernier siècle. On l'a nommée longtemps *fondant de Baumé*.

Feux d'artifice. — Le nitre fait encore partie de tous les feux d'artifice et de toutes les compositions incendiaires. C'est en associant à ce sel ou à la poudre à canon des limailles de fer, d'acier, de cuivre et de zinc, de la résine, du camphre, du lycopode, du noir de fumée et autres matières aussi combustibles, qu'on obtient des *feux* de diverses couleurs et des effets pyrotechniques très-variés.

La limaille de fer donne de brillantes étincelles rouges et blanches, plus vives et plus nombreuses encore avec les limailles d'acier et de fonte.

La limaille de cuivre procure une flamme verte; celle de zinc, une belle couleur bleu verdâtre; le sulfure d'antimoine, une flamme plus bleue.

Le succin, la colophane et le sel marin produisent un feu jaune;

Le noir de fumée, une couleur rouge de diverses nuances;

Le vert de gris, un vert léger;

Le sulfate de cuivre associé au sel ammoniac, un vert olive;

L'azotate de strontiane, un rouge pourpre magnifique;

L'oxalate de soude, un très-beau jaune;

Le sulfure d'arsenic, un blanc très-éclatant;

Le camphre, une flamme très-blanche et aromatique;

Le mica jaune, de très-belles étincelles jaunes, ce qui sert à faire les pluies d'or;

Le lycopode, une couleur rose et une flamme étendue: c'est cette dernière substance qu'on emploie sur les théâtres, à cause de sa grande inflammabilité, pour simuler les éclairs et les torches des Furies.

Voici, au reste, quelques exemples de compositions pour les feux d'artifice.

FEU DE BENGALÉ.		Nitre.....	2
Salpêtre.....	32	Soufre.....	3
Soufre.....	8	Zinc.....	3
Antimoine.....	12		
Minium.....	11	FEU JAUNE.	
FEU ROUGE.		Chlorate de potasse.....	4
Azotate de strontiane.....	40	Oxalate de soude.....	2
Soufre.....	13	Résine laque.....	1
Chlorate de potasse.....	5	FEU VERT-Émeraude.	
Sulfure d'antimoine.....	4	Chlorate de baryte.....	72
FEU BLEU.		Calomel.....	27
Poudre à canon.....	4	Résine laque.....	12
		Soufre.....	3

Le mélange qui entre dans les *fusées à la Congrève* se compose, d'après d'Arcet, de :

Salpêtre.....	46,5
Bitume, suif, soufre et sulfure d'antimoine.....	53,5

100,0 (1)

(1) Les fusées de guerre, qu'on nommait autrefois *rochettes*, n'ont pris le nom



Azotate de soude. — Dans la plupart de ses emplois industriels, le salpêtre peut être et est remplacé actuellement par l'AZOTATE DE SOUDE dont je vous ai déjà dit quelques mots, mais qu'il est nécessaire de mieux caractériser avant de parler de la poudre à canon.

En 1821, le naturaliste Mariano de Rivero découvrit des gisements considérables d'azotate de soude dans les districts d'Atacama et de Tarapaca, près du port Yquique, au Pérou. C'est dans la pampa de Tamaruyal que sont situées les nitrières les plus riches; elles enclavent des amas de sel marin; les dépôts d'azotate de soude ont souvent une étendue de 100 à 600 mètres sur une épaisseur de 2 à 3 mètres. Les cristaux d'azotate sont généralement disséminés dans une argile; dans certains parages, le minerai ou *caliche* est si dur qu'on est obligé de faire usage de la poudre pour l'attaquer; il contient de 25 à 64 pour 100 d'azotate. Pour extraire celui-ci, on lessive le caliche et on fait évaporer la dissolution.

Ces nitrières, exploitées régulièrement depuis 1830, fournissent au commerce d'énormes quantités de sel qui arrivent, en sacs, de Lima, d'Yquique, etc., sous les noms de *salpêtre du Pérou ou du Chili*, *salpêtre des mers du Sud*. De 1830 à 1854, il est sorti du port d'Yquique 8,036,407 quintaux espagnols de ce sel. La pampa de Tamaruyal pourrait à elle seule fournir à l'Europe entière le salpêtre qu'elle consomme; ses gisements paraissent intarissables.

Il est en petits grains ou cristaux irréguliers d'un blanc sale, plus courts que ceux du *salpêtre de l'Inde*. Il ne renferme que de 3 à 6 pour 100 de matières étrangères (sel marin, sulfate de soude, résidu insoluble, eau); parfois, cependant, il contient une notable quantité de sulfate de soude, et toujours assez d'iodate et d'iodure pour qu'on puisse en retirer avec avantage des quantités assez considérables d'iode (1).

Il est, d'ailleurs, extrêmement facile de purifier ce sel. Si, après l'avoir lavé avec un peu d'eau saturée de nitrate de soude, on le fait en-

de *fusées à la Congrève* que depuis que lord Congrève les a remises en usage, en 1801, pour l'attaque de la flotte française à Boulogne. C'est bien à tort qu'il s'est attribué la gloire de l'invention, puisqu'il est aujourd'hui reconnu que cette composition désastreuse date de plusieurs siècles. Il suffit, pour former une espèce de fusée à la Congrève, d'ajouter une grenade, un obus, ou des matières incendiaires à l'extrémité antérieure d'une fusée volante de grande dimension.

(1) Cette nouvelle industrie s'exécute aujourd'hui au Pérou, sur le lieu même d'extraction. On commence par raffiner le sel en le lavant avec de l'eau saturée d'azotate de soude, de sorte qu'on n'importe plus en Europe que du salpêtre contenant moins de 1 p. 100 de sel marin. Tout l'iode est concentré dans l'eau de lavage, d'où on le précipite au moyen d'une quantité calculée d'acide sulfureux et de bisulfite de soude. La Société minière de Tarapaca, qui ne produit qu'un quart environ du salpêtre qu'on importe de ce pays, était déjà arrivée en 1867 à livrer au commerce 40 kilog. d'iode par jour. Voilà donc, pour l'avenir, une nouvelle source d'iode, qui deviendra de plus en plus abondante à mesure que les procédés d'extraction se perfectionneront.

suite cristalliser, on l'obtient en cristaux incolores, transparents, très-courts, qui sont des prismes rhomboïdaux, simulant assez bien des cubes, ce qui l'avait fait nommer *nitre cubique* par les minéralogistes. Ces cristaux sont anhydres, d'une saveur fraîche, légèrement amère, un peu déliquescents. Cent parties d'eau à $+ 18^{\circ}$ en dissolvent 83 parties, et à 119° , point d'ébullition de la liqueur saturée, 217 parties.

Ce sel fuse sur les charbons ardents, mais moins vivement que le salpêtre, en produisant une lumière jaune. Comme il se comporte de la même manière que ce dernier avec l'acide sulfurique et l'acide chlorhydrique, il l'a remplacé complètement dans les usines pour obtenir l'acide azotique, l'eau régale destinée aux compositions d'étain, etc.

On peut même, ainsi que cela a lieu dans la grande fabrique de produits chimiques de MM. Tennant, à Glasgow en Écosse, s'en servir avec avantage pour produire le chlore. A cet effet, on traite, dans des cylindres en fonte doublés en briques dures, un mélange de 85 parties d'azotate de soude et de 58,5 de sel marin par 98 parties d'acide sulfurique hydraté ordinaire. Les acides azotique et chlorhydrique mis en liberté donnent lieu immédiatement à de l'eau, du chlore et de l'acide hypoazotique qu'on dirige dans des bonbonnes contenant de l'acide sulfurique à 64° . Celui-ci retient l'eau et les vapeurs rutilantes, tandis que le chlore va se rendre dans des chambres à chlorure de chaux. L'acide sulfurique saturé d'acide hypoazotique est utilisé dans le travail des chambres de plomb, de sorte que rien n'est perdu.

Les cultivateurs anglais font un fréquent usage de l'azotate de soude brut comme engrais. D'après les expériences de M. Boussingault, ses effets sur la végétation égalent, s'ils ne surpassent pas, ceux de l'ammoniaque.

Il est regrettable qu'on ne puisse s'en servir directement dans la confection de la poudre à tirer. L'expérience a démontré que la poudre faite avec lui s'enflamme difficilement, détone lentement, donne une flamme jaune sans vivacité, enfin qu'elle attire plus facilement l'humidité que la poudre au salpêtre ordinaire.

M. Reynaud l'a utilisé pour composer avec lui et le soufre un produit explosif, destiné à remplacer la poudre dite *de mine*, pour l'exploitation des carrières de pierre. Ce produit, nommé *pyronome*, se compose de 52,5 d'azotate de soude, 20 de soufre pilé et 27,5 de tan (1). On dissout le sel dans l'eau, on imprègne le tan de cette solution, on y incorpore ensuite le soufre, et on fait sécher le mélange avec soin avant de l'embariller. Le prix de revient de ce *pyronome* est infé-

(1) On donne le nom de *tan* à l'écorce de chêne qui a servi au tannage des peaux. C'est avec cette matière de peu de valeur qu'on fabrique à Paris et dans les grands centres industriels le combustible populaire désigné sous le nom de *mottes à brûler*.



rieur à celui de la poudre de mine, et il a encore sur celle-ci l'avantage de pouvoir être mouillé et séché de nouveau sans perdre aucune de ses qualités explosives.

Nous voici amenés à l'étude de la poudre de guerre.

POUDRE DE GUERRE OU A CANON.

La poudre à tirer est un mélange, à proportions variables suivant les pays et suivant ses usages, d'azotate de potasse, de soufre et de charbon.

Historique. — La découverte et l'usage de cette poudre sont beaucoup plus anciens qu'on ne le croit généralement. Nous savons maintenant, grâce aux recherches de MM. Ludovic Lalanne, Reinaud et Favé, Lacabanne, le colonel Susane, que les Chinois, les Indiens et les Mongols connaissaient, depuis les temps les plus reculés, divers mélanges combustibles de naphte, de substances grasses ou résineuses, de goudron, d'huiles, de soufre, de charbon, de salpêtre, qu'ils appliquaient aux usages de la guerre, et même les pétards, les fusées, les lances de feu, les serpenteaux, les soleils tournants, et autres feux d'artifice. Ce n'est qu'au septième siècle que ces mélanges incendiaires furent introduits en Europe. Callinicus, architecte d'Héliopolis, qui avait appris à connaître ces substances en Asie, les apporta aux Grecs du Bas-Empire, en 673, sous le nom de *feu grégeois*.

Cette composition, qui a donné lieu à tant de fables et de suppositions, n'était formée que de substances grasses ou résineuses, de soufre, des sucres desséchés de certaines plantes et de métaux réduits en poudre; on la lançait sous forme de fusées et de boltes d'artifice. Ce n'est que longtemps après que les Arabes, ayant appris à retirer le salpêtre des terres où il se forme naturellement, eurent l'idée de l'ajouter aux matières primitives du feu grégeois, qu'ils empruntèrent aux Chinois avec lesquels ils trafiquaient dès le septième siècle. Ils perfectionnèrent singulièrement ces compositions incendiaires, les appliquèrent surtout aux combats sur terre et en étendirent l'emploi à toutes les armes, à tous les instruments de guerre. Enfin, ce sont eux qui découvrirent les propriétés explosives de la poudre au soufre, au salpêtre et au charbon (1).

(1) La poudre à canon est mentionnée pour la première fois, avec un des noms qu'elle a encore aujourd'hui, dans un ouvrage arabe sur les machines de guerre, ouvrage dont l'auteur vivait en Égypte vers 1249, précisément à l'époque de la croisade de saint Louis dans ces contrées. D'Égypte, la poudre dut suivre la route qui lui était naturellement tracée par les conquêtes arabes, c'est-à-dire la côte d'Afrique, d'où elle ne tarda pas à passer en Espagne. Là, nous la voyons figurer, en 1257, au siège de Niébla. Il en est encore fait mention dans un poème arabe sur les machines de guerre, dont l'auteur vivait en 1272.

Plusieurs années avant cette dernière date, Roger Bacon avait, dans deux de ses ouvrages, parlé à différentes reprises de la poudre, dont il décrit, en les exagérant toutefois, les résultats qu'on pouvait en obtenir. Il tire ses preuves des effets produits par le pétard, « ce jouet d'enfant, dit-il, usité dans plusieurs parties du monde. » Néanmoins, la composition de la poudre devait être connue seulement de quelques adeptes, car il ne la donne que sous le voile de l'anagramme. Albert le Grand a aussi connu la poudre, puis, dans son ouvrage des *Merveilles du monde*, il en indique les parties constituantes et en donne même les proportions.

C'est encore un auteur arabe qui fait, le premier, mention du canon, em-

Composition. — Voici la composition sur 100 parties en poids des poudres fabriquées chez les principales nations :

POUDRES.	NITRE.	CHARBON.	SOUFRE.
De chasse française.....	78	12	10
De guerre française (canon et mousquet).	75	12,5	12,5
De mine française.....	62	18	20
De guerre du gouvernement anglais....	75	16	9
— de Dartford (Angleterre)....	75	17	8
— de Tunbridge (Angleterre)...	76	14,5	9,5
— de Hounslow (Angleterre)...	78	14	8
A mousquet d'Angleterre.....	76,5	14,5	9
De chasse d'Angleterre.....	79,7	12,5	7,8
De guerre d'Autriche.....	76	14	10
— de Prusse (1).....	75	13,5	11,5
— de Hollande.....	70	16	14
— de Suède.....	75	16	9
— d'Espagne.....	76,5	12,7	10,8
— de Portugal.....	75,7	13,6	10,7
— de Russie.....	75	15	10
— de Wurtemberg.....	71,5	14,8	11,7
— de Pologne.....	80	12	8
— du Hanovre.....	71,2	18	10,8
— de Hesse Electorale.....	73,4	13,3	13,3
— du grand-duché de Hesse...	74,4	15	10,6
— de Hambourg.....	72	14	14
— de Saxe.....	75,5	16,3	8,2
— d'Italie (Milan).....	76	12	12
— des États-Unis d'Amérique...	75	12,5	12,5
— de Bâle et de Berne.....	76	14	10
— de Chine.....	75,7	14,1	9,9

ployé au siège de Baza, par le roi de Grenade, en 1323. L'examen d'une chronique manuscrite conservée à la bibliothèque d'Épinal, a autorisé M. Lorédan Larchay à établir que, dès 1324, les habitants de Metz avaient, dans une sortie, employé avec succès en rase campagne le tir de deux canons. Ces mêmes engins figurent en 1338 au siège de Puy-Guillaume, château fortifié en Auvergne, en 1339 à celui de Trin-l'Évêque près Cambrai. Des comptes de dépenses constatent l'existence, en 1345, d'une fabrique de canons à Cahors, ainsi que l'emploi des boulets et des balles de plomb. Les Anglais ne se servirent de l'artillerie en rase campagne qu'en 1346, à la bataille de Crécy.

L'emploi des autres armes à feu est de beaucoup postérieur à celui des canons. L'invention du *mousquet* est attribuée aux Tartares et aux Mongols sous Tamerlan, en 1380. L'*arquebuse à poudre* date du siège de Parme en 1521, le *pistolet* de 1544 ; le père Daniel rapporte l'invention de cette dernière arme aux

(1) On fabrique maintenant en Prusse une poudre nouvelle dans laquelle le soufre est supprimé et le charbon remplacé par du bois débarrassé de son hydrogène. Cette poudre, couleur de bois, est fabriquée en grande partie par la voie humide et presque sans danger ; elle ne détone que lorsqu'elle est renfermée, car à l'air libre elle ne fait que brûler avec une belle flamme. Son prix de revient est très-inférieur à celui de l'ancienne poudre, dont elle possède toutes les qualités essentielles. On la prépare aujourd'hui sur une grande échelle dans la poudrière de Postdam, dirigée par le capitaine Edouard Schultze, inventeur de ce nouveau produit.



Préparation. — La préparation de la poudre se réduit à un petit nombre d'opérations fort simples. Vous avez vu dans quelles proportions les trois matières premières sont mélangées; ce qu'il y a de remarquable, c'est que le dosage adopté en France dans les ateliers du gouvernement, pour la poudre de guerre, est tel que l'indique la théorie. Mais une autre condition non moins indispensable à remplir, afin d'avoir une poudre d'excellente qualité, c'est la pureté du salpêtre et du soufre, c'est la nature du charbon à y mélanger.

J'ai dit précédemment comment on obtient le salpêtre raffiné, exempt de sels déliquescents et ne contenant pas plus de 2 à 3 millièmes de sel marin.

Pulvérisation du soufre. — On fait choix du soufre distillé en masse; on rejette la fleur de soufre brute, parce qu'elle est imprégnée d'acides sulfureux et sulfurique. Sa pulvérisation s'effectue dans des tonnes en bois A (fig. 479), de 1^m,10 de long et d'un diamètre de 1^m,20. Elles



Fig. 479. — Tonne mobile pour la pulvérisation du soufre.

sont traversées par un axe en fer horizontal BB, qu'une roue hydraulique met en mouvement; elles sont garnies intérieurement de tasseaux demi-cylindriques *t, t, t*, dans le sens de la longueur, et munies d'une porte *abcd* pour l'introduction des matières.

Dans chaque tonne, on introduit 50 kil. de soufre en morceaux et 700 kil. de gobilles en bronze de 1 à 2 centim. de diamètre; on ferme

habitants de Pistoie en Toscane. Les Français imaginèrent le *fusil à pierre* en 1630. La *carabine*, en usage dans la cavalerie depuis la fin du seizième siècle, paraît venir des Arabes. Les *boulets rouges* ont été employés par les Français en 1418, et les *bombes* par les Italiens en 1495. Les *grenades* sont rapportées au règne de François I^{er}. L'art de miner avec la poudre est attribué à un ingénieur génois, Pierre de Navarre, qui, en 1487, en fit le premier l'essai.

On voit donc combien se trompent les historiens qui attribuent à un certain moine allemand du quatorzième siècle, Berthold Schwartz, l'invention de la poudre à canon, ou qui prétendent que les Vénitiens auraient été les premiers

la porte et on la fait tourner avec une vitesse de 25 tours par minute. Vous comprenez que par cette rotation rapide les gobilles, en se heurtant, pulvérisent le soufre sous leurs chocs multipliés; au bout de 3 heures, il est réduit en poudre d'une extrême finesse.

On enlève alors la porte, on la remplace par un cadre en bois muni d'une large toile métallique, et l'on fait tourner lentement la tonne; les gobilles sont retenues par la toile, tandis que la poussière de soufre passe à travers et tombe dans une maie C. On passe ensuite cette poussière dans un blutoir, comme pour la farine, afin d'en séparer les parcelles de soufre non suffisamment atténuées, ainsi que les grains de sable qui pourraient occasionner plus tard des accidents.

Préparation du charbon. — Quant au charbon, il faut qu'il soit sec, sonore, léger, très-friable, à cassure nette et lisse, mais non brillante; qu'il brûle le plus rapidement possible, en ne laissant qu'un très-faible résidu. Ce sont les bois légers et tendres, tels que ceux de bourdaine, de peuplier, de saule, d'aune, de julleul, etc., qui fournissent le charbon réunissant ces diverses qualités au plus haut degré. En France, on fait généralement usage du bois de bourdaine (fig. 480) pour la préparation du charbon destiné aux poudres de guerre et de chasse. Pour la poudre de mine, tous les charbons légers peuvent servir.

Dans tous les cas, on choisit de préférence les jeunes branches de cinq à six ans; on en sépare l'écorce, parce qu'elle donne trop de cendres, et on opère la carbonisation dans des fosses, dans des chaudières ou dans des cylindres en fonte.

Dans les fosses, cavités circulaires creusées en terre, d'un mètre et demi de diamètre et d'une profondeur d'un mètre environ, dont les

à s'en servir au siège de Chiozza, en 1380. Ce qu'il y a de vrai dans l'histoire de Schwartz, c'est qu'il introduisit dans l'artillerie un remarquable perfectionnement, en substituant aux canons fabriqués jusqu'alors avec des bandes de fer reliées entre elles par des liens circulaires, comme le sont les douves de tonneaux, des canons obtenus avec du bronze fondu et coulé dans des moules. Ce sont des canons de ce genre que les Vénitiens employèrent au siège de Chiozza; ils récompensèrent leur inventeur par la prison!

Roger Bacon, surnommé le Docteur admirable, naquit en 1214, à Ilchester, dans le comté de Sommerset (Angleterre). C'était un vrai philosophe, dans l'acception primitive de ce mot; car il était en même temps physicien, chimiste, mathématicien, astronome, médecin. Ce fut à Paris, dans le couvent des Cordeliers, qu'il se livra à l'étude des sciences, et qu'il fit de brillantes découvertes en physique et en chimie. Il parvint à un tel degré de réputation qu'il passa pour magicien. Ses contemporains croyaient qu'il avait fabriqué une tête d'airain parlante, qu'il consultait à l'occasion. Persécuté et emprisonné pendant dix ans, comme magicien et astrologue en communication avec le diable, il mourut en 1292 à Oxford, en se repentant de s'être donné tant de peine dans l'intérêt de la science. Le pauvre frère Roger avait eu le malheur d'être un homme bien supérieur à son siècle!



parois sont revêtues de briques, la combustion est lente et fournit du *charbon noir*, qui brûle avec une flamme courte, très-claire et sans trace de fumée. Le produit en charbon est de 18 à 20 p. 100.

Dans les *cylindres* (fig. 481), la combustion, ou mieux la distillation sèche, est plus rapide et dure 12 heures; la température n'atteint jamais le rouge. L'un des fonds des cylindres A, A est fermé par un obturateur en fonte BB, percé de quatre ouvertures circulaires dans lesquelles on engage des tubes en tôle *t, t*. Trois de ces tubes reçoivent les baguettes du même bois que l'on carbonise et sont ensuite fermés par des tampons; le quatrième tube *oo* reçoit à son extrémité un tube de cuivre recourbé *p*, qui sert au dégagement des gaz et des vapeurs formés pendant l'opération; ceux-ci entrent dans un conduit horizontal fermé C, qui les dirige dans la cheminée centrale.



Fig. 480. — Bourdaine ou bourgène (*Rhamnus frangula*).

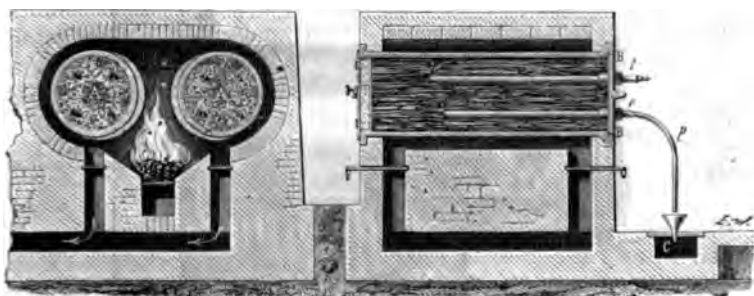


Fig. 481. — Four de carbonisation pour le charbon de poudre de guerre.

Ce n'est guère qu'après 4 à 5 heures de chauffe que la distillation est en pleine activité. Les baguettes placées dans les tubes *t, t*, sont retirées de temps en temps, vers la fin de l'opération, pour juger de ses progrès et reconnaître si la chaleur est également répartie dans les cylindres. Lorsqu'il ne sort plus de vapeur du quatrième tube, on ferme les registres des fourneaux, et on ne défourne que le lendemain.

Pour la poudre de chasse, on ne pousse pas la distillation aussi loin ; on obtient ce qu'on appelle du *charbon roux*, qui ne renferme guère que 70 à 72 p. 100 de carbone ; il contient donc encore beaucoup d'oxygène et d'hydrogène : c'est plutôt du bois torréfié, ou du *sumeron*, qu'un véritable charbon. 100 parties de bois sec donnent environ 40 parties de ce produit roux, qui brûle avec une longue flamme accompagnée d'un peu de fumée. Il fournit une poudre très-explosive, qui serait *brisante* dans les bouches à feu ; aussi ne se sert-on jamais de cette espèce de charbon pour la poudre à canon.

Il résulte de recherches fort intéressantes faites par M. H. Violette, directeur de la salpêtrerie nationale de Lille, que les charbons généralement employés dans les poudreries sont d'une richesse très-variable en carbone ; que la poudre n'a point dès lors une puissance propulsive uniforme ; que la cause de cet inconvénient réside dans l'irrégularité de la température employée pour la carbonisation du bois, et que l'emploi de la vapeur d'eau surchauffée, pour décomposer celui-ci, offre le notable avantage de donner un produit toujours identique.

L'appareil imaginé par M. Violette pour la carbonisation du bois par

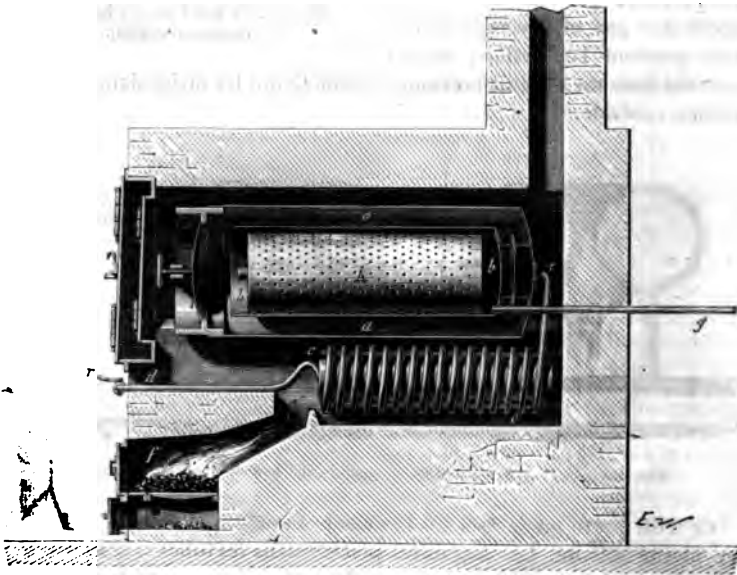


Fig. 482. — Appareil de M. H. Violette pour la carbonisation du bois destiné à la fabrication de la poudre de guerre.

la vapeur d'eau (fig. 482) se compose de trois cylindres concentriques en tôle. La charge de bois est placée dans le cylindre A, percé de trous sur



toute sa périphérie, et qui est au centre du second cylindre intérieur *bb* ; le troisième cylindre extérieur *aa* sert d'enveloppe aux deux autres : au-dessous, se trouve un serpentín de fer *cc* contourné en spirale, dont l'une des extrémités *d* communique avec une chaudière à vapeur et l'autre *e* avec le fond du cylindre-enveloppe. Un foyer *f*, alimenté par du bois ou du coke, chauffe le serpentín au degré convenable. Un tube en cuivre *g*, implanté dans le fond du cylindre intérieur, laisse échapper la vapeur, et avec elle les produits de la distillation. — La charge de bois à carboniser est de 25 à 30 kilogr.

Le foyer étant allumé et le serpentín chauffé à 300°, température la plus convenable pour avoir du charbon roux, on ouvre le robinet *r* d'entrée de la vapeur ; celle-ci s'élanche de la chaudière, circule dans le serpentín, s'y échauffe et pénètre dans le grand cylindre-enveloppe. Là, elle chemine entre les deux cylindres, s'introduit dans le cylindre percé de trous par sa partie antérieure ouverte, immerge le bois, le pénètre peu à peu, s'insinue dans ses pores, y dépose la chaleur dont elle est chargée, élève ainsi la température au point de déterminer la carbonisation et s'échappe par le tube en cuivre, en entraînant avec elle tous les produits gazéifiés de la distillation ; aucune trace de goudron ne reste à l'intérieur, tout est chassé au dehors par la vapeur, agissant à l'instar d'un piston qui refoule tous les produits de la distillation. L'opération dure une heure et demie à deux heures.

Le charbon obtenu est d'une très-belle qualité, variable avec la température, c'est-à-dire *noir, roux* ou *brûlot*, suivant que la chaleur a été plus ou moins forte, ou prolongée plus ou moins longtemps. Jamais on ne voit de charbon *verni*, c'est-à-dire couvert d'une couche luisante de goudron séché ; charbon regardé comme inférieur, et qu'on réserve ordinairement pour la poudre de mine.

L'appareil de M. Violette est établi à la poudrerie d'Esquerdes, près de Saint-Omer, et à celle de Saint-Chamas, près de Marseille. Ce procédé est aussi en usage à la poudrerie de Welteren, en Belgique.

Le charbon, préparé par l'un ou l'autre des procédés ci-dessus indiqués, est pulvérisé de la même manière que le soufre : on l'amène ainsi à un tel état de ténuité, qu'il coule comme de l'huile lorsqu'on le transvase. Comme, dans cet état, il s'enflamme parfois spontanément, ainsi que je vous l'ai appris antérieurement, on le conserve après le blutage dans des étouffoirs en tôle bien fermés, jusqu'au moment où on le pèse pour le mélanger aux deux autres composants de la poudre.

Confection de la poudre — Le mélange des trois ingrédients est opéré dans des mortiers (*fig.* 483), dont les pilons sont mus par une grande roue hydraulique.

Les mortiers *a, a*, d'une forme sphérique, sont creusés dans une pièce de chêne *bb* et leur fond est garni d'un tampon de bois plus dur *cc* ; ils reçoivent chacun 10 kilogrammes de mélange, ainsi composé : 1250 grammes de

charbon, 1250 grammes de soufre et 7 kilogr. 50 de salpêtre, le tout humecté de 1250 grammes d'eau.

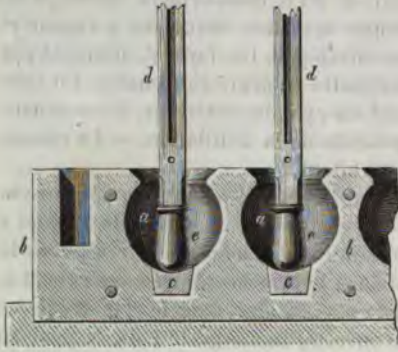


Fig. 483. — Mortiers et pilons pour la fabrication de la poudre.

Chaque pilon *d*, *d* pèse 40 kilogrammes et tombe, de 0^m,40 de hauteur, 55 à 60 fois par minute; le bas du pilon est garni d'une boîte pyramidale en bronze *ee*.

Un moulin à poudre renferme de 16 à 20 mortiers formant deux batteries. En voici une coupe transversale (fig. 484). D'après les ordonnances, il marche pendant 11 heures pour le battage de 10 kilogr. de poudre: seulement, d'heure en heure, on exécute un rechange, c'est-à-dire qu'on transporte les matières d'un mortier dans un autre, pour en favoriser le mélange et empêcher qu'elles ne s'attachent trop fortement au

fond des mortiers. De temps en temps, on ajoute une petite quantité d'eau pour que la pâte soit toujours légèrement humide.

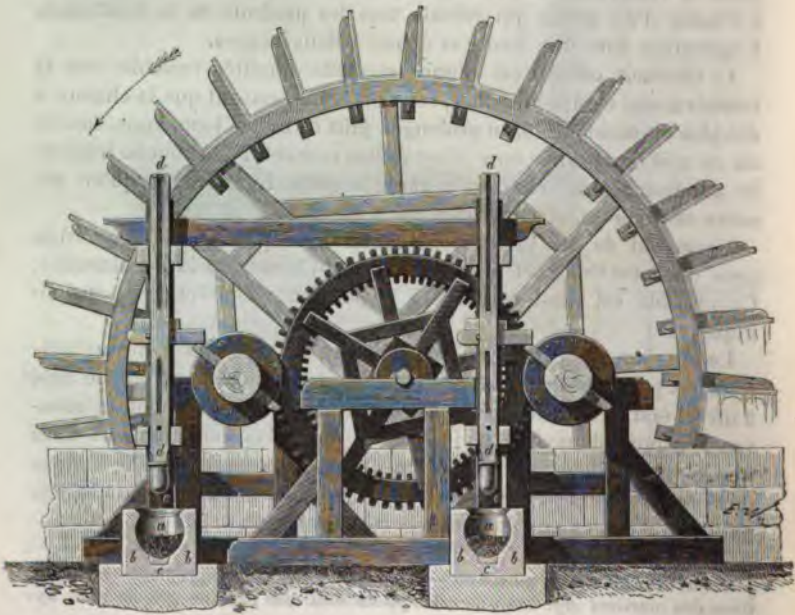


Fig. 484. — Coupe transversale d'une batterie d'un moulin à poudre.

Telle qu'on la retire des mortiers, elle est en gâteaux irréguliers, nommés



galettes; on les laisse sécher ou *essorer* pendant deux jours, afin qu'il n'y reste plus que 8 à 10 p. 100 d'eau, nécessaire à l'opération du *grenage*.

Pour arriver à ce résultat, on met les galettes dans un crible à gros trous, appelé *Guillaume* (fig. 485), avec un tourteau ou disque de bois dur A alourdi par une calotte de plomb fixée à sa base. Par le mouvement de va-et-vient imprimé à l'ensemble, les galettes se divisent en grains en traversant le crible. Ces grains irréguliers, mêlés de poussier ou de *pulvérisin*, sont passés dans un second tamis, dit *grenoir*, dont les trous sont moindres que ceux du *guillaume*; les grains plus petits tombent du grenoir sur un troisième tamis, dit *égaloir*, qui retient ce qui

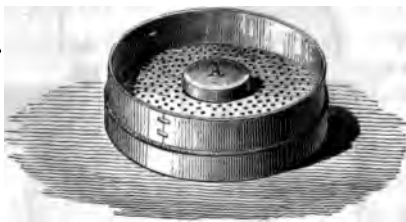


Fig. 485. — Crible pour le grenage de la poudre.

est encore trop gros, et la *poudre à mousquet* tombe alors sur le *blutoir* qui ne laisse passer que le poussier. Celui-ci, encore *vert*, c'est-à-dire humide, est réduit en galettes par la compression ou le battage, pour être grené à son tour.

Le séchage des poudres grenées s'effectue soit à l'air libre, au soleil, sur des tables garnies de draps (fig. 486), soit dans des boîtes rectangulaires en cuivre

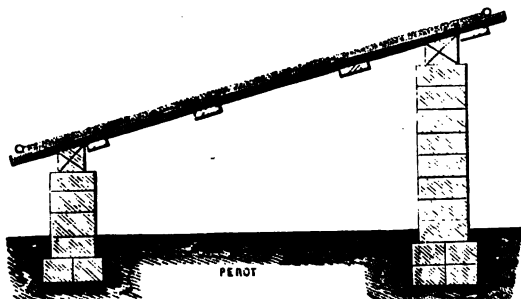


Fig. 486. — Séchage de la poudre à l'air.

dans lesquelles circule un courant d'air chaud à 60°. Ce dernier mode permet d'agir en tout temps et de sécher, dans une journée de 10 heures, 750 kil. de poudre de guerre en hiver et jusqu'à 1000 kil. en été.

La poudre de chasse subit en plus une opération connue sous le nom de *lisage*, qui a pour but de donner aux grains le poli et le brillant qui sont propres à ce genre de poudre, d'en augmenter la densité et d'assurer sa conservation. Pour obtenir ces résultats, on la remue pendant 8 à 12 heures dans des tonnes AB (fig. 487) montées sur un axe horizontal CD mis en mouvement par une roue hydraulique. Elles sont pourvues à l'intérieur de 12 côtes longitudinales en bois, et elles sont divisées par des fonds intermédiaires en 5 compartiments, qui ont chacun une porte *p, p*. Lorsque le travail est terminé, on fait tomber la poudre dans la caisse EF, dont les tuyaux en cuir *o, o, o* la dirigent dans les petits tonneaux H, H où on la conserve. On la sèche et on l'époussete comme la poudre de guerre, c'est-à-dire qu'on la passe au tamis pour en séparer le pulvérisin qui s'est formé pendant le séchage.

Généralement aujourd'hui, pour la poudre de chasse, on a remplacé les mortiers et les pilons par des meules verticales en fonte A, A' (fig. 488) du poids de

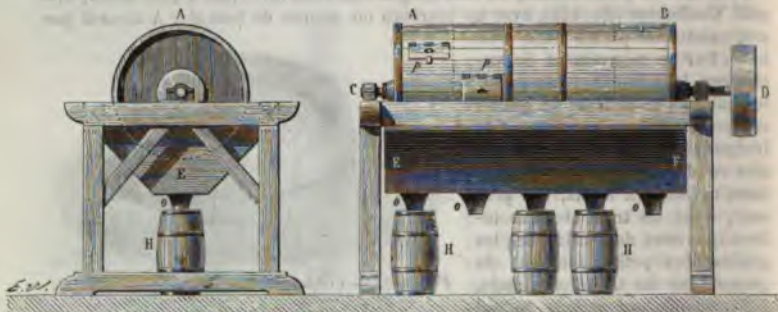


Fig. 487. — Appareil pour le lissage de la poudre de chasse.

5000 kilogrammes, qui circulent sur une plate-forme de même nature, mais supportée par un massif de maçonnerie BB'. Avant de soumettre les trois sub-

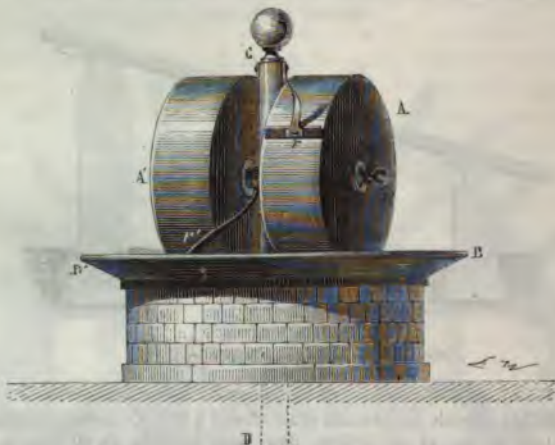


Fig. 488. — Meules pour la fabrication de la poudre de chasse.

stances à l'action de ces meules, on en opère un premier mélange assez intime en les faisant tourner pendant 12 heures, avec des gobilles de bronze, dans des tonues pareilles à celles de la figure 479.

Au sortir de ces tonues, dites *mélangeoirs*, la poudre est humectée convenablement et placée sous les meules auxquelles on fait faire 8 à 10 révolutions par minute. Après 2 à 3 heures de trituration et de compression, la poudre est en galettes fort compactes qu'on soumet au grenage.

Pendant la révolution de 1793, où quatorze armées nécessitaient la fabrication d'une énorme quantité de poudre, le mode alors suivi était si rapide que 6 heures de temps suffisaient pour convertir en poudre à canon les matières



premières. Mais cette poudre n'était pas d'une très-bonne qualité. Au lieu des pilons et des meules, on se servait des *mélangeoirs* pendant 2 heures, on humectait fortement la poudre et on la convertissait en galettes à l'aide d'une presse hydraulique; on grenait ensuite.

Rôle des matériaux de la poudre. — L'expérience a démontré qu'un mélange de nitre et de charbon donne une poudre à canon qui porte le mobile à une assez grande distance, tandis qu'un mélange de nitre et de soufre ne produit aucun effet sur lui. C'est donc à l'aide du charbon seulement que les deux autres principes de la poudre peuvent entrer en détonation. Le charbon et le nitre fournissent beaucoup de gaz; mais le soufre est aussi nécessaire: il rend la combustion plus vive, et, en s'opposant à la fixation d'une portion de l'acide carbonique dégagé par la détonation, et qui, sans lui, s'emparerait de la potasse abandonnée par l'acide azotique, il contribue à l'effet dynamique. C'est aussi le soufre qui donne à la poudre son inaltérabilité, la faculté de prendre corps par la trituration et de se mieux grener.

Combustion de la poudre. — Le grenage qu'on donne à la poudre a beaucoup d'influence sur son mode de détonation. La poudre grenée brûle instantanément; réduite en poudre et réunie ensuite en morceaux compactes, elle ne s'enflamme que successivement et fait *long feu*. Ce n'est donc pas sans motifs graves qu'on lui donne la forme de grains. On conçoit, en effet, qu'un grain prenant feu, sa flamme, en s'introduisant entre les interstices des autres, fait partir toute la masse dans un espace de temps très-court, ce qui ne peut arriver dans une matière compacte ou tout à fait pulvérulente, dans laquelle le feu ne se propage que couche par couche. Plus les grains de la poudre seront réguliers et fins, moins la poudre mettra de temps à détoner, et plus son effet dynamique sera prononcé. La poudre lissée s'enflamme moins facilement que la poudre ordinaire; mais elle a l'avantage de ne pas fournir autant de poussière ou de *pulvérin* par le frottement et, par conséquent, de conserver toujours à peu près la même force propulsive.

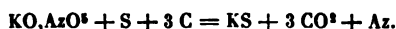
Une bonne poudre doit brûler rapidement sur une feuille de papier, sans l'enflammer et sans y laisser de résidu apparent. Elle doit être assez dure pour ne pas s'écraser entre les doigts; elle ne doit pas salir le dos de la main.

La poudre s'enflamme par le choc, par une élévation brusque de température portée à la chaleur rouge ou vers 300°, par l'étincelle électrique, ou le contact de corps enflammés. Sa combustibilité est d'autant plus grande qu'elle est plus sèche et moins dense.

Il y a quelques années, un chimiste anglais, M. Gale, a fait connaître un moyen très-simple d'enlever à la poudre ses propriétés explosibles; c'est de la mélanger à 4 parties de verre pulvérisé aussi fin que possible. Elle devient tellement inerte, qu'elle ne s'enflamme plus même par l'approche d'un tison brûlant, d'une barre de fer rouge; elle peut même servir, comme le sable, à éteindre le feu. Mais si on la soumet à

un tamisage, le verre passe à travers le tamis, la poudre reste et reprend toutes ses propriétés primitives. — La découverte de M. Gale a ceci d'avantageux qu'elle fait cesser les dangers du transport et de la conservation de la poudre de guerre.

Produits de la combustion. — Les analyses et les expériences de plusieurs chimistes distingués ont démontré, comme je l'ai déjà dit, que le dosage suivi depuis des siècles, pour la poudre de guerre française, est tel que l'indique la théorie. En effet, si toutes les conditions de préparation et de conservation étaient remplies, il ne devrait se produire dans la combustion vive de cette poudre que ces trois produits : acide carbonique, azote et sulfure de potassium, ainsi que le montre l'équation suivante :



Or,

1	équivalent d'azotate de potasse, KO, AzO ⁵	= 101,	soit en centièmes	74,8
—	de soufre, S	= 16,		11,9
3	de charbon, 3 C	= 18,		13,3
		135		100,0

Lorsque ce mélange détone vivement, le soufre s'empare du potassium du salpêtre pour former un sulfure solide, tandis que tout l'oxygène du sel convertit le charbon en acide carbonique qui se dégage en même temps que l'azote. Mais en réalité, outre ces trois produits, il s'en forme beaucoup d'autres par suite de circonstances accidentelles, telles que : la présence de l'hydrogène dans le charbon, l'humidité de la poudre, une variation dans le dosage due à son avarie, une température variable au moment de l'explosion, la présence de l'air, etc. Voici l'indication de tous les produits, tant gazeux que solides, qui ont été constatés après l'inflammation de la poudre :

I. PRODUITS GAZEUX.	ACTION QUI LEUR DONNE NAISSANCE.
Gaz acide carbonique (beaucoup)....	} Réaction du charbon sur l'acide azotique du nitre.
— azote id.	
— oxyde de carbone.....	
Carbonate d'ammoniaque.....	} Réaction de l'hydrogène contenu dans le charbon sur l'azote et l'oxygène de l'acide azotique et sur le charbon.
Vapeur d'eau.....	
Gaz hydrogène carboné.....	} Réaction de l'hydrogène du charbon sur le soufre.
— sulfuré.....	
Sulfure de carbone.....	Réaction du soufre sur le charbon.
II. PRODUITS SOLIDES.	
Sulfure de potassium.....	} Réaction du soufre sur la potasse du nitre.
Sulfate de potasse.....	
Sulfocyanure de potassium.....	} Réaction du soufre, de l'azote et du charbon sur la potasse.
Carbonate de potasse.....	
	} Fixation d'acide carbonique sur de la potasse du nitre décomposé.
	Traces de charbon.



Quand la poudre fait long feu, il se produit, en outre, au lieu d'azote, beaucoup de deutoxyde d'azote.

C'est le sulfure de carbone qui donne aux gaz de la poudre, d'après Taillefert et Colin, l'odeur qu'ils répandent.

Les résidus solides de la combustion sont fondus par suite de la haute température qui se développe, mais ils sont en grande partie entraînés par les gaz ; ce qui reste dans les armes constitue ce qu'on appelle la *crasse*. Celle-ci est d'autant moins apparente que la poudre est de meilleure qualité.

M. le capitaine Brianchon a établi : 1° qu'un litre de poudre, pesant 900 grammes, produit par sa combustion 400 litres de gaz ; 2° que la température résultant de la combustion s'élève à 2400° ; 3° que, d'après ces évaluations et à cette température, les 400 litres de gaz doivent occuper un espace de 4000 litres ; en sorte que le volume de la poudre est à celui des fluides élastiques qu'elle développe pendant sa combustion, comme 1 est à 4000.

Or, c'est ce passage subit des éléments de la poudre, de l'état solide à l'état gazeux, c'est l'expansion considérable des gaz qu'elle fournit, qui produisent, lors de sa détonation, une force si grande qui agit sur le mobile placé au-devant de la poudre, et qui le chasse avec d'autant plus de rapidité que le développement des gaz est plus instantané et qu'il s'opère complètement avant que le mobile soit sorti du canon. On conçoit, en effet, que les gaz qui apparaissent après que la balle ou le boulet est lancé, n'ont aucune part à sa projection et sont tout à fait perdus.

La portée ou la force des poudres se reconnaît par l'effet dynamique qu'elles exercent sur un mobile d'un poids déterminé et à l'aide de différents instruments connus sous le nom d'*épreuves*. Mais je renverrai aux traités spéciaux ceux d'entre vous qui voudraient avoir une connaissance complète de la manière dont on procède à l'essai des poudres, dans les ateliers du gouvernement, avant de les livrer à la consommation (1).

On conserve les poudres dans des endroits bien secs, car elles sont très-hygroscopiques et l'humidité nuit singulièrement à leur qualité en facilitant le déplacement de leurs composants. On les embarille dans de petits barils enchappés qu'on a soin de ne pas réunir en trop grand nombre dans un même magasin, pour rendre les accidents moins dangereux.

Du Chlorate de potasse.

Voici un sel dont les propriétés curieuses, entièrement dépendantes de l'acide qui le constitue, méritent de fixer un instant votre attention.

(1) *Guide pratique de la fabrication des poudres et salpêtres*, par le major Steerk. — Paris, 1 vol. in-12, E. Lacroix, éditeur.

Découvert en 1786 par le célèbre Berthollet, qui le nomma *muriate sur-oxygéné de potass*, il n'a été bien connu qu'à partir de 1814, époque à laquelle Gay-Lussac parvint à en isoler l'acide, qui reçut le nom d'*acide chlorique*. Il est représenté par le symbole, KO, ClO^4 .

Caractères distinctifs. — Le chlorate de potasse s'offre en lames hexaèdres ou rhomboïdales très-brillantes, d'une saveur fraîche et un peu acerbe. Il est inaltérable au contact de l'air. Il est soluble dans l'eau, mais dans des rapports très-variables suivant la température, puisque 100 parties d'eau à $+ 15^\circ$ n'en dissolvent que 6 parties, tandis qu'à l'ébullition elles en dissolvent 60 parties $\frac{1}{4}$.

En raison du peu de stabilité de son acide, c'est l'un des sels le plus faciles à décomposer. Une légère chaleur, le frottement entre deux corps durs, la percussion, le convertissent en chlorure de potassium et en oxygène. Aussi s'en sert-on dans les laboratoires pour se procurer du gaz oxygène pur, d'après les indications de Berthollet : c'est le procédé le plus commode, le plus rapide et le plus économique.

Préparation de l'oxygène. — On opère dans une petite cornue de verre (*fig. 489*), que l'on chauffe peu à peu jusqu'au rouge sombre

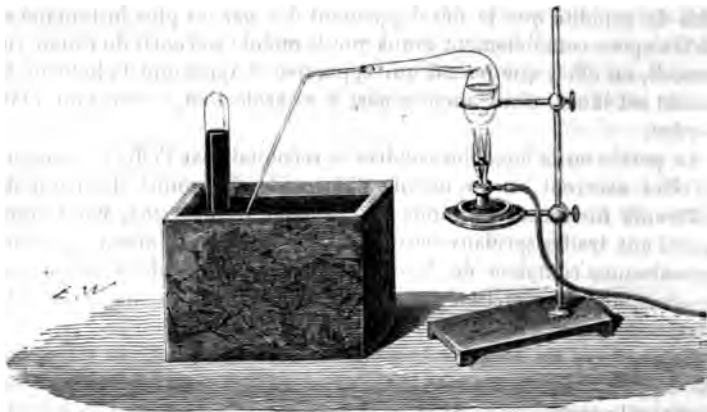


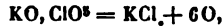
Fig. 489. — Extraction de l'oxygène du chlorate de potasse.

avec quelques charbons, ou une lampe à alcool, ou mieux encore avec un bec de gaz.

Le sel entre d'abord en fusion vers 370° , puis vers 400° il commence à entrer en décomposition ; on élève peu à peu la température à mesure que la proportion du chlorure de potassium augmente, mais on doit éviter de chauffer trop brusquement ; car autrement le dégagement d'oxygène se ferait tumultueusement et l'appareil pourrait être brisé.



L'équation suivante :



montre qu'un équivalent de chlorate donne 6 équivalents d'oxygène, ce qui correspond, pour 100 gram. de sel pur et sec, à 39^g,16 de gaz dont le volume est égal à 27^{lit},18.

Pour rendre la décomposition du sel plus facile et à une température plus basse, surtout lorsqu'on agit sur une quantité un peu forte, 80 ou 100 grammes par exemple, on le mélange à l'avance avec son poids d'oxyde rouge de manganèse ou d'oxyde noir de cuivre, ainsi que Dœbereiner l'a pratiqué le premier. Alors sa décomposition s'effectue complètement à 240°.

Le sable, la pierre ponce, le colcothar peuvent remplacer les oxydes précédents. Toutes ces matières, du reste, n'interviennent que d'une manière physique; probablement qu'elles répartissent mieux la chaleur dans la masse du sel et empêchent sa fusion ignée; il est certain que le chlorate, en se détruisant, ne leur fait éprouver aucune altération.

Souvent le chlorate abandonne une portion de son chlore, portion d'autant plus notable que le dégagement de l'oxygène est plus rapide. Il faut donc conduire l'opération de manière que l'oxygène s'échappe lentement; mais, dans tous les cas, il convient de laver le gaz avec une solution alcaline pour l'avoir tout à fait pur.

Dans les pharmacies des hôpitaux, on fait usage pour la préparation de l'oxygène destiné aux inhalations d'un appareil imaginé par M. S. Limousin. Il se compose d'une sorte de générateur ovoïde en acier fondu, formé par deux calottes presque hémisphériques, réunies au moyen d'un rebord saillant. Après y avoir introduit un mélange intime de 100 gr. de chlorate et de 100 gr. d'oxyde rouge de manganèse, on réunit solidement les deux hémisphères par des vis de pression. On met le tube de dégagement en communication avec un flacon laveur contenant une solution étendue d'hydrate de potasse ou de soude, et l'on chauffe la calotte inférieure du générateur. L'oxygène se dégage presque immédiatement, et lorsqu'il a déplacé l'air de l'appareil, on le recueille dans un réservoir sphérique en caoutchouc, réuni par un raccord au tube recourbé du laveur. En quelques minutes on obtient facilement 25 litres de gaz très-pur.

Quand on veut se procurer une grande quantité d'oxygène, on renferme le chlorate dans une cornue en grès ou dans un cylindre de fer battu, semblable aux bouteilles dans lesquelles on transporte le mercure dans le commerce, sur lequel se visse un tube de dégagement également en fer (fig. 490) à l'extrémité duquel on relie, par un caoutchouc, un tube de verre qui conduit le gaz dans un gazomètre (1).

(1) C'est en opérant dans un appareil de ce genre qu'en février 1870, un interne en pharmacie de l'Hôtel-Dieu de Paris fut horriblement blessé par l'explosion de la bouteille en fonte qui contenait le mélange de chlorate et d'oxyde

sans décrépitation, par le contact de l'acide (*fig. 492*). Cette inflammation provient de ce que l'acide sulfurique, en s'emparant de la potasse, met à nu l'acide chlorique qui cède aussitôt son oxygène à la matière combustible.

Briquets et allumettes chimiques. — Parkes, dans la 3^e édition de son *Catéchisme chimique*, publié à Londres en 1808, parle déjà de cette composition pour se procurer du feu. Quelque temps après, on imagina de s'en servir pour la confection de briquets, qui reçurent le nom de *briquets oxygénés*. C'est là, sans contredit, une des applications les plus ingénieuses et en même temps les plus lucratives des connaissances chimiques à nos besoins journaliers. On ignore le nom de celui qui eut l'heureuse idée de ces briquets et qui en fit un objet de spéculation. M. Warren de la Rue émet l'opinion qu'ils sont d'origine française. Sans contester cette assertion, M. Stas, rapporteur du jury central de l'exposition universelle de 1855, dit que le seul fait qui ressort avec certitude de ses investigations, c'est que la fabrication de ces briquets n'a jamais pris, en France, à Paris même, le développement qu'elle a eu en Allemagne. En effet, dès 1813, elle y fut établie par le docteur Ch. Wagemann, de Tübingue, et prit en 1815 une grande extension à Berlin, où ce docteur, associé à M. Seybel, avait érigé une usine qui a occupé jusqu'à 400 personnes.

Dans l'origine, on préparait ces briquets en imprégnant l'extrémité souffrée de petites allumettes d'un mélange de 30 parties de chlorate de potasse, 10 parties de soufre, 8 parties de lycopode, réduit en pâte molle avec une dissolution légère de gomme arabique et coloré en rouge ou en bleu, avec un peu de vermillon ou d'indigo. En plongeant les allumettes dans de l'acide sulfurique concentré, celui-ci détermine l'inflammation du mélange fulminant adhérent au bois, de sorte que ce dernier prend aussitôt feu.

En 1831, Étienne Römer, qui introduisit à Vienne la première fabrique d'allumettes oxygénées, apporta un immense perfectionnement dans cette industrie, en remplaçant le sapin du Nord par le pin du Sud, et en imaginant une machine d'une simplicité extrême pour débiter ce bois en bûchettes. C'est un rabot ordinaire, mais dont le fer est convenablement approprié à ce travail, et au moyen duquel un ouvrier peut produire jusqu'à 450000 tiges d'allumettes dans sa journée. Aujourd'hui, c'est dans les forêts de la Haute-Autriche, de la Bohême et dans la forêt Noire du Wurtemberg qu'on fabrique toutes les tiges d'allumettes employées par les nombreuses fabriques de l'empire d'Autriche et du reste de l'Allemagne. Une seule fabrique, érigée en Bohême en 1839, par M. Fürth, livre annuellement 10 milliards de tiges, outre 2 millions de petites caisses d'allumettes ordinaires à frottement, 100000 grandes caisses remplies pour l'exportation, et des quantités considérables d'allumettes de luxe de tous genres.



Vers 1832, on remplaça les briquets oxygénés, qui avaient bien des inconvénients, par des allumettes que la simple pression entre deux surfaces de papier sablé ou verré enflamme. C'est ce qu'on appela les *allumettes à friction* ou les *congrèves*, dont l'inventeur est resté inconnu. Le mélange inflammable dont était garni le bout soufré de l'allumette se composait d'une partie de chlorate de potasse et de 2 parties de sulfure d'antimoine, mis en pâte à l'aide d'une solution de gomme.

En 1833, un industriel demeuré inconnu remplaça le sulfure d'antimoine par le phosphore, et mit dans le commerce ce qu'on appelle les *allumettes phosphoriques* ou les *allumettes chimiques allemandes*. Leur fabrication devint immédiatement considérable en Autriche et dans le grand-duché de Hesse ; c'est surtout au docteur Moldenhauer que sont dues toutes les améliorations apportées à cette industrie. La pâte se composait alors de : chlorate de potasse, 11 ; phosphore, 44 ; gomme, 45 ; bleu de Prusse, 1/2. Après avoir réduit la gomme en un mucilage épais avec de l'eau, on y incorporait à chaud le bleu de Prusse, puis le phosphore coupé en petits morceaux ; lorsque celui-ci était entièrement divisé dans la pâte, maintenue à + 60° au plus, on y ajoutait avec précaution le chlorate de potasse préalablement porphyrisé avec un peu de mucilage. C'est dans cette bouillie qu'on trempait le bout des allumettes soufrées, puis on les séchait à l'étuve.

Vous comprenez combien cette préparation était dangereuse. D'un autre côté, les allumettes ayant l'inconvénient de déflagrer bruyamment et de projeter au loin du phosphore enflammé, tout en répandant une odeur désagréable, comme aussi de s'embraser pendant le transport, il y avait urgence à faire éprouver un changement radical à la composition de la pâte. M. Preshel, de Vienne, est le premier qui, en 1837, ait remplacé le chlorate de potasse par le bioxyde de plomb (*oxyde puce*), qui est un excellent oxydant pour le phosphore. Plus tard, M. Preshel remplaça le bioxyde par l'azotate de plomb, qui est tout aussi énergique et coûte beaucoup moins. La suppression du chlorate constitue le plus grand progrès qu'on ait fait subir jusqu'ici à l'industrie qui nous occupe.

La gomme destinée à la formation de la pâte a été remplacée par la colle forte, qui est plus économique, attire moins l'humidité et s'oppose mieux aux émanations du phosphore.

Voici quelques recettes pour la composition de la pâte inflammable :

PRESEHEL.		BOETTGER.			
Phosphore.....	9	Phosphore.....	9	Phosphore.....	4
Nitre.....	14	Nitre.....	14	Nitre.....	10
Bioxyde de plomb..	16	Bioxyde de manganèse.....	16	Minium ou ocre rouge.....	3
Gomme.....	16	Gomme.....	16	Colle forte.....	6
				Smalt.....	2
DIESEL.		FABRIQUES DE PARIS.			
Phosphore.....	17	Phosphore.....	25	Phosphore.....	30
Nitre.....	38	Minium.....	5	Bioxyde de plomb..	20
Minium.....	24	Colle forte.....	20	Gomme adragante..	5
Colle forte.....	21	Sable fin.....	20	Sable.....	20
		Vermillon.....	1		

Quelle que soit la recette suivie, on opère de la manière suivante : la dissolution de gomme ou de colle forte s'effectue dans un vase en cuivre B (fig. 493), chauffé au bain-marie AA. Lorsqu'elle est bien fluide, on retire le vase B et on y introduit peu à peu le phosphore qui fond aussitôt ; on agit avec une spatule de bois pour que le métalloïde se répartisse également dans toute la solution visqueuse ; on replace le vase dans le bain-marie, dont la température est maintenue à 36°, et on incorpore dans la solution phosphorée les autres ingrédients (nitre, bioxyde de plomb ou de manganèse, matières colorantes, sable).



Fig. 493. — Appareil pour la préparation de la pâte inflammable des allumettes chimiques.

On procède alors au *chimicage*, c'est-à-dire au trempage des allumettes soufrées dans la pâte inflammable étalée sur une table de pierre ; cette pâte est maintenue chaude quand elle contient de la colle forte ; elle est au contraire refroidie quand c'est la gomme qui sert d'épaississant.

Pour les allumettes de luxe, on supprime le soufre ; on trempe alors les bâchettes, fortement desséchées, dans de l'acide stéarique fondu, puis on les gar-



nit de la composition inflammable. Une fois celle-ci sèche, on la recouvre d'un vernis au copal ou à la sandaraque. On a ainsi des allumettes qui ne s'humectent jamais, qui s'enflamment instantanément, sans bruit, et ne répandent aucune odeur désagréable.

On fabrique des allumettes-bougies avec des mèches de coton trempées dans de la cire fondue et garnies ensuite à l'une de leurs extrémités des pâtes inflammables ci-dessus indiquées. Elles donnent une très-belle lumière qui dure beaucoup plus longtemps que celle des allumettes en bois.

Les amadoues et les papiers inflammables pour les fumeurs consistent en papier mâché imprégné de salpêtre et enduit par un bout de l'un ou de l'autre des mélanges précédents.

On fabrique au Japon des allumettes en papier, qui brûlent en projetant des étincelles ramifiées, fort jolies et qui imitent en petit le phénomène de la combustion d'un fil de fer dans l'oxygène. Elles sont faites en papier de Chine qui enveloppe 40 milligrammes d'une sorte de poudre à canon imparfaite.

Bien que les allumettes sans chlorate soient moins explosives et moins dangereuses que celles qui en contiennent, elles n'en sont pas moins la cause d'une infinité d'accidents. Le nombre des incendies s'est singulièrement accru depuis que l'usage des allumettes phosphoriques est devenu si général. Il en est de même des empoisonnements par le phosphore, qui occupent aujourd'hui le premier rang dans la statistique criminelle. Ce qui est non moins grave, c'est la funeste action des émanations phosphorées sur la santé des ouvriers chargés du chimicage et de la mise en paquets des allumettes ; ils sont sujets à des bronchites plus ou moins graves, à la carie des mâchoires, à des tremblements nerveux. Dans plusieurs fabriques d'Angleterre, on les met en partie à l'abri de ces accidents fâcheux en les astreignant à porter sur leur poitrine un petit flacon de verre débouché et plein d'essence de térébenthine ; les vapeurs de cette essence continuellement respirées combattent avantageusement les effets des vapeurs phosphorées (1).

Comme remède à tous ces inconvénients, les uns ont proposé de substituer au phosphore ordinaire le phosphore rouge qui, vous le savez, n'est pas vénéneux et a de plus l'avantage de ne pas s'enflammer spontanément dans les conditions qui peuvent se rencontrer dans tout lieu habitable. M. Camaille, fabricant à Paris, a mis le premier en circulation des allumettes au phosphore rouge.

D'autres, comme MM. Boëtger, et Lundström de Jönköping, en Suède, ont fractionné, en quelque sorte, l'allumette, en ne donnant au bois que la pâte au chlorate, et déposant sur le fond de la boîte le phosphore rouge. C'est ce qu'on appelle les *allumettes hygiéniques* ou *briquets de sûreté*. En France, leur fabrication est faite très en grand par MM. Coignet, de Lyon.

D'autres, comme MM. Bombes-Devilliers et Dalemagne, ont appliqué le phosphore rouge à l'extrémité non soufrée de l'allumette, de sorte que celle-ci porte avec elle ce qu'il faut pour lui faire prendre feu. En effet, il suffit de rompre l'allumette en deux morceaux inégaux, d'appliquer le petit dont l'extrémité est imprégnée de phosphore rouge contre l'extrémité du grand morceau, qui est recouverte d'un mélange de 2 parties de chlorate de potasse, 1 partie de charbon et 1 partie de terre d'ombre, puis de frotter convenablement, pour enflammer l'allumette. C'est là ce qu'on appelle l'*allumette androgynne*.

D'autres enfin, comme MM. Hochstetter et Canouil, ont supprimé le phosphore, blanc ou rouge, de la composition inflammable, de manière que les allumettes sont tout à fait inoffensives. C'est là, suivant nous, la meilleure solution

(1) Chez MM. Bell et Black, de Stratford qui, les premiers, adoptèrent cet emploi de l'essence de térébenthine, la mise en cadre et le trempage des allumettes s'opèrent aujourd'hui automatiquement au moyen d'un appareil fermé, surmonté en son centre d'une hotte de dégagement pour les vapeurs phosphorées. Les enfants proposés au trempage font leur travail du dehors.

du problème. M. Canouil n'a pas fait connaître son secret. M. Hochstetter a dit le sien, et voici la composition qu'il indique comme donnant de très-bons résultats :

Chromate de potasse.....	8
Chlorate de potasse.....	28
Oxyde de plomb.....	18
Sulfure rouge d'antimoine.....	7
Pierre ponce ou verre pilés.....	12
Gomme.....	8
Eau.....	36

Vous me pardonnerez, Messieurs, les détails dans lesquels je viens d'entrer à propos d'une industrie chimique qui, en apparence peu importante, ne laisse pas cependant que de donner du pain à un bien grand nombre de familles. On peut estimer à 50000 les ouvriers occupés en Europe à la fabrication des allumettes chimiques de diverses espèces, et à 250 millions au moins la valeur des produits.

La réaction de l'acide sulfurique sur le chlorate de potasse, qui m'a amené à vous parler des briquets et allumettes chimiques, permet de faire, dans les cours, une expérience fort jolie dont je vais vous rendre témoins.

Production du feu sous l'eau. — On met dans un verre à pied une petite quantité d'eau, du chlorate en plus grande proportion que

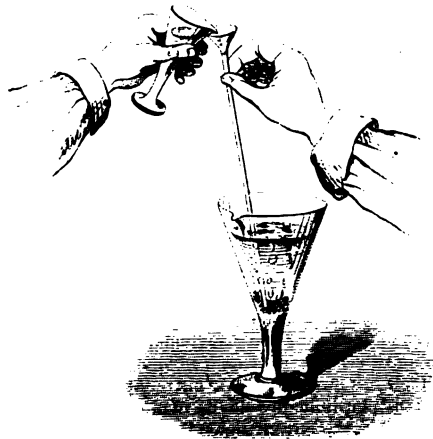


Fig. 494. — Combustion du phosphore sous l'eau au moyen du chlorate de potasse.

le liquide n'en peut dissoudre et quelques fragments de phosphore. On plonge ensuite au fond du vase l'extrémité effilée d'un petit entonnoir par lequel on fait écouler de l'acide sulfurique concentré (fig. 494). Dès que celui-ci est parvenu dans la dissolution, il s'échauffe, réagit sur le sel et le phosphore, en déterminant aussitôt la production de nombreux jets de lumière au sein du liquide. Ce phénomène frappe d'étonnement et d'admiration les personnes qui ignorent la cause de cette

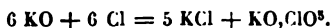
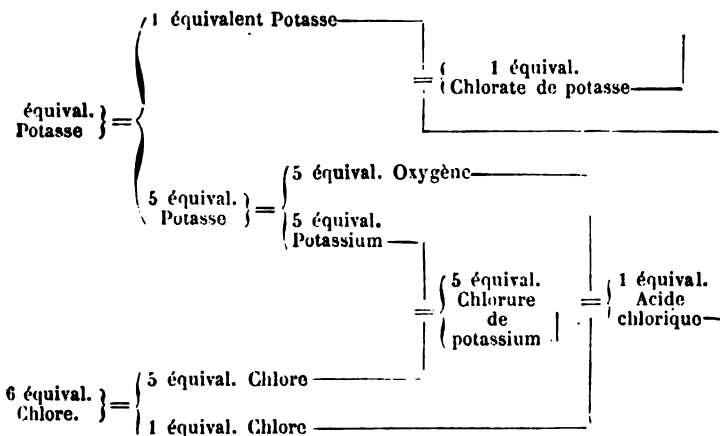
combustion. En mettant dans le verre, avec les autres substances, quelques petits morceaux de phosphure de calcium, des jets de feu

d'une belle couleur vert-émeraude se produisent au fond du vase, tandis que des éclairs jaunâtres viennent éclater à la surface du liquide.

Ces expériences, qui ne paraissent que des jeux d'enfants, ne sont pas aussi futiles qu'on pourrait le croire. Elles servent à mieux graver dans la mémoire les causes premières de toutes ces curieuses réactions chimiques.

Fabrication du chlorate de potasse. — On produit le chlorate de potasse en faisant passer un courant de chlore dans une solution concentrée de potasse d'Amérique. Il se forme, dans ce cas, du chlorure de potassium très-soluble et du chlorate de potasse peu soluble, qui se dépose en écailles lorsque sa proportion dans la liqueur devient un peu considérable.

Voici la légende qui explique comment les choses se passent dans cette réaction :



L'eau n'intervient, dans cette circonstance, que pour faciliter l'action du chlore sur l'oxyde métallique.

Le chlorate de potasse déposé est lavé à l'eau froide, puis séché. Cette préparation étant fort longue et peu productive, puisque la plus grande partie de la potasse est transformée en chlorure de potassium, a été abandonnée pour un procédé plus rapide et plus économique, dû à M. Liebig, et qui permet d'emprunter tout l'oxygène nécessaire à l'oxydation du chlore, non à la potasse, mais à la chaux, beaucoup moins coûteuse.

On fait bouillir dans une suffisante quantité d'eau 10 parties d'hypochlorite de chaux sec et 1 partie de chlorure de potassium. Le premier

sel, par l'influence de la chaleur, se trouve d'abord converti en chlorate de chaux et en chlorure de calcium :



puis le chlorate de chaux, en réagissant sur le chlorure de potasse, donne lieu à du chlorate de potasse et à du chlorure de calcium :



Le chlorate de potasse se dépose en lamelles cristallines par le refroidissement, tandis que le chlorure de calcium reste dans les eaux-mères.

Fabrication industrielle. — Aujourd'hui, dans les grandes fabriques de produits chimiques, on opère de la manière suivante, en faisant usage de l'appareil représenté figure 495.

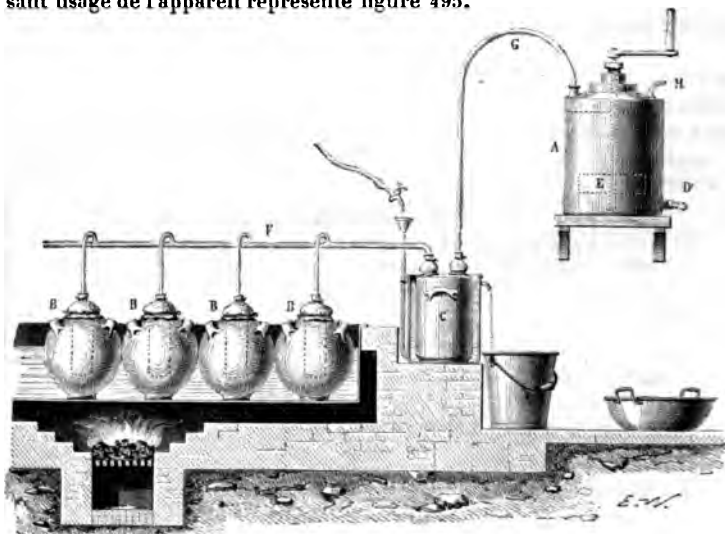
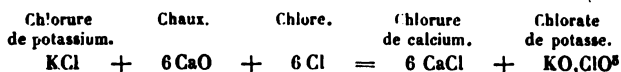


Fig. 495. — Fabrication du chlorate de potasse.

On introduit dans le cylindre en plomb A, d'une capacité de 2 mètres cubes environ, 2 parties de chaux éteinte, 1 partie de chlorure de potassium et 10 parties d'eau, et dans ce mélange, rendu homogène à l'aide de l'agitateur E, on fait arriver un courant de chlore par le tube G qui reçoit le gaz de l'appareil producteur BC. L'absorption est favorisée par une agitation fréquente; la température s'élève peu à peu presque à 100°, et, par suite de la réaction qui s'établit entre les trois matières en présence, il se fait du chlorure de calcium et du chlorate de potasse, comme le montre l'équation suivante :



FABRICATION DU CHLORATE DE POTASSE. 247



Lorsque le chlore cesse d'être absorbé et qu'il se dégage par le tube H, on ouvre le trou de vidange D et on reçoit le liquide dans un bassin en plomb, où la chaux non attaquée et les impuretés se déposent. On siphonne le liquide clair et on l'évapore dans des marmites en plomb munies d'une enveloppe en fonte dans laquelle circule de la vapeur d'eau. Lorsque la concentration est arrivée au point suffisant (30° de l'aréomètre environ), on laisse refroidir ; le chlorate de potasse se dépose en lamelles cristallines, tandis que le chlorure de calcium reste dans les eaux mères.

Celles-ci sont concentrées et abandonnées à une nouvelle cristallisation, souvent même on opère une troisième cristallisation.

On purifie le sel en le dissolvant dans l'eau bouillante de manière à lui donner une densité de 1,160, et on y ajoute 2^h¹¹,500 de cristaux de soude par 1000 litres de liqueur ; la chaux, l'oxyde de fer et toutes les autres impuretés accidentelles sont éliminés. On laisse reposer, on tire à clair et on met à cristalliser.

On obtient ainsi de très-beaux cristaux qu'on met à égoutter dans des entonnoirs de fer doublés de plomb, après les avoir lavés avec un peu d'eau. On les sèche ensuite sur des étagères couvertes d'ardoises ou de tôle plombée dans des étuves chauffées à 65 ou 70° au moyen de la vapeur.

Lorsqu'on veut avoir le chlorate en poudre, on trouble la cristallisation, comme on le fait pour le salpêtre.

Usages. — Le chlorate de potasse ne sert pas seulement à la fabrication des allumettes chimiques et des mélanges pyrotechniques, on en tire journellement encore un excellent parti comme source d'oxygène, tant pour oxyder que pour ronger les couleurs dans les fabriques d'impression sur tissus.

VINGT-SIXIÈME LEÇON

DES COMPOSÉS DU BARYUM, DU STRONTIUM ET DU CALCIUM.

SOMMAIRE. — Du sulfate de baryte. — Préparation de la baryte et de ses sels. — Carbonate de baryte. — Baryte caustique. — Bioxyde de baryum. — *Bioxyde d'hydrogène.* — STRONTIUM et ses composés ; ses analogies avec le BARYUM. — De la CHAUX VIVE ou CAUSTIQUE. — Du CARBONATE DE CHAUX et de ses nombreuses variétés naturelles. -- De la lithographie. — Des moyens de reconnaître les pierres gélives. — Des incrustations ou pétrifications par les eaux calcaires. — Préparation de la CHAUX VIVE. — Des chaux grasses, maigres, hydrauliques, et du ciment romain. — Efflorescences des murailles.

Du Baryum et de ses composés.

Il a été question bien des fois, dans les leçons antérieures, de la baryte et de ses sels, l'azotate et le chlorure, comme des meilleurs réactifs pour constater dans les liquides la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné.

C'est le moment de vous apprendre comment on prépare ces composés. Ils proviennent de deux espèces minérales du Baryum dont je dois vous dire quelques mots.

Sulfate de baryte. — Il y a, dans une infinité de gîtes métallifères, notamment dans ceux de cuivre, d'argent, de plomb, d'antimoine de la Saxe, de la Bohême, de la Hongrie, de la Styrie, de la Sibérie, du Tyrol, de l'Angleterre, de la France (Puy-de-Dôme), un minéral remarquable par ses masses saccharoïdes, ses cristaux volumineux, transparents, le plus souvent en octaèdres à base carrée cunéiformes (fig. 496) et sa grande densité qui s'élève jusqu'à 4,7. Désigné par les naturalistes, à cause de ce dernier caractère, d'abord sous le nom de *spath pesant*, puis sous celui de *barytine*, il porte en chimie celui de *sulfate de baryte*, et il est représenté par la formule BaO,SO^3 .

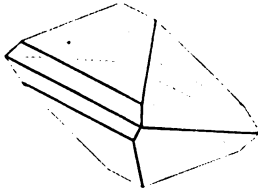


Fig. 496. — Sulfate de baryte en octaèdres cunéiformes.

Ce furent les chimistes suédois Scheele, Gahn et Bergmann qui en découvrirent la nature et qui firent connaître sa base sous le nom de *terre pesante*; le mot *baryte*, créé par les chimistes français, veut dire la même chose (du mot grec *barús*, pesant).

Ce sulfate de baryte naturel n'a d'abord servi que comme fondant



dans les usines à cuivre de Birmingham, pour la fabrication de certains verres, pour allonger la céruse, pour l'apprêt des calicots, et enfin pour l'obtention de la baryte et de ses sels. Mais aujourd'hui on le prépare artificiellement, afin de l'avoir plus divisé et plus blanc, et sous les noms de *blanc de baryte*, de *blanc fixe*, il sert au satinage des papiers de tenture, à la glaçure des cartes et cartons, à la peinture en détrempe, à la peinture siliceuse, au blanchiment des plafonds. Sa blancheur et son inaltérabilité à l'air expliquent l'énorme consommation qu'on en fait pour ces dernières applications.

Telle est l'insolubilité de ce sel dans l'eau, même acidulée, que l'acide sulfurique et les sulfates alcalins produisent un précipité dans un liquide qui ne contient que $\frac{1}{200000}$ d'un sel de baryte en dissolution. Ce précipité, je vous l'ai déjà montré, est insoluble dans l'acide azotique ou autre.

Comme le sulfate de baryte naturel en masses compactes résiste à l'action des lessives bouillantes, à la plupart des sels acides (sulfates de cuivre, de fer, de zinc), du sel marin, du salpêtre, des silicates alcalins solubles, de la crème de tartre, des acides chlorhydrique, phosphorique chauds, de l'acide sulfurique étendu et froid, M. Kalisch, chimiste de Trèves, a eu l'idée de s'en servir pour construire économiquement les réservoirs ou bassins destinés dans les fabriques de produits chimiques à contenir ces divers agents corrosifs. Pour cela, il double le fond et les parois de ces récipients, en bois ou en pierre, avec des lames bien dressées de *spath pesant*, dont les joints sont remplis avec un mastic composé de spath en poudre et d'une dissolution épaisse de caoutchouc dans l'essence de térébenthine.

Le sulfate de baryte naturel, réduit en pâte avec de la farine et de l'eau et chauffé au rouge blanc, fournit un sulfure de baryum qui est phosphorescent dans l'obscurité. Ce fait a été découvert en 1602 par un cordonnier italien, nommé Vincenzo Casciarolo. Cet homme, ayant trouvé au pied du mont Paterno, près Bologne, un morceau de sulfate de baryte, crut que cette pierre renfermait de l'argent, à cause de son poids et de son éclat. Voulant en extraire ce métal, il le soumit à l'action du feu, après l'avoir mélangé avec de la farine, d'autres disent avec des blancs d'œufs et du charbon, et il ne fut pas médiocrement surpris de voir le résidu de la calcination répandre, après son refroidissement, une lueur phosphorescente. C'est ce qui fit donner au sulfate de baryte le nom de *phosphore de Bologne*. On ignore encore la cause de cette phosphorescence; car le sulfure de baryum ne possède pas cette propriété, et ce n'est qu'avec le sulfate naturel qu'on peut la faire naître.

Préparation de la baryte et de ses sels. — Dans tous les cas, c'est avec le sulfure de baryum, obtenu par la calcination du sulfate en poudre fine avec du charbon au rouge vif, dans un creuset cou-

vert (fig. 497), ou dans un four à réduction quand on agit en grand, en employant 75 parties de sulfate et 25 de charbon, qu'on a préparé pendant longtemps tous les composés barytiques.

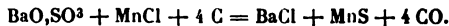


Fig. 497. — Préparation du sulfure de baryum dans les laboratoires.

En effet, en épuisant par l'eau bouillante le résidu de cette calcination, filtrant et faisant bouillir cette solution concentrée à 37 ou 40° avec de l'oxyde de cuivre, ou préférablement avec de l'hydrate de zinc, il se forme du sulfure de cuivre ou de zinc insoluble, et il se dépose des cristaux d'hydrate de baryte ($\text{BaO}, 10 \text{HO}$) par le refroidissement de la liqueur filtrée.

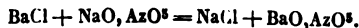
Si l'on traite la même solution de sulfure de baryum par un léger excès d'acide chlorhydrique ou d'acide azotique étendu, il se dégage de l'hydrogène sulfuré, et il reste en solution du chlorure de baryum ou de l'azotate de baryte, qu'on peut avoir à l'état de cristaux par évaporation et refroidissement de la liqueur filtrée.

Chlorure de baryum. — M. Kuhlmann prépare plus économiquement ces mêmes sels de baryte en calcinant dans un four à réverbère le sulfate de baryte avec du charbon et du chlorure de manganèse provenant de la fabrication du chlore. Il se produit, dans ce cas, du chlorure de baryum, du sulfure de manganèse insoluble et de l'oxyde de carbone :



Il suffit de traiter par l'eau la masse calcinée pour isoler le chlorure de baryum, qu'on peut ensuite faire cristalliser. Il est en petites lames rhomboidales ainsi constituées : $\text{BaCl}, 2 \text{HO}$. M. Kuhlmann s'en sert dans ses usines pour empêcher les incrustations dans les chaudières à vapeur. Les médecins l'utilisent pour combattre les dartres et les maladies scrofuleuses.

Si maintenant on fait dissoudre ensemble du chlorure de baryum et de l'azotate de soude, et qu'on évapore à chaud, il y a double décomposition, dépôt de sel marin, et il reste en dissolution de l'azotate de baryte :



Par le refroidissement la liqueur fournit des octaèdres ou des cubo-octaèdres réguliers et anhydres d'azotate. Ce sel sert principalement dans la pyrotechnie.



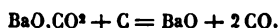
Si, enfin, dans la dissolution étendue de chlorure de baryum, on verse, en agitant continuellement, de l'acide sulfurique faible, il se forme un abondant précipité de sulfate de baryte excessivement divisé et très-blanc, qu'on lave bien pour lui enlever jusqu'aux dernières traces d'acide chlorhydrique et qu'on transforme en une pâte ferme au moyen d'un filtre à sac. C'est cette pâte contenant 30 à 32 p. 100 d'eau qu'on livre au commerce sous le nom de *blanc fixe*.

En Allemagne, on produit le chlorure de baryum d'une autre manière, que j'ai indiquée dans l'étude générale des sels. On fond le sulfate de baryte en poudre avec son poids de chlorure de calcium solide, résidu presque sans valeur d'une foule d'opérations chimiques. C'est avec le chlorure de baryum ainsi obtenu et séparé du sulfate de chaux formé en même temps que lui, qu'on prépare ensuite le *blanc fixe*, dont on fait une énorme consommation pour la confection de ces papiers d'un blanc pur, imitant le linge, avec lesquels on fabrique des cols et poignets de chemise, une foule d'articles pour la toilette des femmes; plus d'un million de ces divers objets sont expédiés par semaine d'Allemagne pour les États-Unis.

Carbonate de baryte. — Un autre minéral, moins répandu que le sulfate, c'est le carbonate de baryte que le docteur Withering a découvert dans la mine de plomb de Snailback, dans le nord de l'Angleterre, ce qui lui a fait donner le nom de *Withérite*. Il a été retrouvé depuis en plusieurs autres points, dans le Cumberland et dans la Haute-Styrie.

En mettant ce carbonate en contact avec les vapeurs d'acide chlorhydrique qui s'échappent des fours à décomposer le sel marin, ou avec les vapeurs nitreuses qui sortent des chambres de plomb dans lesquelles se produit l'acide sulfurique, M. Kuhlmann a montré qu'on peut le transformer à volonté en chlorure de baryum ou en azote de baryte.

On s'en sert encore pour obtenir la baryte en le calcinant, dans un fourneau à réverbère, avec 1/10^e de son poids de charbon, ainsi que MM. Dubrunfaut et Leplay l'ont indiqué en 1830. On obtient :



On traite la masse calcinée par l'eau bouillante, on filtre et on laisse refroidir en vases fermés. Il se dépose de beaux cristaux lamellaires d'un surhydrate de baryte ainsi constitué : BaO,10 HO. .

Le carbonate de baryte est un poison pour les animaux, aussi est-il connu en Angleterre sous le nom de *Pierre contre les rats*. Comme il n'a ni goût ni odeur et ne présente aucun danger pour l'homme, il serait à désirer que son usage se répandit en France, où nous perdons chaque année un quart de la récolte par la dent des mulots et des autres rongeurs.

Baryte caustique ou Protoxyde de baryum. — La baryte caustique, c'est-à-dire anhydre = BaO , s'obtient dans les laboratoires par la calcination au rouge dans une cornue de porcelaine (fig. 498) de l'azotate cristallisé. Ainsi que le montre l'équation suivante :



Fig. 498. — Préparation de la baryte caustique par la calcination de l'azotate.



il se dégage de l'acide hypoazotique et de l'oxygène qui boursoufflent la matière fondue et laissent la baryte sous forme d'une masse grise et poreuse. On a soin de la renfermer dans des flacons à l'émeri, car elle absorbe rapidement l'humidité et l'acide carbonique de l'air.

Elle a une telle affinité pour l'eau, que lorsqu'on verse un peu de ce liquide à sa surface, il est absorbé instantanément avec un bruit comparable à celui d'un fer rouge plongé dans l'eau, et avec un tel dégagement de chaleur, que les fragments de baryte deviennent incandescents, puis se fendent et fournissent un hydrate qui adhère si fortement au vase qu'on ne peut l'en détacher qu'avec peine.

Cet hydrate, BaO, H^2O , qui est très-blanc et caustique, est indécomposable par le feu ; il se dissout dans 20 parties d'eau froide et dans 10 parties d'eau bouillante. C'est alors ce qu'on appelle *eau de baryte*, qui est encore plus prompte que l'eau de chaux à absorber l'acide carbonique.

L'hydrate de baryte est devenu, dans les mains de M. Dubrunfaut, un agent industriel d'une grande importance, puisqu'il permet d'isoler des mélasses de betterave le sucre cristallisable qui s'y trouve en proportions notables, ainsi qu'il en sera question dans les leçons de chimie organique.

La baryte, anhydre ou hydratée, sature les acides avec une grande énergie. Si l'on verse de l'acide sulfurique sur un fragment de la première, il en résulte une incandescence des plus vives, l'oxyde reste rouge pendant quelques minutes, des vapeurs épaisses d'acide sulfurique apparaissent, et le vase dans lequel on opère est brisé.

Bioxyde de baryum. — Lorsque, dans un tube de porcelaine ou de verre un peu épais, rempli de fragments de baryte caustique et porté au rouge sombre, on fait passer un courant d'oxygène pur, celui-ci est absorbé en produisant une vive incandescence, et il en résulte un nouvel oxyde de baryum, BaO^2 , qu'on appelle *bioxyde*.

On peut très-bien remplacer l'oxygène par de l'air sec, dépouillé d'acide carbonique, et dans ce cas, on fait usage de l'appareil suivant



(Fig. 499). L'air, chassé du gazomètre *a*, se lave en *b*, se dépouille de son acide carbonique dans la colonne *c* remplie de ponce imbibée de soude caustique et va suroxyder la baryte contenue dans le tube *dd*. L'azote de l'air se dégage par le tube *e* qui plonge dans le mercure destiné à faire pression. L'opération est terminée quand c'est de l'air non altéré qui sort par le tube *e*.

Le bioxyde de baryum est en fragments poreux, d'une teinte grise,



Fig. 499. — Préparation du bioxyde de baryum.

quelquefois verdâtre. C'est un oxyde singulier qui, en présence des acides, abandonne la moitié de son oxygène et repasse à l'état de protoxyde, comme lorsqu'il est exposé à la chaleur du rouge vif; et comme, dans ce dernier cas, la baryte régénérée peut de nouveau absorber l'oxygène au rouge sombre, pour l'abandonner au rouge vif, il en résulte qu'avec la même quantité de baryte, on peut, de la sorte, obtenir d'assez grandes quantités d'oxygène. C'est ce qu'a montré M. Boussingault. Toutefois, au bout de 15 à 20 opérations alternatives, la baryte, devenue compacte, doit être renouvelée, parce qu'elle n'absorbe plus que des quantités insignifiantes d'oxygène.

Bioxyde d'hydrogène. — Si l'on délaye du bioxyde de baryum dans de l'acide chlorhydrique étendu et refroidi, il se forme du chlorure de baryum et du *bioxyde d'hydrogène* :



que Thenard a découvert et étudié, en 1818, sous le nom d'*eau oxygénée*.

Ce composé est remarquable par son instabilité, et il offre cette particularité que, mis en contact avec un grand nombre de corps, même à la température ordinaire, par exemple avec les métaux les moins

oxydables et réduits en poudre, il se décompose tout à coup, quelquefois avec explosion, laisse dégager la moitié de son oxygène et se trouve ramené à l'état de protoxyde ou d'eau ordinaire, sans que le métal, placé au milieu d'un torrent d'oxygène à l'état naissant, en absorbe la moindre quantité.

Il y a plus même ; il communique à certains composés l'instabilité qui le caractérise : ainsi, par exemple, l'oxyde d'argent qu'on met en sa présence donne immédiatement de l'argent métallique et un dégagement d'oxygène qui s'ajoute à celui qui provient du bioxyde d'hydrogène.

Les corps avides d'oxygène s'approprient instantanément celui que perd ce singulier composé dans son retour à l'état de protoxyde d'hydrogène. C'est donc un des oxydants les plus énergiques.

L'auteur de sa découverte (1) a fait une brillante application de sa facile désoxygénation à la restauration des vieux tableaux dont les parties blanches ont été noircies avec le temps. Cette altération des peintures est due à ce que le carbonate de plomb ou *céruse*, employé pour couvrir la toile en blanc, se convertit en sulfure de plomb noir par les émanations sulfureuses. Si l'on passe légèrement sur ces parties noires un pinceau imbibé de bioxyde d'hydrogène étendu d'eau, elles disparaissent comme par enchantement, parce que l'oxygène de ce composé transforme le sulfure noir de plomb en sulfate qui est blanc. Le dessin ne souffre nullement de cette retouche. Mais l'eau oxygénée employée

(1) Thenard (Louis-Jacques), né à la Louptière, près Nogent-sur-Seine, en 1777, était fils d'un simple cultivateur. Il devint l'un des plus célèbres chimistes de notre siècle, et, comme professeur, il a rendu d'immenses services. Successeur du brillant Fourcroy, dont il fut d'abord l'élève et le préparateur, il a contribué, plus que tout autre, à populariser le goût des sciences physiques et à multiplier les applications de la chimie à l'industrie et aux beaux-arts. Son *Traité élémentaire de chimie* a eu six éditions et a été traduit dans toutes les langues. Ses travaux de laboratoire ont été nombreux, et il a écrit, depuis 1800, une foule de mémoires de la plus haute importance. Il suffira de citer la découverte du bore, de l'acide sébacique, du bioxyde d'hydrogène, des éthers végétaux, l'extraction du potassium et du sodium, ses recherches sur la nature du chlore, des acides fluorique et fluoborique, sur l'analyse élémentaire des matières organiques, sur le dosage de l'acide carbonique de l'air, sur le bisulfure d'hydrogène, etc., pour donner une idée de son mérite comme savant. Dans l'ordre des applications industrielles, il est l'inventeur d'un procédé ingénieux pour la fabrication de la céruse, de la méthode encore suivie d'épurer les huiles d'éclairage, d'une belle couleur bleue minérale à base de cobalt pour la peinture à l'huile, d'un mastic hydrofuge pour la peinture à fresque, etc. Ce chimiste éminent, dont Vauquelin se glorifiait d'avoir guidé les premiers pas, a été, depuis Cuvier, le promoteur le plus actif et le plus intelligent du développement de nos principales institutions scientifiques. Venu pauvre à Paris, Thenard a laissé à son fils une grande fortune, conquise honorablement par le travail, et le titre de baron que lui octroya Louis XVIII. Il a clos glorieusement sa carrière, en fondant la *Société de secours des Amis des sciences*, à laquelle il donna 20000 francs, pour sa souscription. Il est mort le 21 juin 1857, après quelques jours de maladie.



DU STRONTIUM ET DE SES COMPOSÉS. 255

ne doit pas contenir plus de 8 fois son volume d'oxygène. C'est en agissant ainsi que Thenard a restauré parfaitement un beau tableau de Raphaël endommagé par le temps.

D'après M. Chevallier, le chlore liquide ou gazeux, les chlorures de chaux et de soude, agissent de la même manière que l'eau oxygénée et peuvent par conséquent la remplacer économiquement pour nettoyer et blanchir les boiseries et les tableaux non vernis. D'après Pelouze, la dissolution d'acide hypochloreux est encore plus énergique et plus rapide dans son action. Les beaux arts pourraient tirer un grand parti de ces faits.

Du Strontium et de ses composés.

Le strontium offre les plus grands points d'analogie avec le baryum, et son histoire est pour ainsi dire calquée sur celle de ce dernier métal. Ses oxydes, ses composés binaires non oxygénés et ses sels ont les mêmes formules que les produits correspondants du baryum, et ils n'en diffèrent que par quelques propriétés spéciales. Leur mode de préparation est absolument le même.

C'est aussi à l'état de sulfate et de carbonate que la strontiane se montre dans la nature, mais sans être aussi répandue que la baryte.

Sulfate. — Le sulfate de strontiane se présente souvent en jolis cristaux transparents accompagnant le soufre natif dans les solfatares de la Sicile, en Espagne, en Pensylvanie, etc., et aussi en masses fibreuses, en rognons, en morceaux compactes dans les Cévennes, en Écosse, dans les environs de Paris (Mendon, Montmartre, Ménilmontant). Il est presque toujours mêlé d'un peu de sulfate de baryte. Les minéralogistes le désignent sous le nom de *célestine*. C'est avec lui qu'on prépare tous les autres composés du strontium.

Carbonate. — Quant au carbonate, qui a pris le nom de *strontianite*, parce qu'on l'a d'abord trouvé, vers la fin du siècle dernier, dans les environs du cap Strontian, en Écosse, il offre ceci de particulier qu'il est dissous, à la faveur de l'acide carbonique, dans un grand nombre de sources minérales de l'Auvergne, notamment dans celles de Vichy, d'Hauterive, de Saint-Nectaire, de Saint-Alyre, de Sainte-Claire et de Jaude à Clermont, de Vic, d'Evau dans la Creuse, de Saint-Galmier dans la Loire, etc.

Azotate. — De tous les composés de strontium, l'azotate est le seul qui joue un rôle industriel. Les artificiers en consomment de grandes quantités, en mélange avec le charbon et le chlorate de potasse, pour produire ces belles flammes d'un rouge pourpre qu'on admire dans les scènes d'incendie sur les théâtres et dans les feux du Bengale qu'on allume dans les fêtes publiques.

On préfère pour cet objet l'azotate en gros octaèdres contenant

40 p. 100 d'eau de cristallisation, parce qu'en le chauffant légèrement, on l'obtient aisément en poudre très-fine.

Il est à noter que tous les sels ou composés du strontium colorent la flamme de l'alcool en rouge-pourpre, tandis que les sels ou composés du baryum ne changent pas sensiblement sa teinte.

La strontiane ne paraît avoir aucune des propriétés toxiques de la baryte.

Du Calcium et de ses composés.

Chaux ou Protoxyde de calcium. — Parmi les composés minéraux que le génie de l'homme a su faire servir à ses besoins, la CHAUX (*protoxyde de calcium*) tient, sans contredit, le premier rang ; car aucun ne peut rivaliser avec cette matière pour l'importance et la multiplicité de ses applications.

Les propriétés utiles de cette substance furent connues dès l'origine des sociétés humaines, puisque déjà elle était la base de ces ciments et mastics avec lesquels les anciens surent donner à leurs édifices une solidité qui excite encore aujourd'hui notre admiration. On l'employa de bonne heure encore au blanchiment et à la fabrication des lessives caustiques, puisque Théophraste nous parle d'un vaisseau qui périt, parce que la chaux dont il était chargé et qui était destinée au blanchiment, se trouva imprégnée d'eau par accident.

On ne rencontre jamais cet oxyde à l'état de liberté dans la nature ; il y est toujours combiné à différents acides, et entre autres aux acides carbonique, sulfurique, phosphorique, azotique et silicique.

Privée des acides auxquels elle est naturellement unie, la chaux a la causticité des alcalis et leur action destructive sur les tissus animaux ; mais elle les perd bientôt au contact de l'air, en absorbant tout à la fois l'humidité et l'acide carbonique de ce fluide ($\text{CaO}, \text{CO}^2 + \text{CaO}, \text{HO}$).

Elle est, d'ailleurs, en fragments irréguliers, d'un blanc grisâtre.

Extinction de la chaux. — Elle a une si grande affinité pour l'eau, qu'elle l'absorbe avec rapidité en s'échauffant considérablement, se fendille en craquant, augmente beaucoup de volume ou *foisonne*, comme l'on dit en termes techniques, et finit par se réduire en une poudre blanche et légère qui n'est presque plus caustique. Elle est alors à l'état d'hydrate. Les maçons disent qu'elle est *éteinte*. Ce changement tient à ce qu'elle ne peut plus absorber rapidement l'humidité qui recouvre la langue, ni s'échauffer par cette absorption.

En pesant la chaux après son extinction, on constate que son poids est considérablement augmenté, ce qui ne peut dépendre que de sa combinaison avec une certaine quantité d'eau. L'analyse démontre que la *chaux éteinte*, ou l'*hydrate de chaux*, ainsi symbolisé CaO, HO , reu-

Pendant l'extinction de la chaux vive, la température s'élève au moins à 300° par suite de la combinaison de la chaux avec l'eau; aussi remarque-t-on une grande quantité de vapeurs aqueuses qui s'échappent avec sifflement des fissures de la pierre, et, lorsqu'on verse une nouvelle quantité d'eau sur les fragments qui ne sont pas encore complètement délités, il semble que le liquide tombe sur des charbons ardents ou sur du sable très-chaud (1).

Souvent les chauxonniers mettent à profit cet échauffement considérable de la chaux vive pour allumer de petits tas de matières combustibles sèches et légères. Ces faits font concevoir les inconvénients qui résulteraient de l'entassement de fragments de chaux vive dans un endroit non garanti de la pluie et à proximité de matières combustibles.

La chaux éteinte ou hydratée, délayée dans une grande quantité d'eau, forme ce qu'on appelle vulgairement le *lait de chaux*.

La chaux caustique est sensiblement soluble dans l'eau, mais son hydrate l'est un peu plus et, chose singulière, c'est que tous deux sont plus solubles dans l'eau froide que dans l'eau chaude. En effet :

1 partie de chaux caustique exige pour se dissoudre :		1 p. d'hydrate exige :
A la température	de 0°	635 476 part. d'eau.
	de + 15°	778 584 —
	de + 54°	972 729 —
	de + 100°	1270 952 —
En d'autres termes, 1 litre d'eau dissout :		
à 0°	1 ^{re} ,57 de chaux.	
à 15°	1 ,30 —	
à 54°	1 ,03 —	
à 100°	0 ,79 —	

Eau de chaux. — De là vient que la dissolution de chaux froide, ou l'eau de chaux, comme on l'appelle dans les laboratoires, se trouble et dépose, quand on la fait bouillir, de l'hydrate de chaux sous forme de cristaux microscopiques.

La préparation de l'eau de chaux, réactif si fréquemment employé, est aussi simple que possible, puisqu'elle se borne à renfermer dans un grand flacon de l'eau distillée avec un excès d'hydrate de chaux, agitant souvent et laissant ensuite reposer, siphonnant la liqueur claire et la remplaçant par de nouvelle eau qui, en quelques jours, est de nouveau saturée de chaux.

Lorsqu'on ajoute du sucre à l'eau qu'on met en contact avec la chaux, son pouvoir dissolvant augmente dans une très-forte proportion et dans un rapport direct avec le poids du sucre employé. Voilà donc un moyen commode d'avoir une dissolution saturée de chaux pour une foule de besoins, et notamment pour l'analyse chimique ou la médecine.

(1) « Quel prodige, s'écriait Pline, de voir ce qui a été déjà brûlé prendre feu dans l'eau ! » (*Hist. nat.*, lib. 36, § 53.)

VINGT-SIXIÈME LEÇON.

Le composé de sucre et de chaux qui se forme ainsi et qu'on appelle *sucrate* ou *saccharate de chaux*, véritable sel dans lequel le sucre a réagi avec l'acide, présente une propriété curieuse. Sa dissolution dans l'eau, qui est limpide, se trouble et se coagule, à la manière du blanc d'œuf, par la chaleur de l'ébullition : c'est le sel qui se sépare ; mais il se redissout à mesure que la liqueur se refroidit, lorsque celle-ci est revenue à la température ambiante, elle reprend sa transparence et sa limpidité premières. Le sucrate de chaux a donc, d'une manière qu'on peut dire exagérée, un caractère qui rappelle ce que nous sentent assez généralement les sels de chaux, une solubilité qui croît à mesure que la température s'élève.

C'est en calcinant au rouge le carbonate de chaux naturel qu'on obtient la chaux caustique. Avant de vous indiquer comment on fait cette calcination, il est nécessaire de vous faire connaître son mode de répartition.

Carbonate de chaux. — Ses variétés naturelles. — Normalement le carbonate de chaux se trouve en abondance dans le sol et sur la surface de la terre, puisqu'il forme des montagnes entières et des chaînes de montagnes, comme les Pyrénées, le Jura, les Alpes, les Apennins, une grande partie des Alpes ; mais il existe encore dans tous les végétaux, et constitue presque entièrement la coquille de certains animaux, la carapace des crustacés (*écrevisses, homards, etc.*) ou coquille des mollusques (*huitres, moules, colimaçons, etc.*), les coraux (*coraux, madrépores, etc.*) : ces derniers se développent avec une abondance qu'ils produisent des îles émergentes et des récifs qui gênent la navigation dans les vastes mers du Sud.

Les formes très-variées sous lesquelles se montre ce sel, les nombreux auxquels on le trouve, tout en lui excitant l'intérêt et peut devenir le sujet d'une étude aussi étendue qu'agréable.

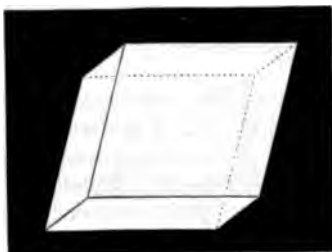


Fig. 50. — Rhomboïde obtus de spath d'Islande.

a. Calcêtre spathique cristallisé. — Le célèbre minéralogiste Haüy a décrit plusieurs variétés de carbonate de chaux cristallisé, et il a calculé en avant plusieurs milliers de formes possibles ! Toutes ces formes cristallines très-diverses dérivent d'un rhomboïde obtus (Fig. 50).

Les cristaux rhomboédriques, incolores et transparents, connus sous le nom de *spath d'Islande*, présentent le phénomène remarquable de la *double réfraction*. Si l'on place une épingle ou une ligne noire sur un de ces cristaux et qu'on regarde l'objet à travers deux faces opposées, on voit deux images de l'objet, l'une réelle et l'autre virtuelle.



lèles du rhomboïde (fig. 501), on voit distinctement deux épingles ou deux lignes noires à côté l'une de l'autre.

Parfois les cristaux de carbonate de chaux sont des prismes rectan-



Fig. 501. — Double réfraction du spath d'Islande.

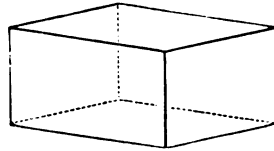


Fig. 502. — Forme primitive de l'arragonite.

gulaires (fig. 502), d'un blanc laiteux, qui portent le nom d'*arragonite*. Cette forme appartient à un autre système cristallin que le *spath d'Islande*.

Voilà donc un nouvel exemple de dimorphisme, c'est même le premier qui ait été constaté.

Souvent le carbonate de chaux est en masses dont le tissu, formé de petites lames croisées dans tous les sens, présente une ébauche de cristallisation. Plus fréquemment encore il est en masses compactes, à tissu serré, sans aucun indice de cristallisation. Sous chacune de ces formes, il reçoit un nom différent et des applications spéciales que je vais vous faire connaître.

b. Calcaire saccharoïde ou Marbre blanc. — Lorsque le carbonate de chaux est en masses saccharoïdes, c'est-à-dire formées de grains brillants, comme le sucre, ce qui indique une ébauche de cristallisation, et qu'en outre ces masses sont assez dures, demi-transparentes ou translucides, d'un beau blanc ou à peine colorées, il constitue les *marbres blancs* ou *statuaires*, qui servent exclusivement aux sculpteurs.

Le plus connu des marbres antiques est celui de l'île de Paros, l'une des Cyclades dans l'Archipel grec. Chez les modernes, les marbres de ce genre sont tirés principalement des environs de Carrare, dans le duché de Modène (1), de l'île d'Elbe (2), de Seravezza, bourg de Toscane (3), etc.

(1) Les carrières de marbre de Carrare ont 8 kilomètres de long; elles sont exploitées depuis les Romains; elles paraissent inépuisables: l'exportation annuelle s'élève à plus de 100000 quintaux, représentant une valeur de 8 à 900 00 francs.

(2) Outre le marbre statuaire, on exploite aussi dans cette île un marbre blanc, veiné de vert, connu des artistes sous le nom de *marbre Cipolin*. Il a été ainsi désigné parce que les veines tracent dans la pierre, surtout quand elle est tournée en fûts de colonnes, des lignes concentriques pareilles à celles d'un oignon coupé, *cipolla*. Les Romains, qui ne laissaient inexploité aucune de leurs nombreuses conquêtes, ont les premiers su tirer parti du marbre de l'île d'Elbe. Ils ont également ouvert des carrières dans le beau granite du pays, notamment à Campo, et aussi dans l'île voisine de Giglio. Ces exploitations n'ont pas cessé d'être en activité.

(3) C'est le célèbre Michel-Ange qui a découvert les marbres de Seravezza, vers la fin du quinzième siècle ou au commencement du seizième.

c. **Calcaire compacte ou Marbre de couleur.** — Quant aux marbres de toutes couleurs destinés à la décoration et à l'ameublement des édifices, ils appartiennent à une autre variété de calcaire qui est en masses compactes, à tissu serré, sans aucun indice de cristallisation.

Il y en a de colorés en noir par un peu de bitume, tels sont ceux de Namur, de Dinant (Belgique), des Hautes-Alpes, etc.; ou en rouge, comme la *griotte d'Italie*, qu'on exploite près de Narbonne; ou en jaune, comme le *jaune de Sienne*. Souvent leurs couleurs sont disposées par veines ou par taches nuancées sur un fond uni: tels sont le *Sainte-Anne*, à fond gris et veines blanches, remarquable par sa solidité; le *Grand antique*, à fond noir et veines blanches nettement tranchées; le *Portor*, à fond noir et veines jaunes; le *Sarrancolin* des Pyrénées, le *Languedoc*, à fond rouge et à grandes veines, qu'on emploie pour les décorations monumentales: le dernier vient de Narbonne; le *bleu turquin*, à fond bleuâtre et veines plus foncées, etc.

Il y a des marbres qui sont formés de fragments de diverses teintes réunis par un ciment calcaire; c'est ce qu'on appelle alors des *brèches* et des *brocatelles* (marbres de l'Ariège, de l'Aude, des Basses-Pyrénées, d'Aix, d'Andalousie, etc.). Enfin certains sont uniquement composés de coquilles brisées converties en calcaire; on les nomme alors des *lumachelles*, de *lumaca*, *lumacella*, limaçon (environs de Troyes, de Narbonne, Jura, Brest, etc.); le *petit granite* ou marbre des Écaussines, près de Mons, qui couvre la plupart de nos meubles, en est un exemple commun.

On trouve les marbres dans presque toutes les chaînes de montagnes. Ils font l'objet d'une branche de commerce de la plus haute importance. Les plus connus et les plus employés sont ceux d'Italie, de Belgique et de France. Ils sont d'autant plus estimés qu'ils ont des couleurs plus vives, une pâte fine et homogène, qu'ils prennent un bel éclat par le poli, et se conservent à l'air sans altération. On leur donne le poli en frottant leur surface avec des poudres dures, telles que le grès, le sable argileux, la pierre ponce, l'émeri, le colcothar, la limaille de plomb mélangée de noir de fumée. Les frictions avec ces diverses substances sont répétées un très-grand nombre de fois.

Le mètre cube des marbres étrangers bruts va de 800 à 3500 fr., suivant les espèces; le prix des marbres français est beaucoup moins élevé, puisqu'il ne dépasse pas 1500 fr. pour les plus estimés (le *rouge vif du Languedoc*), et qu'il descend pour quelques-uns à 580 fr. (*noir de Dinant*), et même à 560 fr. (*Sainte-Anne du Boulonnais*).

L'emploi du marbre remonte à la plus haute antiquité, et le mot est aussi ancien que la chose; mais, dans sa première acception, il désignait toutes les pierres susceptibles de poli, telles que les granites, les porphyres, les serpentines, les albâtres; et c'est encore ainsi que l'entendent les architectes et les constructeurs, qui ne considèrent toutes



ces roches que par rapport à l'effet qu'elles produisent. Mais les naturalistes et les technologistes ont, avec raison, fait cesser cette confusion en n'appliquant le nom de *marbres* qu'aux calcaires, susceptibles de poli, caractérisés par la double propriété de faire effervescence avec les acides et de se réduire en chaux vive par la calcination.

En 1840, on a fait revivre en Italie l'art de produire des espèces de mosaïques sur marbre par absorption des matières colorantes. On commence par chauffer cette pierre pour rendre plus facile la pénétration des liquides qui doivent en opérer la teinture. Une solution d'azotate d'argent lui communique une couleur noire ; celle de vert-de-gris, appliquée chaude, une couleur verte ; la solution chaude de carmin donne le rouge ; l'orpiment dissous dans l'ammoniaque donne le jaune ; le sulfate de cuivre teint en bleu ; la solution de fuchsine teint en pourpre. Dès le quatrième siècle, on savait déjà que le marbre peut s'imprégner de couleurs, et on utilisait cette propriété pour la décoration. Zosime le Panopolitain en parle très-explicitement.

C'est au moyen de résine laque, appliquée à chaud sur le marbre également chaud, que les ouvriers parviennent à en recoller les fragments.

d. Calcaire lithographique. — C'est encore un calcaire compacte, susceptible de poli, dont un chanteur du théâtre de Munich, Senefelder, s'est servi avec tant de bonheur, en 1799, pour remplacer les planches de cuivre employées à la gravure ordinaire.

L'art de la *lithographie* consiste à dessiner sur la pierre polie, avec un crayon gras, l'image que l'on veut reproduire ; on fixe les traits du dessin par un lavage superficiel à l'eau de gomme acidulée par l'acide azotique ; ce lavage a encore pour effet de mettre le dessin en relief et surtout de changer la surface de la pierre en azotate, ce qui la rend imperméable aux corps gras. Sur cette surface ainsi préparée et maintenue humide, on étend avec un rouleau élastique de l'encre ordinaire d'imprimerie, qui ne se fixe point sur la parité humide, mais qui s'attache seulement sur le dessin tracé au crayon gras. En recouvrant alors la pierre d'une feuille de papier blanc un peu humide et exerçant une pression convenable, on décharge sur le papier la plus grande partie de l'encre qui donne ainsi, d'une manière facile et expéditive, la reproduction du dessin, dont on peut tirer un grand nombre d'épreuves sans altérer la pierre.

Importée en France en 1802, peu de temps après avoir été créée en Bavière, la lithographie n'a commencé à se développer que vers 1814, grâce aux efforts du comte de Lasteyrie, qui créa à Paris la première imprimerie lithographique. La Société d'encouragement a surtout contribué à faire naître et à entretenir chez les chimistes et les dessinateurs cette louable émulation qui, en moins de vingt-cinq ans, a produit des résultats aussi brillants qu'utiles. Aujourd'hui, l'art de Senc-

felder a reçu une telle perfection que ses dessins rivalisent, par le moelleux et la finesse de leurs traits, avec les plus belles gravures; il est devenu en outre, pour une foule d'usages, le complément nécessaire de l'imprimerie typographique.

Un habile mécanicien de Rouen, M. Perrot, a imaginé, en 1840, une machine qui mouille, encre, pose le papier sur la pierre, imprime et enlève les épreuves, sans le concours de la main de l'homme, et cela d'une manière continue, dans toute l'acception du mot. La *perrotine lithographique* a été imitée et perfectionnée depuis; si bien qu'aujourd'hui rien ne manque, sous le rapport de la célérité, de l'économie et de la perfection du travail, à cette admirable invention de Senefelder, rivale heureuse de la typographie et de la gravure.

Les pierres les plus recherchées par les lithographes sont celles de Pappenheim sur les bords du Danube, en Bavière; mais on en trouve aussi en France, particulièrement à Châteauroux (Indre), Pielle, Marchamp, Belley (Ain), aux environs de Dijon, de Périgueux, à Avèze près le Vigan (1), etc.

On substitue fort souvent aux pierres de calcaire compacte des plaques de zinc préparées, qui offrent plus de consistance et sont d'un emploi plus commode et plus économique, surtout pour l'*autographie*, ou la reproduction des écritures. Senefelder avait déjà employé ce métal. Cette modification constitue ce qu'on appelle la *zincographie*.

En 1836, Godefroi Engelmann, de Mulhouse, l'un des plus habiles lithographes de France, a résolu, le premier, le problème fort difficile de lithographier en couleurs, c'est-à-dire de remplacer le pinceau par des teintes appliquées au moyen du tirage, chaque pierre portant la couleur qu'elle doit déposer sur l'épreuve première. Cette nouvelle application de la lithographie, nommée avec raison *chromolithographie* (du mot grec *chroma*, couleur), a rendu des services immenses aux sciences et aux arts, et se prête avec un bonheur infini à toutes les exigences. Une carte géographique qui, coloriée à la main, coûtait une dizaine de francs, ne se vend actuellement que 3 fr. 25 depuis qu'on fait usage de la chromolithographie.

e. Calcaire grossier. — Cette espèce de carbonate de chaux est connu vulgairement sous le nom de *pierre à chaux*, *pierre à bâtir des Parisiens*. On la rencontre en bancs ou assises d'une plus ou moins grande épaisseur dans les terrains secondaires et tertiaires, tantôt enfoncés sous

(1) Cette dernière localité fournit les pierres du plus grand format que l'on connaisse et dont la qualité peut rivaliser avec la pierre tant vantée de Munich qui provient des diverses carrières de l'Allemagne. Dans l'état actuel de la lithographie, une pierre qui atteint 1^m,20 à 1^m,30 de hauteur sur 50 centimètres de largeur, est d'une grandeur fort respectable. La carrière d'Avèze en donne de beaucoup plus grandes, une entre autres de 2^m,35 de hauteur sur 1^m,35 de largeur; cette dernière pesait 1100 kilogrammes.



le sol, tantôt s'élevant à sa surface en collines, en montagnes, et même en chaînes de montagnes (Pyrénées, Jura, Vosges, Apennins, une grande partie des Alpes).

Ce calcaire a une texture lâche, un grain ordinairement grossier; il se laisse entamer facilement par les instruments tranchants, et n'est susceptible de recevoir aucun poli. Ses couleurs sont sales et varient entre le blanc, le gris et le jaune-isabelle. C'est, sans contredit, une des pierres qui rendent le plus de services à la société, car partout elle est employée pour les constructions.

Si le nom de *Pierre précieuse* était l'apanage des choses utiles plutôt que des choses brillantes, la pierre calcaire mériterait beaucoup mieux ce nom que le diamant et les autres *gemmes* colorées, qui ne sont, en réalité, que des objets de luxe, de magnifiques superfluités!

La *Pierre à bâtir* ne se rencontre pas également dans tous les pays; elle est commune en France, surtout aux environs de Paris, qui sont, pour ainsi dire, criblés de carrières dont l'exploitation contribue à l'immense richesse de cette ville. On la nomme *Pierre de taille* lorsqu'elle est en gros blocs, et *moellon* lorsque ses masses ne dépassent pas 17 décimètres cubes.

Les architectes et les maçons distinguent les *pierres dures* et les *pierres tendres*. Les premières, provenant surtout de Château-Landon (Seine-et-Marne), des environs de Caen, de Saint-Ylie (Jura), de Grimault (Yonne), de Soignies et de Rombaux en Belgique, sont très-compactes et peuvent être mises en usage au sortir de la carrière; ce sont des calcaires *siliceux*, c'est-à-dire mélangés d'une certaine quantité de silice à laquelle ils doivent leur dureté et leur compacité.

Les secondes, qu'on trouve principalement dans les environs de Paris, de Rouen, de Lille, etc., sont des calcaires *coquilliers*, c'est-à-dire entremêlés de nombreux débris de coquilles ou d'empreintes d'animaux marins ou fluviatiles; elles ont un tissu lâche, plus ou moins poreux, à gros grains. Elles contiennent beaucoup d'eau; aussi les laisse-t-on sécher longtemps à l'air après leur extraction, afin d'éviter des lézardes dans les constructions. La plupart, d'ailleurs, éclatent par la gelée; aussi les désigne-t-on par le nom spécial de *pierres gélives* ou *gélives*.

La durée des bâtisses dépend entièrement de la propriété qu'ont les pierres de carrière d'être gélives ou non. Vous concevez, d'après cela, Messieurs, combien il était important d'avoir un moyen certain de reconnaître en peu de jours si telle pierre d'appareil présente cette fâcheuse propriété. Cette question, qui avait occupé l'esprit du grand Colbert, puisqu'il y a cent quatre-vingt-deux ans qu'il en avait proposé la solution à l'Académie d'architecture, a été résolue, en 1820, par Brard, minéralogiste distingué.

Essai des pierres gélives. — Son procédé consiste à exposer les échantillons des pierres que l'on veut essayer à l'action d'une disso-

lution saturée et faite à froid de sulfate de soude, que l'on fait bouillir pendant une demi-heure. On retire ensuite les échantillons, on les isole, en les suspendant, à l'aide de fils, au-dessus des vases remplis de la dissolution dans laquelle ils ont bouilli. Vingt-quatre heures après, on trouve leurs surfaces couvertes de petites aiguilles blanches. On plonge ces pierres dans la dissolution pour faire tomber les premières efflorescences salines, et on recommence ainsi toutes les fois que les aiguilles sont bien formées, pendant l'espace de cinq jours environ. Quand les pierres ne sont point gélives, le sel n'entraîne rien avec lui, et l'on ne trouve au fond des vases ni grains, ni feuillets, ni fragments de pierres. Dans le cas contraire, on s'aperçoit, dès le premier jour que le sel paraît, qu'il entraîne avec lui des fragments, que les pierres perdent leurs angles, et que leurs arêtes s'émousent ; enfin on trouve au fond des vases tout ce qui s'est détaché dans le cours de l'épreuve.

Vous voyez, Messieurs, combien le procédé de Brard est ingénieux et d'une facile exécution. Tels sont les avantages de la science ; elle fournit à la pratique des moyens prompts et sûrs que le hasard n'eût pu faire connaître, car ici c'est une idée théorique qui a guidé le savant dans ses recherches et l'a conduit à un résultat aussi intéressant.

Le poids du mètre cube est de 2400 kil. pour les calcaires durs, et de 2300 kil. pour les pierres tendres.

f. Craie. — La craie est une des variétés les plus communes du carbonate de chaux non cristallisé, puisqu'elle constitue des masses considérables, qu'elle forme le sol de contrées entières, comme en Pologne, en Angleterre, en France (Champagne, côtes de la Manche, environs de Rouen, etc.).

Cette pierre a un tissu lâche, une cassure terreuse ; elle est friable et très-tendre, presque toujours blanche.

C'est avec elle qu'on prépare ce qu'on appelle à Paris le *blanc d'Espagne*, le *blanc de Meudon*, le *blanc de Bougival*, à Rouen le *blanc de Dieppedalle*, à Lille le *petit blanc*, en Champagne le *blanc de Troyes*, etc. Ce blanc est employé comme crayon pour écrire ou dessiner sur le bois, et pour toutes les peintures à la colle, dites *peintures en détrempe*. Il sert aussi à nettoyer les métaux et les verres.

Pour amener la craie à cet état, c'est-à-dire pour la priver de la plus grande partie du sable qu'elle contient, on la délaye dans l'eau, on laisse déposer le sable, puis on décante le liquide blanc, comme lactescent, qui la tient en suspension. Les figures 503 et 504 représentent en petit cette opération qui porte le nom de *levigation*. Une fois la craie déposée, on la laisse égoutter et, lorsqu'elle est en consistance convenable, on la moule en cylindres ou en *pains* dont on achève la dessiccation à l'air.

D'après les observations d'Ehrenberg de Berlin, il y a dans la craie deux parties bien distinctes, l'une cristalline, l'autre organique, ou



autrement dit composée d'une quantité infinie de dépouilles d'animaux microscopiques à coquilles appartenant à deux familles distinctes, les *polythalamies* et les *nautilites*.



Fig. 503. — Vase où la craie délayée dans l'eau abandonne son sable.

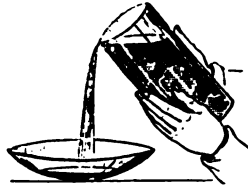


Fig. 504. — Décantation de l'eau tenant la craie en suspension pour la séparer du sable.

g. Calcaire incrustant. — Quoique le carbonate de chaux soit tout à fait insoluble dans l'eau, il est cependant peu de sources, de fontaines dont les eaux n'en renferment une certaine quantité. Mais c'est qu'alors il est dissous à la faveur d'un excès d'acide carbonique; aussi, dès qu'on vient à faire chauffer ces eaux, l'acide se dégage et le sel se précipite en poudre blanche; si on les additionne de quelques gouttes d'ammoniaque, elles ne se troublent pas immédiatement, mais elles laissent déposer, au bout de quelques heures, de petits grains cristallins qui se fixent aux parois du verre; ces grains consistent en carbonate de chaux, devenu insoluble par suite de la saturation par l'ammoniaque de l'excès d'acide carbonique qui tenait d'abord le sel calcaire en dissolution dans l'eau. Il y a des sources qui en sont tellement saturées, qu'elles le laissent déposer dès qu'elles ont le contact de l'air. C'est ce qui donne lieu à ces amas plus ou moins considérables de calcaire qu'on désigne sous les noms de *tuf* et de *travertin*.

Lorsque ces sources coulent sur des bois, des coquilles, des végétaux, elles les recouvrent d'une incrustation terreuse qui se moule parfaitement sur eux, de manière à reproduire leurs formes extérieures, et en très-peu de temps ces objets ont tout à fait l'apparence de la pierre. C'est ce qui arrive aux bains de Saint-Philippe, près de Radicofani, en Toscane, à la fontaine de Saint-Alyre, à Clermont-Ferrand, aux sources de Saint-Nectaire, à Gimeaux, dans le Puy-de-Dôme, à la fontaine d'Orcher, près du Havre (1), à la source du Sprudel à Carlsbad, etc.

(1) La fontaine d'Orcher, qui descend du milieu de la falaise et tombe en cascade sur les rochers qui sont au pied, incruste d'un sédiment calcaire les pierres, les mousses et les herbes qui croissent entre leurs fentes. « La singularité de ces pétrifications, la situation de cette source, qui descend d'assez haut entre les rochers, parmi les grands blocs arides de craie et de grès, la belle végétation des arbrisseaux, du gazon et des mousses sur une plage aride,

On a tiré parti de la propriété incrustante de ces eaux pour mouler des bas-reliefs et imiter des pétrifications. Voici un bas-relief en incrustation de Saint-Nectaire ; voici des grappes de raisin, des nids d'oiseaux, une corbeille de plantes, qui ont été incrustés par les eaux de Saint-Alyre ; voici enfin des mousses pétrifiées, recueillies à la fontaine d'Orcher (1).

La célèbre fontaine de Saint-Alyre a laissé déposer depuis des siècles une si grande masse de travertin, qu'il en est résulté une muraille énorme de 78 mètres de longueur sur une hauteur de 6 mètres à 6 mètres et demi, et un pont d'un admirable effet, qui semblent avoir été construits par la main des hommes (2).

Souvent les tuyaux qui conduisent les eaux d'un endroit à un autre s'engorgent très-promptement par des dépôts calcaires, lorsque les sources, comme celle d'Arcueil près Paris, contiennent beaucoup de carbonate de chaux. Dans ce cas, ainsi que d'Arcet l'a démontré par des expériences en grand, on peut facilement, et à peu de frais, nettoyer les tuyaux en y faisant couler de l'acide chlorhydrique faible, qui dissout les incrustations en transformant le carbonate de chaux en chlorure de calcium très-soluble. On peut recourir au même moyen pour nettoyer, sans nuire à leur solidité, les cuves, les soupapes et les serpentins des appareils à l'aide desquels on chauffe directement l'eau par la vapeur.

Formation des stalactites et des stalagmites. — Albâtre.

Lorsque des eaux saturées de carbonate de chaux s'infiltrent dans les fissures des pierres situées à la voûte des cavités souterraines, et viennent à suinter à travers le tissu lâche et poreux de cette voûte, elles

rendent cette fontaine un des points les plus pittoresques des environs du Havre. » (*Description géologique du dép. de la Seine-Inférieure*, par M. Passy, p. 71.)

(1) Les anciens connaissaient le phénomène des eaux incrustantes, puisque Sénèque, philosophe romain, né l'an 2 ou 3 de J.-C., parle de plusieurs fontaines dans lesquelles on faisait pétrifier des branches d'arbres qu'on vendait comme objets de curiosité.

On nommait *ostéocolle*, dans l'ancienne pharmacologie, des concrétions calcaires formées par des eaux incrustantes aux dépens des tiges ou des racines de végétaux, parce qu'on leur attribuait la vertu d'agglutiner en peu de temps les os fracturés. Ces calcaires imitent la texture des os, et se trouvent dans la terre à pisé de plusieurs points des environs de Lyon, où l'on peut supposer qu'il y a eu des racines d'arbres ; celles-ci sont alors complètement pétrifiées par le carbonate de chaux, qui a pris la forme de leurs fibres.

(2) Les cascades de Pambouk-Calessi, l'ancienne Hiéropolis ou ville sainte en Asie Mineure, présentent, d'après M. le comte Jaubert, les mêmes phénomènes d'incrustation, mais sur des dimensions bien plus colossales. Dans la suite des siècles, ces eaux thermales, qui tombent d'une hauteur de 65 mètres et qui ressemblent à des ruisseaux de lait, ont formé, par leurs dépôts, toute une montagne avec de nombreuses ramifications qui s'étendent dans la plaine comme autant de coulées de lave. C'est un des spectacles les plus singuliers qu'on puisse voir. Strabon a décrit les cascades d'Hiéropolis telles qu'elles se présentent de nos jours ; mais on ne trouve plus de traces de l'autre (Plutonium), qui dégageait de l'acide carbonique comme la grotte du Chien de Pozzuolo ; les concrétions l'auront sans doute comblé.

laissent, par leur évaporation, les molécules de calcaire à sec. Celles-ci se recouvrent incessamment de nouvelles molécules, et il résulte bientôt de cette agglomération continuelle des tables, des cylindres qui pendent



Fig. 505. — Grotte à stalactites et à stalagmites.

à la voûte des cavernes, et qui souvent descendent jusqu'à terre. C'est ainsi que se forment ces gracieuses colonnades qu'on admire dans certaines grottes naturelles (fig. 505). Mais une partie du liquide, en tom-

bant de la voûte sur le sol, y produit d'autres dépôts composés de couches ordinairement ondées, ou des protubérances, des extensions, dont les figures varient à l'infini. On appelle *stalactites* les concrétions qui pendent ainsi à la voûte des cavernes, et *stalagmites* celles dont la formation est due à la chute du liquide sur le sol. Lorsque les stalagmites sont en grandes masses susceptibles d'être taillées et polies, elles constituent ce qu'on appelle l'*Albâtre* dans les arts.

On ne trouve guère les stalactites et les albâtres que dans les terrains calcaires, parce que c'est seulement dans ces terrains qu'on rencontre des cavernes d'une grande dimension. Ces cavernes ont quelquefois plusieurs centaines de mètres d'étendue. Les stalactites qui les garnissent et dont les formes sont très-variées et l'aspect fort brillant, présentent un spectacle curieux et même imposant qui a rendu plusieurs de ces grottes célèbres : telles sont celles de Tacahuamilpa au Mexique, d'Antiparos dans l'Archipel grec, de Verlitza, de Saint-Jacques de Bossoglina et de Méléda en Dalmatie, de Pool's-Hose en Derbyshire, d'Adelsberg en Carniole, d'Auxelles en Franche-Comté, de Caumont aux portes de Rouen, du Han dans les Ardennes Belges, à quelques kilomètres de Givet, de Saint-Maurice dans le canton de Vaud, etc. Cette dernière caverne est à 422 mètres sous terre ; elle est de la plus grande beauté, et ce qui ajoute encore à son effet magique, c'est que l'on y arrive en bateau sur un lac souterrain.

L'albâtre calcaire est en couches parallèles, mais ondoyantes, d'un tissu grenu, fibreux ou lamellaire. Ses couleurs varient entre le jaunâtre et le rouge-brun ; elles sont très-souvent distribuées par bandes ondulées, par couches concentriques ou par taches. Cette belle pierre, remarquable par sa demi-transparence, le beau et doux poli qu'elle peut acquérir, est précieuse pour la décoration des édifices. On la taille en coupes, en vases élégants, en châsses de pendules. Les anciens en faisaient des statues, des colonnes, des tables, et surtout des vases à conserver les parfums (1).

Il y a de belles carrières d'albâtre dans les provinces de Grenade et de Malaga en Espagne, à l'île de Malte, à Trapani en Sicile, etc.

Essai des pierres calcaires. — Telles sont les principales espèces de carbonate de chaux qu'il était important de vous faire connaître, en raison de leurs nombreuses applications. Vous distinguerez toujours une pierre calcaire à ce qu'elle se dissoudra presque sans résidu dans la plupart des acides les plus faibles, en produisant une vive effervescence, et à ce que sa solution donnera un précipité blanc très-abondant avec les lessives caustiques ou carbonatées et l'acide sulfurique.

(1) Le nom d'albâtre est dérivé du mot grec *alabastron*, qui veut dire *insaisissable*. Les anciens donnaient ce nom aux vases faits de cette matière, parce qu'étant ordinairement sans anses et très-polis, on avait quelque peine à les prendre.



Fabrication de la chaux. — Toutes les variétés de pierres calcaires, même les coquilles et les madrépores vivants, sont susceptibles de fournir de la chaux vive par une calcination au rouge. Toutefois, dans les arts, on applique habituellement à cet usage le *calcaire grossier* ou la *Pierre à chaux*.

a. Cuisson au bois. — Les fours à chaux les plus simples et les moins coûteux à établir sont des trous, de forme ovoïde ou légèrement conique, creusés dans le sol ou le flanc d'une colline, et revêtus en briques, si la terre n'est pas assez compacte. La partie supérieure de ces fours est ouverte pour laisser exhaler la vapeur et la fumée. La pierre calcaire est disposée par lits, dont les premiers et les plus rapprochés du foyer ont une forme cintrée; on les monte avec de gros fragments de pierres qui laissent entre eux beaucoup d'interstices; les lits suivants sont faits avec des pierres concassées de plus en plus menues (*fig. 506*).

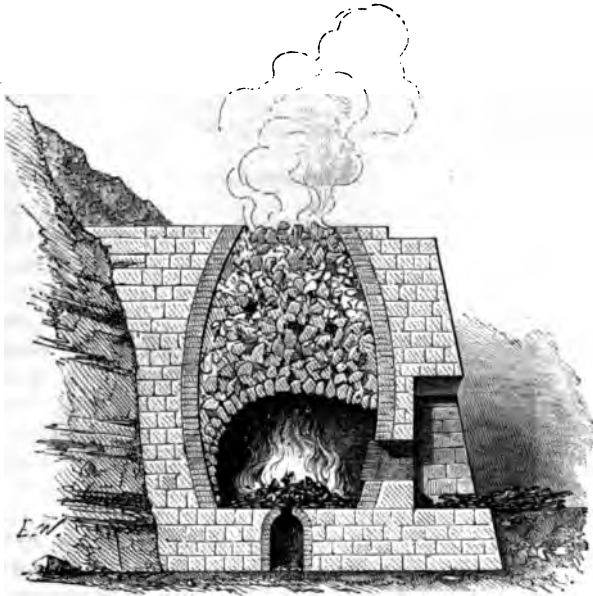


Fig. 506. — Four à chaux au bois.

Lorsque le four est entièrement rempli de cette manière, on allume un feu de bourrées ou de petit bois sous la voûte; on conduit ce feu modérément pendant plusieurs heures, et on le porte ensuite, peu à peu, au rouge vif, qu'on entretient alors d'une manière très-égale. Dès que la flamme sort au haut du four sans être accompagnée de fumée, on

diminue progressivement le feu, on laisse un peu refroidir, puis on tire la chaux, afin de recommencer une autre calcination, sans attendre que les parois du four soient trop refroidies. La chaux cuite est introduite dans des tonnes qu'on recouvre aussitôt.

En place de bois ou de fagots, toujours chers, on peut employer des bottes de bruyères, de joncs marins ou des bourrées de brindilles de bois et menus débris des coupes dans les forêts ; mais ces combustibles légers exigent des soins continuels, et le foyer doit être d'une grande dimension pour les contenir.

b. Cuisson à la houille. — On calcine plus économiquement avec la houille. Dans ce cas, on construit un four en briques réfractaires (fig. 507), ayant la forme d'un cône tronqué et renversé et dont les

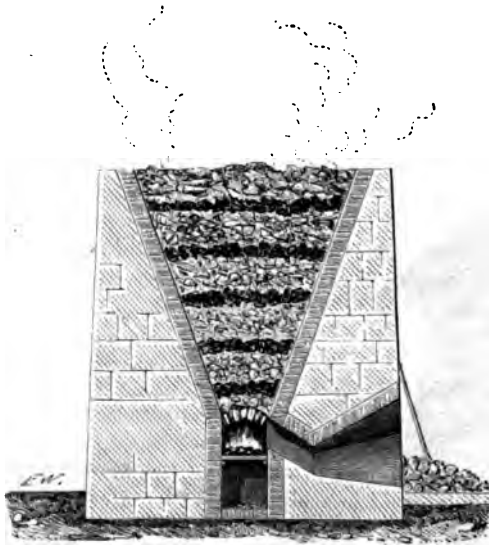


Fig. 507. — Four à chaux à la houille.

murs ont 1^m,30 à 1^m,60 d'épaisseur. On introduit dans ce four un lit de matières combustibles, houille sèche ou mélange de coke et de houille, puis un lit de pierre à chaux, et on alterne ainsi jusqu'à ce que le four soit rempli complètement. On allume la partie inférieure à l'aide de bourrées sèches, et le charbon prend successivement feu dans toute la hauteur de la masse,

c. Cuisson à la tourbe. — Quand on cuit à la tourbe, on ne peut pas mélanger le combustible avec la pierre. Voici le four (fig. 508) qui est le plus convenable dans ce cas. Au-dessous de la voûte calcaire, il y a



une grille à barreaux mobiles, sur laquelle on pose la tourbe, et sous cette grille existe un cendrier. Il y a de cette manière un libre passage pour l'air, en sorte que la combustion de la tourbe s'accomplit parfaitement.

d. Fours coulants ou continus.— Les fours intermittents précédents ne sont plus employés dans beaucoup d'endroits, comme en Angleterre, en Belgique, aux environs de Paris, de Lille, etc. On les a remplacés par des fours *coulants* ou *continus*, dans lesquels on charge la pierre calcaire par la partie supérieure, tandis que l'on retire la chaux cuite par des orifices inférieurs.

Il y a deux sortes de fours coulants. Dans les uns, peu différents de celui qui est représenté par la figure 507, on stratifie la pierre et la houille dans le rapport de 4 à 1 en volume, on cuit à la manière ordinaire, et lorsque la fumée cesse, on tire toute la chaux qui est faite, environ les $\frac{2}{3}$ de la hauteur du four, puis on comble le vide en ajoutant, par la partie supérieure du four et par lits, une quantité correspondante de pierre



Fig. 508. — Four à chaux à la tourbe.

et de charbon. On continue sans interruption de cette manière, en extrayant par le bas la chaux à mesure qu'elle est calcinée, jusqu'à ce que le four ait besoin de quelques réparations.

Ce mode de calcination, qui est bien plus économique que l'ancien, ne donne pas de la chaux calcinée uniformément. Elle renferme beaucoup de *biscuits*, c'est-à-dire des morceaux qui ne sont pas susceptibles d'extinction, soit par suite d'une calcination imparfaite, soit par suite d'une calcination poussée trop loin.

Dans d'autres fours coulants, qui ont une hauteur de 8 à 10 mètres, le combustible est brûlé sur une grille latérale *a*, ainsi qu'on le voit dans la figure 509. La flamme et les produits de la combustion montent par un carneau vertical *b*, et entrent dans le four par trois ouvertures *c* placées à 2 mètres environ au-dessus du sol, sur trois points équidistants dans un plan horizontal. Du côté opposé au foyer se trouve une embrasure *d*, au bas du four, qui sert au défournement de la chaux cuite. Souvent, au-dessus du gueulard *e*, on établit une hotte en tôle *f*, pour activer et régulariser le tirage; il y a dans cette hotte une porte *g*, pour le chargement de la pierre.

Lorsqu'on commence la mise en train, on forme une voûte à sec au-dessus de la sole avec de grosses pierres, et on remplit le four de

pierres concassées de même volume ; on fait un feu de bourrées sèches sous la voûte en *d*, et aussitôt que la chaleur est portée au rouge jusqu'à 2 mètres environ au-dessus, on cesse de faire du feu en *d*, mais on augmente le chauffage par le foyer *a*. La chaleur dégagée cuit la pierre dans les régions supérieures du four. Toutes les douze heures

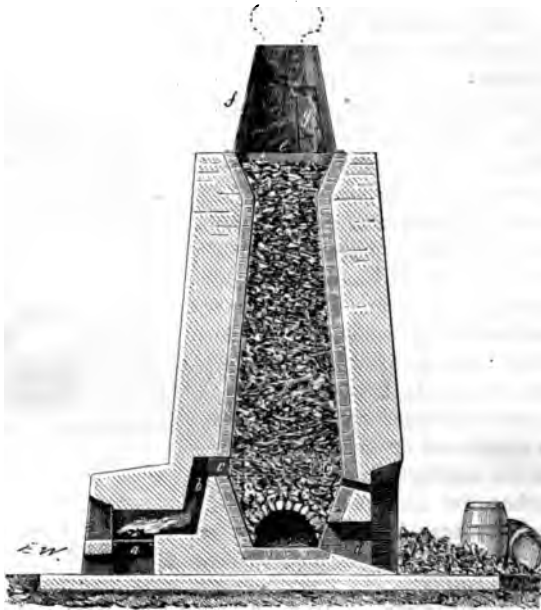


Fig. 509. — Four à chaux continu ou coulant à la houille.

on enlève la chaux qui se trouve au bas du cylindre, et on charge par le haut une quantité équivalente de pierres calcaires. On ne s'arrête que lorsqu'il y a des réparations à faire.

La chaux cuite ainsi n'est pas souillée par les cendres du combustible ; elle offre aussi plus de régularité dans sa cuisson.

Mais le four, sans contredit le plus ingénieux et le plus commode parce qu'il permet d'employer toute espèce de combustibles, d'obtenir une cuisson très-régulière et de marcher avec économie, c'est celui que M. Simonneau a construit. La figure 510 en reproduit une coupe verticale.

Dans tous les cas, quelle que soit la forme du four, quel que soit le combustible employé, il est utile que les pierres à chaux soient humides et en petits fragments pour qu'elles abandonnent plus facilement leur acide carbonique.



On consomme généralement, pour obtenir 1 mètre cube ou 10 hectolitres de chaux vive :

0 stère 925	de bois de corde,
2 — 1/2	de fagots,
2 mètres cubes	de tourbe compacte,
3 —	de tourbe mousseuse,
1/2 —	de houille,
3/4 —	de coke.

Diverses sortes de chaux commerciales. — La nature des pierres soumises à la calcination influe nécessairement sur celle de la

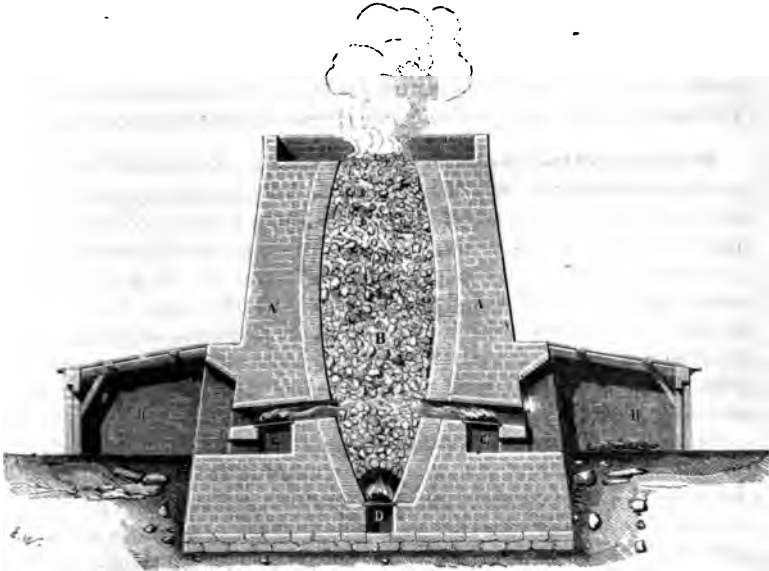


Fig. 510. — Four coulant de M. Simonneau.

AA, massif en maçonnerie pleine ; B, cavité du four ; CC', chauffes avec grilles et cendriers, ayant leurs ouvertures dans les chambres H, H des chauffourniers ; D, foyer avec grille et ouverture inférieure pour le défournement de la chaux : cette ouverture est fermée par un registre pendant la cuisson. Toutes les autres ouvertures, d'ailleurs, sont également pourvues de portes à registres, de telle sorte qu'il est possible de régler à volonté l'afflux de l'air et d'activer ou de ralentir la cuisson.

chaux caustique qu'on en obtient. Les calcaires naturels renfermant fréquemment des carbonates de magnésie, de fer et de manganèse, avec plus ou moins d'argile, la chaux vive contient presque toujours de la magnésie, des oxydes de fer, de manganèse, et de l'argile.

Sous le rapport de leurs propriétés, on distingue les chaux en *chaux grasse*, en *chaux maigre* et en *chaux hydraulique*.

I. Chaux grasse. — On donne le nom de *chaux grasse* à celle qui provient de la calcination complète de la craie, du marbre, enfin des

pierres à chaux les plus pures. Cette chaux renferme peu de matières étrangères ; elle est ordinairement très-blanche ; elle foisonne beaucoup par l'extinction, jusqu'à deux fois et demie son volume, se réduit en poudre, et, par l'addition d'un peu d'eau, forme une bouillie très-liante et très-forte.

Elle se dissout presque complètement, sans effervescence, dans l'acide chlorhydrique. La dissolution, évaporée à sec avec ménagement et reprise par l'eau, ne laisse pas de résidu sensible, tout au plus 10 p. 100. — L'ammoniaque, ajoutée à la liqueur, ne fournit pas de précipité, ou n'en fait naître qu'un très-léger.

C'est cette sorte de chaux qu'on emploie surtout en agriculture pour *amender* les terres trop argileuses, c'est-à-dire pour diminuer leur compacité et faciliter ainsi l'écoulement des eaux, et aussi pour leur donner l'élément calcaire indispensable à la plupart des plantes domestiques.

Mortiers ordinaires. — C'est encore elle qui, gâchée avec des proportions convenables d'eau et de sable, donne des mélanges, connus sous le nom de *mortiers*, qui servent, depuis les temps les plus reculés, à réunir et à souder, pour ainsi dire, les moellons et les pierres de construction.

Ces *mortiers* se durcissent peu à peu à l'air, à mesure que l'eau en excès disparaît et est remplacée par l'acide carbonique. Il se fait de la sorte un composé mixte de carbonate et d'hydrate de chaux qui, en se desséchant, deviennent durs et font adhérer les matériaux assemblés. Mais la solidification ne pénètre pas toujours dans toute la masse qui, dans l'intérieur, reste humide et pâteuse.

Cela est si vrai que les portions de mortier qui sont enfouies dans l'intérieur des murs restent molles, en quelque sorte, indéfiniment. Le général Treussart ayant eu à reconstruire, à Strasbourg, en 1822, le soubassement d'un bastion qui datait de 1666, y trouva le mortier tout aussi frais que si les maçons l'eussent posé depuis quelques heures seulement. Pareille chose fut observée à Berlin, lorsqu'on démolit, il y a une trentaine d'années, un des gros piliers de la tour de Saint-Pierre, bâtie depuis environ quatre-vingts ans.

Il faut donc, pour que ces mortiers agrègent suffisamment les matériaux, non-seulement qu'ils aient le contact de l'air, mais encore que la *carbonatation* s'opère peu à peu, et non d'une manière brusque.

Mais ces mortiers à chaux grasse ne peuvent résister longtemps à l'action des eaux fréquemment renouvelées ; ils se délayent, leur chaux se dissout jusqu'à la dernière parcelle ; aussi toute tentative pour construire sous l'eau, avec eux, serait désastreuse. Cette disparition de la chaux des mortiers transforme, au bout d'un certain temps, en monceaux de pierres sèches, des murs de quai, par exemple, qu'on aurait crus convenablement maçonnés et d'une solidité à toute épreuve (1).

(1) Suivant M. Chevallier fils, le poussier de houille donne aux mortiers une résistance absolue à l'action de l'eau. Si à 2 parties de ciment fin on ajoute



II. Chaux maigre. — Les *chaux maigres* proviennent de pierres calcaires qui renferment des proportions assez fortes de carbonates de magnésie et de fer. Elles sont grises ou fauves, s'échauffent peu et, comme leur nom l'indique, foisonnent à peine ou augmentent peu de volume par l'extinction ; elles donnent avec l'eau une pâte courte et peu liante.

On les reconnaît encore à ce qu'elles laissent un résidu de sable plus ou moins grossier, après leur traitement par l'acide chlorhydrique. L'ammoniaque ajoutée à la liqueur y fait naître un précipité notable de magnésie.

C'est à cette dernière base, qui en constitue souvent plus du quart que les *chaux maigres* doivent leurs caractères et leurs défauts. Les mortiers dans lesquels elles entrent n'ont que peu de ténacité, et l'eau les attaque facilement ; aussi évite-t-on, autant que possible, de faire usage de ces sortes de chaux.

III. Chaux hydraulique. — On appelle *chaux hydrauliques* celles qui se solidifient promptement dans l'eau. Elles sont ordinairement jaunes. Elles s'échauffent peu, se délitent difficilement et augmentent à peine de volume par l'extinction ; elles forment avec l'eau une pâte courte qui, à l'air, ne prend qu'une médiocre consistance, tandis qu'elle durcit considérablement sous l'eau au bout de quelque temps.

Cette dernière propriété ne se montre pas toujours au même degré. Les plus caractérisées des chaux hydrauliques *font prise* du second au quatrième jour d'immersion ; au bout d'un mois, ces chaux sont fort dures et complètement insolubles ; dans le sixième mois, elles se comportent comme certaines pierres calcaires, le choc les brise en éclats, leur cassure est écaillée. C'est cette qualité remarquable qui les rend si précieuses pour toutes les constructions hydrauliques.

Ces sortes de chaux se dissolvent dans l'acide chlorhydrique, sans effervescence, en laissant un résidu plus ou moins abondant. La liqueur, évaporée à siccité donne une poudre qui, traitée par l'eau, laisse au moins 9 à 10, souvent 20 à 30 p. 100 d'argile insoluble très-divisée. — L'ammoniaque, ajoutée à la liqueur, y produit un précipité notable.

C'est Vicat, ingénieur en chef des ponts et chaussées, qui, le premier, a découvert la véritable cause de l'hydraulicité de certaines espèces de chaux. Ce sont uniquement les calcaires argileux qui les produisent. Les départements où l'on trouve ces calcaires en plus grande abondance sont ceux du Lot, du Lot-et-Garonne, du Tarn, de la Dordogne, du Gard, de l'Ardèche, de la Drôme, du Gers, de la Charente, de l'Hérault, du

1 partie de houille pulvérisée et 1 partie et demie de chaux éteinte, qu'on gâche ce mélange avec de l'eau comme pour les ciments ordinaires, il en résulte un mortier d'une grande solidité et tout à fait imperméable à l'eau ; le seul inconvénient qu'il offre, c'est sa couleur plus ou moins foncée qui en limitera considérablement l'emploi.

Cher, de l'Allier, de la Nièvre, de l'Yonne, de la Côte-d'Or, de l'Ain, de l'Isère, du Jura, du Doubs, du Haut-Rhin, etc. Sur 80 départements déjà explorés, il n'en est que 6 ou 7, à terrains primordiaux, où les calcaires hydrauliques manquent entièrement.

Avec 10, 15, 35 p. 100 d'argile, les chaux deviennent de plus en plus hydrauliques, et quand elles n'en renferment pas naturellement, il suffit de leur en ajouter avant la cuisson pour qu'elles acquièrent cette propriété, à un degré plus ou moins prononcé. Ainsi c'est bien à l'argile qu'il faut rapporter ce changement de propriétés. Mais qu'est-ce que l'argile, et quel est son rôle ?

L'argile, comme vous l'apprendrez plus tard, est un mélange ou mieux une combinaison d'*alumine* et de *silice*; un calcaire argileux, c'est une pâte de carbonate de chaux dans laquelle se trouvent disséminées de petites quantités d'alumine et de silice. Par la calcination, la chaux, ramenée à l'état caustique, réagit sur l'argile en s'emparant d'une partie de la silice pour former un *silicate de chaux*, tandis que l'alumine constitue avec le restant de la silice un *sous-silicate* d'alumine.

La chaux *cuite* est donc alors un mélange de ces silicates avec de la chaux vive en excès. Plus tard, lorsqu'on vient à gâcher ce mélange avec l'eau, les silicates s'hydratent, cristallisent et enlacent de leurs aiguilles qui s'entre-croisent en tous sens les particules de chaux hydratée en excès, de sorte qu'il se produit par là un tout solidaire, excessivement dur et compacte, que l'eau, même l'eau de mer, ne peut plus attaquer (1).

Avant d'avoir trouvé en France de si nombreux gisements de calcaires hydrauliques, Vicat avait montré qu'il est possible de faire partout d'excellente chaux hydraulique, supérieure même à celle de Sénonches (Eure-et-Loir), type de perfection, en calcinant, dans des proportions convenablement choisies, de la craie ou de la chaux pure mêlée d'argile. Dès 1818, Brian et de Saint-Léger établirent, au Bas-Meudon près Paris, la fabrication en grand de la chaux hydraulique d'après les indications de Vicat, en mélangeant 4 parties de craie de Meudon et 1 partie d'argile de Vanves ou de Passy, façonnant la pâte en briques et soumettant celles-ci à une calcination convenable. C'est avec cette chaux, mise en pâte consistante et additionnée de 2 parties de sable, que, depuis cette époque, tous les grands travaux de Paris et de la Province ont été faits. Son emploi pour la construction des égouts, des ré-

(1) Il paraît aussi, d'après les expériences de Vicat, que la magnésie, lorsqu'elle intervient en proportions de 30 à 40 parties, peut rendre hydrauliques 40 parties de chaux très-pure. C'est parce que les chaux naturelles du Lardin (Dordogne) renferment 42 pour 100 de magnésie, qu'elles jouissent si parfaitement de l'hydraulicité. Ces faits prouvent que les *dolomies* (double carbonate naturel de chaux et de magnésie) peuvent servir à obtenir de très-bonnes chaux hydrauliques; on commence à en tirer parti sous ce rapport.



servoires d'eau, des canaux, des écluses, des ponts, des fortifications, etc., a produit, dans un espace de 25 ans, une économie évaluée à plus de 182 millions de francs !

Vicat a libéralement livré sa belle découverte au public. Un brevet d'invention, qu'il n'a pas voulu prendre, lui eût cependant assuré une fortune immense !

Ciments. — Lorsqu'on associe au carbonate de chaux jusqu'à 33 à 40 p. 100 d'argile et qu'on cuit convenablement, on obtient une variété de chaux hydraulique qui ne s'éteint pas, se pulvérise facilement et donne, quand on la détrempe, une pâte qui, comme le plâtre, se solidifie presque instantanément au contact de l'air, mais qui jouit aussi de la propriété de *faire prise solide* très-prompement sous l'eau. C'est à ce singulier et important produit, parfaitement étudié dès 1817 par Vicat, qu'on a donné, dans le commerce, le nom de *ciment romain*, nom très-impropre, puisque les Romains ne l'ont pas connu.

Ce sont deux Anglais, Parker et Wyatts, qui, les premiers, dès 1796, fabriquèrent ce ciment en calcinant légèrement certains galets calcaires ovoïdes, très-argileux, compactes et tenaces, qu'on trouve en grande abondance dans les comtés de Sommerset et de Glamorgan. Ils en vendirent bientôt à toute l'Europe, et les bâtiments anglais le prenaient comme lest pour le transporter jusque dans les Indes, car il est précieux pour le maçonage des fondations, des caves, des citernes, des aqueducs, etc. Il est certains travaux, le *Tunnel sous la Tamise*, par exemple, qui n'auraient pu être exécutés sans lui.

On a trouvé, aux environs de Boulogne-sur-Mer (Pas-de-Calais), à Pouilly (Côte-d'Or), à Vassy (Haute-Marne), en Russie, etc., des calcaires qui fournissent une espèce de chaux tout à fait semblable au *ciment romain* des Anglais. Les ciments de Pouilly et de Vassy sont supérieurs à ce dernier pour toutes les constructions. Après avoir calciné convenablement ces calcaires argileux, on les réduit en poudre, qu'on passe au tamis et qu'on conserve en barils fermés. Cette grande division facilite leur gâchage avec l'eau. Comme, dans quelques circonstances, leur solidification trop rapide devient un obstacle réel à leur emploi, on les remplace par du mortier hydraulique, dont le prix est d'ailleurs beaucoup moins élevé.

On rend instantanément la chaux grasse hydraulique en la gâchant avec des proportions convenables de *pouzzolanes* ou de *trass*.

On donne le nom de *pouzzolanes* à des argiles poreuses ou arénacées d'origine volcanique, qui existent en abondance près du Vésuve, aux environs de Pouzzoles et dans la chaîne des Puys en Auvergne. C'est avec elles que les architectes romains durcissaient leurs mortiers.

Le *trass* est un conglomérat de même nature volcanique, exploité pour le même usage sur les bords du Rhin, et particulièrement dans les environs d'Andernach.

Vicat a constaté qu'en calcinant légèrement une argile quelconque avec 1/200 de chaux ou d'alcali on en fait une véritable pouzzolane. Les briques, les tuiles, les débris de poterie commune et poreuse, agissent aussi, avec la chaux grasse, comme les pouzzolanes naturelles.

Mortiers hydrauliques. — Bétons. — C'est donc avec ces pouzzolanes, naturelles ou artificielles, et de la chaux grasse qu'on fait les *mortiers hydrauliques* modernes, qui sont supérieurs ou tout au moins égaux en qualité aux mortiers des Romains. En y ajoutant 2 à 3 fois leur volume de pierres poreuses ou cavernueuses, en tout petits fragments anguleux, on en forme ce qu'on appelle des *bétons*, qui prennent en quelques jours une très-grande solidité, et qu'on emploie principalement pour les fondations des constructions en mer, pour établir les *formes de radoub* ou bassins dans lesquels on répare les navires de guerre, et pour asseoir les piles des ponts.

Toutefois, pour qu'ils résistent à l'action destructive de l'eau salée, il faut qu'ils ne contiennent pas plus de 20 p. 100 de chaux, et que les 80 p. 100 restants soient constitués par une pouzzolane naturelle, ou par une pouzzolane artificielle résultant de la calcination modérée d'une argile contenant 1/5 d'alumine et 4/5 de silice. L'eau de mer a donc ses chaux hydrauliques spéciales; c'est encore aux habiles recherches de Vicat qu'on doit cette découverte.

J'emprunte à ce célèbre ingénieur le tableau suivant qui indique les proportions respectives de calcaire et d'argile qui doivent se trouver associées, soit naturellement, soit artificiellement, pour fournir à la cuisson des chaux douées d'une plus ou moins grande hydraulicité.

	CHAUX HYDRAULIQUES				CIMENTS			POUZZOLANES	
	MOYENNE.	ORDINAIRE.	TRÈS-HYDRAULIQUE.	LIMITE (1).	1 ^{re} LIMITE.	ORDINAIRE.	2 ^e LIMITE.	1 ^{re} LIMITE.	MILLEURE.
Carbonate de chaux.	89	83	80	77	73	64	39	16	2
Argile.....	11	17	20	23	27	36	61	84	98
APRÈS LA CUISON, LES PRODUITS OBTENUS ONT LA COMPOSITION SUIVANTE :									
Chaux caustique....	82	74	70	66	61	50	27	10	0,99
Argile combinée....	18	26	30	34	39	50	73	90	99,01

(1) On appelle *chaux limites* celles qui ne présentent plus les propriétés des chaux hydrauliques, et qui ne possèdent pas encore les caractères des ciments.



L'art des constructions a une telle importance, que vous ne vous étonnerez pas, Messieurs, du développement que j'ai donné à l'étude industrielle de la chaux. Ce qui précède aura dû vous convaincre que les admirables découvertes de Vicat (1) touchant la nature des chaux et des mortiers hydrauliques, sont de celles qu'on ne saurait trop honorer, puisqu'elles contribuent pour une si large part à la richesse et au bien-être matériel d'un pays. C'est donc avec satisfaction que vous apprendrez qu'une loi promulguée le 20 juin 1845, sur le rapport d'Arago et de Thenard, a accordé à Vicat, à titre de *récompense nationale*, une pension de 6000 fr., et que, sur le rapport de M. Dumas, la Société d'encouragement a décerné au même ingénieur, dans sa séance du 18 février 1846, le prix sexennal de 12000 fr. fondé par feu le marquis d'Argenteuil en faveur de l'auteur de la découverte la plus utile à la France.

Sels alcalins dans les pierres calcaires. — Efflorescences des murailles. — Un fait très-intéressant, mis en évidence, en 1840, par MM. Kuhlmann et Vogel, c'est la présence des sels alcalins à bases de potasse et de soude dans toutes les pierres calcaires d'ancienne ou de nouvelle formation. Ces chimistes ont reconnu dans les calcaires des quantités notables de chlorures de potassium et de sodium, des silicates de potasse et de soude, des sulfates et des carbonates alcalins des mêmes bases. Or, pendant la calcination de ces calcaires, les silicates alcalins décomposés par la chaux vive, ou même le carbonate de chaux, donnent lieu à la production de potasse et de soude caustiques ou carbonatées, qui restent dans la chaux obtenue et augmentent sa causticité. Voilà pourquoi la première eau qu'on met en contact avec la

(1) Vicat, né à Grenoble en 1786, était issu d'une famille protestante du Dauphiné, qui s'exila lors de la révocation de l'édit de Nantes. Attaquée dans sa fuite par les troupes royales, elle échappa à la mort et se réfugia en Suisse ; mais elle avait dû laisser en nourrice un nouveau-né, qui fut adopté par des religieux et élevé dans le culte catholique. C'est cet enfant qui devint le souche des Vicat. Le père de notre ingénieur était sous-officier au régiment de dragons Royal-Piémont ; ayant perdu sa mère de bonne heure, l'enfant fut un peu délaissé ; mais, placé à l'école, il inspira de l'intérêt à l'un de ses professeurs qui le prit sous sa protection. Lorsqu'il fallut choisir un état, le jeune Vicat s'engagea dans la marine comme mousse et partit à pied pour Toulon ; il ne persista pas néanmoins dans sa première résolution et revint à Grenoble, où il se livra avec ardeur à l'étude des mathématiques avec l'idée de devenir ingénieur. Il réussit dans ses examens pour l'École polytechnique, d'où il passa, deux ans après, à l'École des Ponts-et-chaussées. On raconte que pour se présenter aux examens il acheta un bel habit avec le produit des plans et des dessins qu'il faisait déjà pour des particuliers, et que ses bas de soie furent payés avec l'argent que lui procura la vente des livres qu'il avait reçus comme prix.

Sa première mission fut l'étude des projets de route dans le département des Apennins, qui, à cette époque, faisait partie de l'Empire français. C'est en 1812 qu'il conçut la première idée de son invention des chaux et mortiers hydrauliques, provoquée par les difficultés de la fondation d'un pont qui devait reposer sur un fond affouillable. En 1827, il rentra dans sa ville natale avec le titre d'ingénieur en chef. Il mourut en 1861. Son buste décore l'hôtel de ville de Grenoble.

chaux donne toujours une *eau de chaux* plus alcaline que la seconde, ainsi que Descroizilles l'avait reconnu il y a déjà bien longtemps.

La présence des oxydes ou carbonates alcalins dans la chaux explique encore celle de l'azotate de potasse tout formé dans la lessive des salpêtriers, comme aussi la production des efflorescences à la surface des murailles. D'après M. Kuhlmann, ces efflorescences salines sont généralement formées de carbonate et de sulfate de soude. Les murailles récemment bâties avec du mortier et des pierres ou des briques donnent lieu, en outre, à des exsudations de potasse caustique ou carbonatée, chargées de chlorures de potassium et de sodium.

Il n'est pas sans intérêt, comme vous voyez, de bien connaître la nature et l'origine de ces efflorescences des murailles, pour ne pas, dans des expertises judiciaires relatives à des travaux de construction, attribuer à une nitrification ce qui n'est qu'un résultat ordinaire indépendant de l'architecte.

VINGT-SEPTIÈME LEÇON

COMPOSÉS DU CALCIUM (SUITE). — MÉTAUX DE LA 2^e SECTION.

SOMMAIRE. — Du SULFATE DE CHAUX. — De l'albâtre blanc. — Fabrication du plâtre. — Nombreux emplois de ce sel dans les arts et dans l'agriculture. — Du stuc. — Des eaux séléniteuses. — Moyen de les purifier. — Inconvénient des eaux calcaires pour l'alimentation des chaudières à vapeur. — Procédés pour y remédier. — Emploi du noir animal pour enlever les sels calcaires à l'eau et pour assainir les citernes. — MÉTAUX DE LA 2^e SECTION. — Du MANGANÈSE et de ses oxydes. — Du *caméléon minéral*. — Nouveaux emplois du permanganate de potasse. — Nombreux usages du peroxyde de manganèse. — Ses variétés. — Essais des manganèses du commerce. — Utilisation des résidus de la fabrication du chlore à la régénération de l'oxyde de manganèse.

Du Sulfate de chaux.

Il est un autre sel de chaux non moins utile que le carbonate et qui, comme ce dernier, sert principalement dans la bâtisse : c'est le SULFATE DE CHAUX, plus connu sous les noms vulgaires de *gypse*, de *sélénite* et de *pierre à plâtre*.

État naturel. — **Ses variétés.** — Bien moins commun que le précédent, il ne se trouve que dans certaines localités, favorisées sous ce rapport, et que dans quelques étages des terrains secondaires et tertiaires. C'est surtout dans ces derniers qu'il se montre en plus grande quantité, en bancs plus ou moins épais, séparés les uns des autres par des couches de marne et d'argile. Le bassin de Paris est très-



riche en cette espèce minérale, et les collines arrondies qui sont au nord de la capitale, telles que celles de Montmartre, de Pantin, de Belleville, de Ménilmontant, ont été exploitées dès avant le quatorzième siècle pour fournir de la pierre à plâtre non-seulement à presque toute la France, mais même à l'Angleterre et à l'Amérique. On peut dire que Paris doit une grande partie de sa richesse à ses carrières de calcaire et de gypse.

a. Plâtre des Parisiens ou plâtre cru. — Ce gypse se présente, le plus souvent, en masses d'un blanc jaunâtre, à structure grenue, dans lesquelles on voit miroiter de petites lames brillantes et comme nacrées. Ces masses sont assez friables et si tendres que l'ongle y trace aisément un sillon. C'est là la *pierre à plâtre des Parisiens*, le *plâtre cru* du commerce, qui n'est jamais chimiquement pur ; car il renferme de 3 à 15 p. 100 d'argile, de carbonate de chaux et d'oxyde de fer.

b. Albâtre blanc ou gypseux. — D'autres fois, il est en masses saccharoïdes, d'un blanc de neige, ayant tout à fait l'apparence du marbre statuaire, mais avec une forte translucidité qui lui donne un aspect particulier. C'est alors l'*albâtre blanc* ou *gypseux* qu'on travaille et qu'on polit pour en faire des objets d'ornement. On le distingue très-bien de l'*albâtre calcaire*, dont il a été question précédemment, à sa tendreté, à sa fragilité et surtout à ce qu'il ne fait pas effervescence, comme ce dernier, avec les acides.

Les albâtres de Volterra, en Toscane, sont exploités et mis en œuvre de toute antiquité ; ils sont uniques au monde. On les trouve, à l'état de noyaux ou d'amandes d'une grande pureté, disséminés dans le sein des couches de gypse gris ou noirâtre et cristallin. Ces carrières sont situées dans un petit pays, peu distant de la mer, qu'on appelle la *Castellina maritima*.

L'art de travailler l'albâtre blanc était inconnu en France en 1806. On doit l'importation de cette industrie à un nommé Gozzoli, qui, le premier, en établit une fabrique dont les produits firent partie de l'exposition de 1819. L'albâtre de la carrière de Dammard, près de Lagny (Seine-et-Marne), que sa teinte fauve à veines fondues fait nommer *albâtre gris*, est très-employé maintenant pour former des carreaux, des chambranles, des socles de pendules, des vases, des fûts, etc., ornés de sculptures en albâtre blanc rapportées.

c. Sulfate cristallisé. — On trouve aussi le gypse sous forme de cristaux prismatiques volumineux, ou en fines aiguilles, en lames, en rosaces, en lentilles (*fig. 511*). Parfois ses lames atteignent à d'assez grandes dimensions et présentent la forme des anciens fers de lance ou d'un fer de flèche (*fig. 512*). Elles peuvent se subdiviser en feuilletts excessivement minces, au moyen d'un couteau ; elles sont alors transparentes et décomposent la lumière en produisant de fort jolis effets de cou-

leur. Les carriers donnent à cette variété les singuliers noms de *Pierre à Jésus*, de *miroir d'âne* (1). Tous ces cristaux de sulfate de chaux sont si tendres que l'ongle les raye facilement.

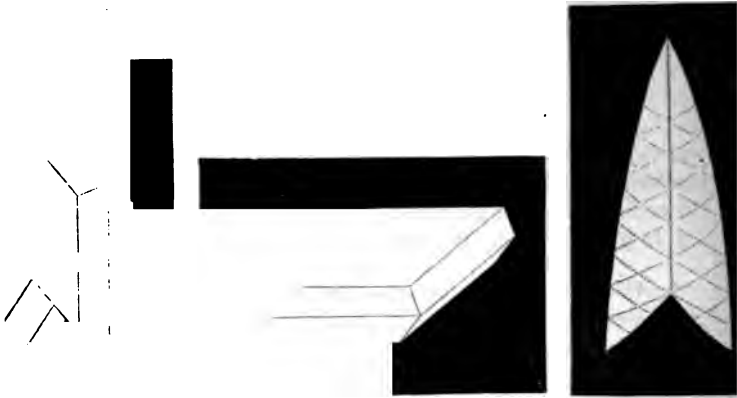
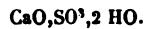


Fig. 511. — Cristaux de gypse.



Fig. 512. — Gypse en fer de la

Composition. — Sous les diverses formes que je viens de vous signaler, le sulfate de chaux est un hydrate contenant 20 p. 100 d'eau de combinaison; on le représente par la formule



Anhydrite ou Sulfate anhydre. — On trouve dans les terrains anciens un sulfate de chaux anhydre, CaO, SO_3 , que les minéralogistes appellent *anhydrite* ou *karsténite*. Ce minéral, légèrement siliceux, de couleur gris-bleuâtre assez agréable, est employé en Italie pour faire des tables et des cheminées sous le nom de *marbre de Bergame* ou de *Bardiglio*: on le tire de Vulpino, à 66 kilomètres de Milan.

Caractères distinctifs. — Le sulfate de chaux ordinaire ou hydraté est blanc, insipide, indécomposable par le feu le plus violent, presque infusible. Il est si peu soluble dans l'eau qu'il faut 1 litre de ce liquide à $+ 35^\circ$ (point maximum de solubilité du sel) pour en dissoudre

(1) Chez les Romains, ces lames portaient le nom de *pierres spéculaires*, du latin *speculum*, miroir. C'est au temps de Sénèque qu'on doit rapporter l'origine et l'usage des pierres spéculaires. Les Romains s'en servaient pour garnir leurs fenêtres, comme nous y employons le verre, pour les litières des dames et pour les ruches, afin de pouvoir considérer l'ingénieux travail des abeilles. Ils les employaient aussi en guise de tuiles, disposées de manière à imiter le plumage de la queue du paon; c'est ce qu'ils appelaient *toits de paon*. L'usage de la pierre spéculaire était si général, qu'il y avait des ouvriers dont l'unique profession était de la débiter en feuilles et de la poser. Le nom de pierre spéculaire était aussi donné au *mica* et au *talc*, minéraux très-différents du sulfate de chaux par la composition, mais pouvant, comme celui-ci, se diviser en feuillets écailleux et transparents.



2 grammes et demi. Mais sitôt qu'on y ajoute son volume d'alcool, tout le sel se dépose en poudre blanche ; la solution se trouble également, quand on la fait bouillir.

Voici une expérience qui va vous donner une idée exacte du peu de solubilité du sulfate de chaux dans l'eau. Je verse dans une solution claire et un peu concentrée d'azotate de chaux de l'acide sulfurique du commerce ; aussitôt il se produit un dépôt abondant qui, en absorbant l'eau du mélange, se solidifie presque instantanément. C'est du plâtre que je viens de former. Cette conversion subite de deux liquides en un corps solide étonnait beaucoup les anciens chimistes, qui avaient désigné ce phénomène sous le nom de *miracle chimique*.

Plâtre cuit. — Un des principaux emplois du seldont je parle est de servir comme matière plastique dans les constructions. Mais, pour cet objet, on lui fait subir une calcination qui le dépouille de son eau de cristallisation, car le gypse ordinaire, réduit en poudre fine et délayé dans l'eau, s'y comporte comme du sable et ne peut faire prise avec elle, c'est-à-dire former une masse ferme, qui devient bientôt très-dure et résistante.

Le sulfate de chaux naturel, desséché ou *cuit*, comme l'on dit en termes techniques, porte dans les arts le nom de *plâtre cuit*, ou plus simplement celui de *plâtre*, d'un mot grec qui veut dire *façonner, mouler*.

Cuisson du plâtre cru. — La cuisson du plâtre, industrie très-productive pour les localités qui possèdent des carrières de gypse, s'o-

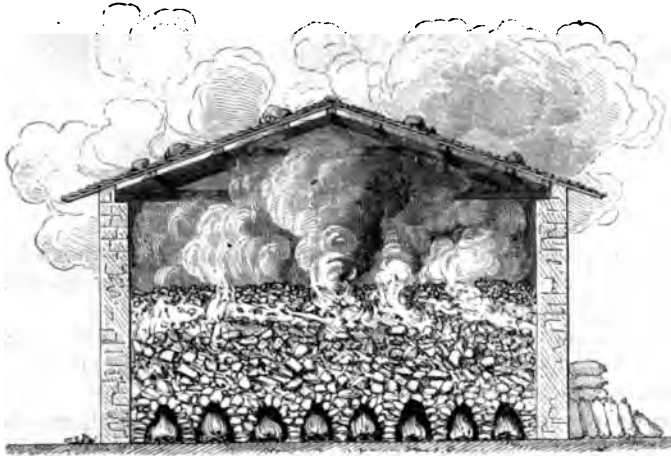


Fig. 513. — Four à plâtre.

per habituellement dans des fours d'une construction fort simple et qui se rapproche beaucoup de celle des fours à chaux (fig. 513).

On remplit d'abord ces fours jusqu'à près de la moitié de leur capa-

cité avec des blocs de *plâtre cru*, que l'on dispose en tas soutenus par une espèce de pont de plusieurs arches. Les piles et les voûtes de ces arches sont construites avec des morceaux de plâtre choisis. Les voûtes sont chargées avec les plus gros fragments, entre lesquels on ménage des interstices. On achève de remplir avec des morceaux plus petits, et on recouvre la partie supérieure avec les mêmes fragments et la poussière du plâtre écrasé durant l'exploitation. Les fours étant pleins, on fait dans chaque arche un feu de bois ou de fagots, que l'on conduit doucement pour obtenir une température aussi égale que possible dans toute la masse. La flamme, en traversant les intervalles des blocs, dessèche et calcine le plâtre. Mais cette calcination est toujours très-imparfaite : aussi le plâtre obtenu est-il un mélange de trois qualités, dont deux sont inertes pour le maçon : ce sont celles qui n'ont pas été assez calcinées, ou qui l'ont été trop ; elles ne font pas prise avec l'eau.

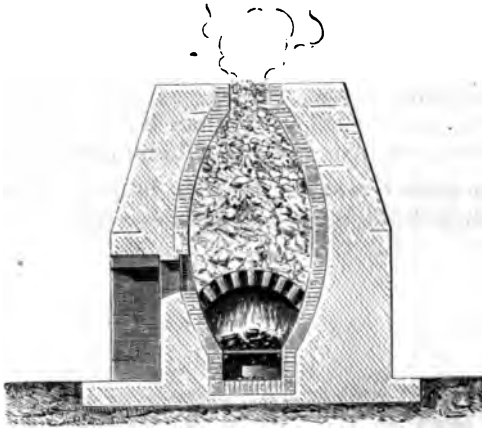


Fig. 514. — Autre four à plâtre.

La cuisson du plâtre s'opère aussi dans des fours analogues à ceux employés pour cuire la brique au moyen du bois. La figure 514 représente un de ces fours.

Dans le département de Saône-et-Loire, on fait usage de fours à deux foyers, dans lesquels on brûle de la houille ; il faut 1120 kil. de ce combustible pour cuire 25000 kil. de plâtre.

Longtemps on a pensé que la cuisson du plâtre nécessitait une chaleur de plus de 200° ; mais, en 1829, Gay-Lussac, puis, en 1831, Payen, ont constaté qu'une température de 100 à 150° suffit pour lui faire perdre les 20 p. 100 d'eau de cristallisation qu'il contient, et qu'en deçà et au delà on obtient un produit inerte, qui ne peut plus absorber l'eau. Il résulte de là que cette cuisson se trouve réduite à une simple dessiccation.



On a cherché à ramener la fabrication industrielle du plâtre à ces indications de la science, mais on n'a réussi qu'en opérant sur cette substance pulvérisée et étalée en couches minces constamment renouvelées. On a pu, dans ces conditions, utiliser la chaleur perdue de fours à réverbère, de fours à coke, ou de foyers au bois ou à la houille ayant déjà une autre destination spéciale.

L'expérience a démontré que la cuisson du plâtre cru pulvérisé n'est avantageuse qu'autant qu'on agit sur les déchets pulvérulents des carrières. Ce qui s'oppose surtout à la généralisation de cette méthode, c'est la difficulté de conserver ce plâtre cuit en magasin, car, à moins de l'embariller, il perd rapidement ses qualités, en réabsorbant de l'eau dans l'air.

Des nombreux systèmes de cuisson du plâtre cru en blocs, qui ont été successivement essayés depuis trente-cinq ans, je ne vous en signa-

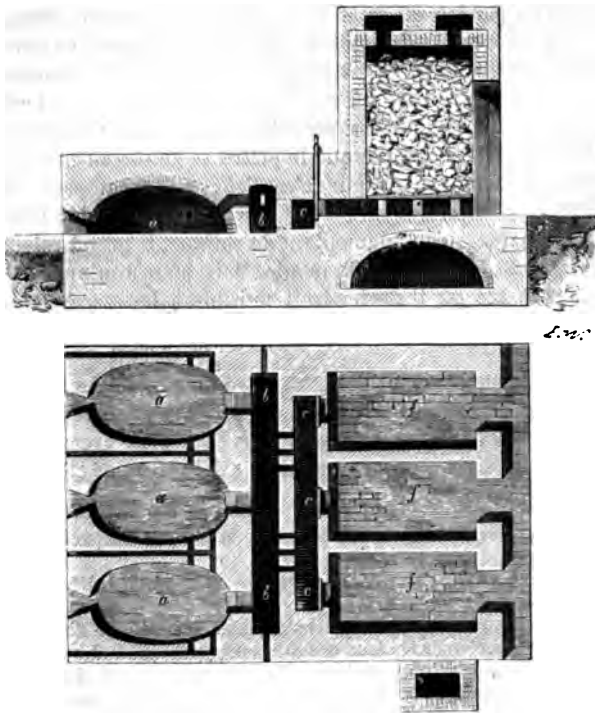


Fig. 515. — Four à coke et à plâtre des environs de Paris.

lerai sommairement que deux pour vous montrer que cette industrie vulgaire a aussi progressé.

Dans beaucoup d'endroits, surtout auprès des grandes villes, où le

bois est toujours cher, on a profité avec avantage des flammes perdues des fours à coke *a, a, a* (fig. 515), en les dirigeant par des conduits *b, b,* et *c, c, c,* à la partie inférieure de grandes chambres *f, f, f,* placées en arrière, à un niveau un peu supérieur, et remplies de plâtre en morceaux. Trois fours, comme vous le voyez par la figure 515, sont placés dans le même massif, et la carbonisation de la houille y est conduite de manière à se produire à une époque différente dans chacun d'eux: de cette manière le plâtre est exposé à une température moyenne et constante pendant toute la durée de la cuisson. Il est donc plus régulièrement cuit que par l'ancien procédé.

La Société d'encouragement a patronné, il y a une douzaine d'années, un nouveau four de l'invention de M. Dumesnil, de Mareuil-lez-Meaux, qui donne d'excellents résultats (1).

Gâchage du plâtre. — Théorie. — Le plâtre, convenablement cuit, réduit en poudre et *gâché* avec son volume d'eau, dégage de la chaleur et se prend, au bout de quelques instants, en une masse ferme, qui devient très-dure et résistante. Ces effets dépendent de ce que le sulfate calciné reprend son eau de cristallisation, et cristallise ensuite, de manière que ses aiguilles s'entrelacent et forment une masse très-serrée. On observe que le plâtre se gonfle au moment de sa solidification, surtout s'il est pur: c'est l'effet qui accompagne ordinairement les cristallisations confuses. Cette propriété le rend très-propre au *moulage*, parce qu'en augmentant de volume, il prend mieux l'empreinte des traits les plus fins du moule. Mais, pour diminuer ce gonflement, dans le cas où il deviendrait nuisible à leurs travaux, les ouvriers ajoutent au plâtre diverses poussières, comme de la cendre, de la suie, etc.

Le plâtre récemment cuit doit être privé du contact de l'air, surtout quand celui-ci est humide; autrement, il absorbe peu à peu l'humidité, repasse à l'état d'hydrate, et ne peut plus faire prise avec l'eau quand on le gâche. On dit communément alors qu'il est *éventé* (2).

Stuc. — Le plâtre le plus pur est employé par les mouleurs pour la décoration, par les graveurs pour prendre des empreintes de mé-

(1) Voir *Bulletin de la Société d'encouragement*, 2^e série, t. III, Janvier 1856, p. 3, et t. IV, Juillet 1857, p. 486.

(2) Les anciens connaissaient le plâtre. Chez les Romains, on s'en servait pour crépir ainsi que pour orner les écussons et les couronnements des édifices. Pline recommande d'employer le gypse lorsqu'il est détrempe, car il durcit très-vite. Cet auteur fait connaître un empoisonnement par le plâtre cuit. « Proculéius, ami intime d'Auguste, dit-il, avala du gypse dans un accès de douleur d'entrailles, et se donna ainsi la mort. » (*Hist. nat.*, liv. 36, § 59.) C'est peut-être ce fait qui accrédita l'opinion si répandue que le gypse était un poison. — Les anciens se servaient de vieux plâtre, puisque Théophraste dit expressément: « On peut séparer le plâtre des bâtiments et le brûler une seconde fois pour l'employer de nouveau. » Berthier a fait, il y a une trentaine d'années, la même recommandation.



dailles, et par les stucateurs pour faire cette composition, nommée *stuc*, qui imite parfaitement toutes sortes de marbre, et qui en partage les avantages, tels que le poli, la finesse et les belles couleurs.

On fait le *stuc* en délayant le plâtre récemment cuit et très-fin dans une solution de colle de Flandre blanche encore chaude, de manière à obtenir une pâte de consistance molle, et en ajoutant à cette pâte diverses substances colorantes, avec lesquelles on veut reproduire les teintes des marbres. Ces substances colorantes sont les mêmes que celles qui servent dans la peinture à fresque et la peinture en bâtiments. Lorsque le mélange est sec, on le polit, d'abord avec la pierre ponce, puis avec la pierre à aiguiser et le tripoli. On lui donne le dernier lustre en le frottant fortement avec un morceau de feutre et de l'eau de savon, enfin avec de l'huile seule.

La fabrication du stuc, qu'on emploie pour faire des lambris, des colonnes, pour parqueter les appartements, est poussée à un haut degré de perfection, notamment par les ouvriers italiens. On reconnaît ces faux marbres à ce qu'étant moins bons conducteurs du calorique, ils ne communiquent pas à la main ce froid que l'on ressent au contact du marbre naturel, et parce qu'ils sont bien moins durs.

Le stuc a été inventé par Mathieu Dammy, fils d'un marbrier de Gènes, né dans le courant du dix-septième siècle. C'est à Paris qu'il a fait connaître, pour la première fois, la composition de cette substance (1).

Durcissement du plâtre. — On a trouvé, de 1839 à 1841, les moyens de durcir considérablement le plâtre. M. Keene, de Londres, et, après lui, MM. Savoie et Greenwood, de Paris, font tremper le plâtre déjà cuit dans un bain saturé d'alun, pendant 6 heures, puis, après la dessiccation de ce plâtre aluné, ils le chauffent jusqu'au rouge brun. La quantité d'alun absorbée s'élève de 2 à 2 1/2 p. 100. — M. Sorel gâche le plâtre avec une solution de sulfate de zinc neutre à 8 ou 10° de l'aréomètre. — M. Kuhlmann le gâche avec une dissolution de silicate de potasse.

Le plâtre qui a subi ces additions devient, après le moulage, excessivement dur; il adhère avec une grande énergie au bois et à la pierre, et, par conséquent, il est plus propre que le plâtre ordinaire pour les scellements, les jointements, les moulures et décorations exposées à l'air, pour le badigeon des édifices qu'il protège très-efficacement. Mêlé avec une quantité égale de sable, le plâtre durci par l'alun donne des produits d'une grande ténacité; c'est à cet état qu'on l'emploie presque exclusivement en Angleterre, où, depuis 1839, on a commencé à en faire usage.

La Société d'encouragement s'est assurée, en 1841, de tous les avan-

(1) Chez les anciens, les couleurs employées dans la peinture à fresque étaient appliquées humides à la surface d'une espèce de stuc formé de marbre pulvérisé et lié par la chaux. C'est ce que Vitruve appelle *opus albarium* ou *coronarum*.

tages du plâtre aluné, et a reconnu qu'il convient parfaitement pour faire des enduits qui résistent à l'action de l'air et de l'eau dans les constructions exposées aux alternatives de sécheresse et d'humidité; pour mouler des objets d'art, statues, bustes, bas-reliefs, etc., qui ont l'aspect du marbre; pour faire des stucs d'une très-grande beauté, et qui sont plus durs, plus homogènes, et plus faciles à polir que les stucs préparés avec le plâtre ordinaire. On donne à tous ces objets la translucidité et l'apparence de l'ivoire en les trempant dans de la cire ou de l'acide stéarique en fusion.

Un des grands avantages du plâtre aluné, c'est qu'il exige d'une à deux heures pour faire prise, en sorte qu'on peut, pendant ce temps, le remanier sans inconvénient, et qu'il n'y a aucun déchet. Malheureusement on n'a pas toujours fait un emploi judicieux du plâtre durci, on n'a pas toujours fait usage exclusivement de l'alun de potasse pour le préparer : de là l'espèce de discrédit dans lequel il est tombé; mais on reviendra tôt ou tard sur cette fâcheuse prévention.

Le plâtre durci par le sulfate de zinc a cet autre avantage sur le plâtre commun, pour le scellement des pièces en fer dans les maçonneries, de préserver le métal de l'oxydation.

M. Dumesnil, dont je vous ai parlé précédemment, fabrique depuis plusieurs années une pierre artificielle très-dure qui peut remplacer, avec un avantage marqué, les meilleures pierres de taille pour les constructions, tant à l'intérieur qu'à l'extérieur des bâtiments. Il opère de la manière suivante : il délaye dans 500 litres d'eau 7 kilogr. d'alun, 6 kilogr. de chaux éteinte, 1 kilogr. d'ocre jaune; il ajoute à ce mélange 1 kilogramme de colle forte dissoute dans 5 litres d'eau chaude, et y gâche ensuite 900 litres de plâtre; aussitôt après, il y incorpore 450 litres de sable fin de rivière, exempt d'argile, et il coule le tout dans des moules. Douze à dix-huit heures après, la matière ayant fait prise, on la retire des moules et on la laisse sécher à l'air; elle acquiert une très-grande dureté.

Lorsqu'on veut mettre ces pierres de taille factices complètement à l'abri des eaux pluviales, on en recouvre la surface de deux ou trois couches successives d'une dissolution de silicate de potasse marquant 25° à l'aréomètre de Baumé. Il se forme ainsi à la surface une enveloppe de silicate de chaux, qui est, pour ainsi dire, inattaquable par les agents atmosphériques.

Un employé de l'imprimerie impériale de Vienne a récemment constaté que le plâtre prend un retrait uniforme lorsqu'on le lave, à plusieurs reprises, avec de l'alcool; cette observation l'a conduit à un procédé nouveau pour la réduction de médaillons et de bas-reliefs en général. — La première copie en plâtre étant obtenue, on la lave assez souvent à l'alcool pour que ses dimensions soient sensiblement réduites. Sur ce plâtre ainsi diminué, on prend un cliché en métal fusible, dont on fait ensuite la reproduction en plâtre neuf; cette nouvelle médaille

est lavée à l'alcool pour en réduire encore les dimensions. De cliché en cliché, alternativement en plâtre et en métal, de réduction en réduction, on arrive à diminuer dans le rapport de 3 à 1, et même plus, les dimensions primitives du bas-relief original, en conservant toute la finesse et la netteté des détails.

Emploi du plâtre en agriculture. — Indépendamment de l'immense consommation qu'on en fait pour les travaux du bâtiment, le sulfate de chaux a reçu une autre destination non moins intéressante; depuis 1765, grâce au pasteur Mayer, de Kupferzel en Argovie, on l'emploie à la dose de 200 à 400 kil. par hectare pour activer le développement et augmenter le rendement des prairies artificielles, notamment des sainfoins, trèfles et luzernes. On se sert généralement du plâtre cuit, mais le plâtre cru est tout aussi efficace, pourvu qu'il soit réduit en poudre fine.

Cette application, qui est une des plus précieuses conquêtes de l'agriculture moderne, a été introduite en Amérique par le célèbre Franklin. Voulant démontrer à ses compatriotes les bons effets du plâtre dans ce cas, l'illustre physicien écrivit en gros caractères, au moyen de poussière de plâtre : *Ceci a été plâtré*, sur un champ de luzerne placé près d'une grande route aux environs de Washington. Dans tous les endroits qui avaient été recouverts de cette poudre, une magnifique végétation se développa, en sorte qu'à la surface de la prairie, on pouvait lire distinctement encore les caractères tracés par la main du philosophe américain. Une démonstration si évidente valait les meilleurs écrits; elle porta ses fruits, et depuis cette époque les Américains s'approvisionnent à Paris d'une énorme quantité de cette précieuse substance.

Des eaux séléniteuses. — Le sulfate de chaux, malgré son peu de solubilité, se trouve en dissolution dans la plupart des eaux qui coulent à la surface de la terre; les eaux de sources, et surtout les eaux de puits creusés dans les terrains à gypse, comme ceux des environs de Paris, en sont pour ainsi dire saturées. Dès que sa quantité s'élève à 25 centigrammes par litre, les eaux prennent une saveur terreuse et douceâtre, se digèrent mal, occasionnent souvent des tranchées, convertissent le savon en petits grumeaux sans le dissoudre, et durcissent les viandes et les légumes.

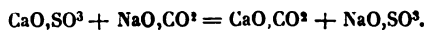
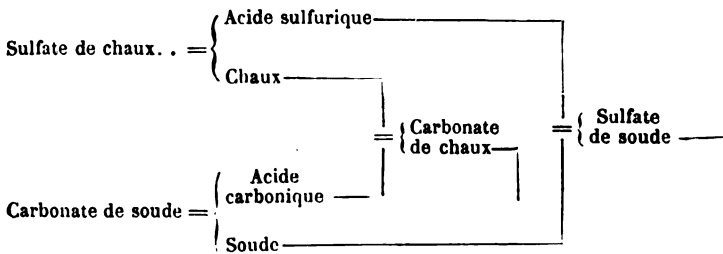
C'est à ces sortes d'eaux qu'on donne, ainsi que je l'ai déjà dit, les noms d'*eaux crues*, d'*eaux dures*, d'*eaux séléniteuses*. On les appelle encore *eaux incrustantes*, parce qu'elles déposent une croûte épaisse et fort adhérente sur les parois des vases dans lesquels on les fait bouillir.

On reconnaît de suite ces sortes d'eaux, parce que, outre les caractères précédents, elles donnent avec l'*azotate de baryte* un précipité blanc pulvérulent, insoluble dans les acides, et avec l'*oxalate d'ammoniaque*,

un précipité tout à fait semblable. Le premier réactif précipite l'acide sulfurique, le second isole la chaux.

Les eaux séléniteuses ne peuvent servir aux travaux des ateliers de blanchiment et de teinture, à cause de leur action sur le savon et la plupart des matières colorantes ; elles ne peuvent non plus être utilisées dans les cuisines, puisqu'en cédant aux végétaux qu'on y cuit leur sulfate de chaux, celui-ci durcit considérablement le tissu végétal en s'y combinant.

Moyen de purifier les eaux séléniteuses. — Il est possible cependant de les rendre propres à tous les besoins domestiques, et d'en isoler le sulfate de chaux, en y ajoutant, quelque temps avant d'en faire usage, une suffisante quantité de carbonate de soude. Par la réaction de ce sel sur le premier, il se fait du carbonate de chaux, qui se dépose, et du sulfate de soude, qui reste en dissolution dans l'eau, comme on le voit par la légende suivante :



Le sulfate de soude, qui reste en dissolution dans l'eau, ne lui communique aucune mauvaise propriété : 322 grammes de cristaux de soude, ou 120 grammes de sel de soude sec, suffisent pour purifier un hectolitre d'eau aussi séléniteuse que possible. Après l'addition du sel de soude, on laisse reposer l'eau, et, quand elle est bien éclaircie, on la décante pour s'en servir. La purification d'un hectolitre d'eau, par ce moyen si simple, ne revient pas à 15 centimes !

Quand les eaux ne doivent leurs mauvaises qualités qu'au bicarbonate de chaux, on les rend propres aux usages domestiques : 1° en les agitant au contact de l'air ; 2° ou bien en y faisant passer un courant de vapeur pendant quelques minutes ; 3° ou bien enfin en y versant un dixième d'eau de chaux (en volume).

Ces divers procédés ayant pour résultat de précipiter la plus grande partie du carbonate de chaux, on laisse reposer le liquide, et on décante l'eau devenue claire.

Inconvénients des eaux calcaires et séléniteuses pour l'alimentation des chaudières. — Les eaux calcaires et séléniteuses ont le grave inconvénient, lorsqu'elles servent à alimenter une chaudière



à vapeur, de former un dépôt de carbonate et de sulfate de chaux, qui s'attachent aux parois du vase, et forment des incrustations plus ou moins épaisses, qu'on appelle *calcin* dans les ateliers. Ces incrustations ont presque toujours la même composition. Voici l'analyse de fragments de calcin retirés de chaudières à vapeur :

	CALCIN analysé par moi.	CALCIN analysé par M. Penot.
Sulfate de chaux.....	73,99	46,20
Carbonate de chaux.....	4,58	52,56
— de magnésie.. .. .	7,62	»
Chlorure de sodium.....	3,04	»
Silice, alumine, oxyde de fer.....	10,77	1,24
	100,00	100,00

Ces croûtes calcaires, qui s'attachent aux parois intérieures des chaudières, présentent des inconvénients de plus d'une espèce. Empêchant le contact immédiat du liquide avec le métal, elles retardent la transmission de la chaleur ; elles portent obstacle à une bonne utilisation de la chaleur du foyer ; il faut donc consommer plus de combustible pour porter l'eau à l'ébullition et l'y entretenir ; de plus, ces croûtes donnent lieu fréquemment à l'altération des chaudières dans les parties les plus rapprochées du foyer, et dont la température peut s'élever au point de permettre la combustion du métal, ou du moins la dislocation des joints de la tôle. Elles produisent encore parfois un autre effet non moins grave, et celui-là est de nature à éveiller toute l'attention des maîtres et des ouvriers, c'est le danger de l'explosion.

Lorsque, par quelque temps de travail, des croûtes assez épaisses se sont formées au fond des chaudières, et que, par suite de la rupture de ces croûtes, déterminée par la grande dilatation du métal auquel elles étaient adhérentes, le liquide est tout à coup mis en contact avec des parties de métal chauffées à une température excessive, il se forme subitement une masse de vapeur telle, qu'elle agit sur la chaudière comme le ferait un violent coup de marteau, et peut en déterminer l'explosion malgré l'adjonction d'appareils de sûreté.

Moyens pour remédier aux incrustations. — Pour remédier à ces inconvénients, on est obligé, dans les fabriques, d'enlever les dépôts calcaires tous les quinze à vingt jours ; mais, comme ils adhèrent d'autant plus à la chaudière, qu'il y a plus de temps qu'ils sont en contact avec le métal, on est obligé de recourir au battage avec des instruments acérés, qui ne sont pas sans attaquer le métal. Ce battage, d'ailleurs, prend beaucoup de temps, de là un chômage dans le travail, et nécessairement une perte d'argent plus ou moins considérable.

Quelquefois aussi, mais plus rarement, on attaque les incrustations calcaires au moyen de l'acide chlorhydrique qui dissout, s'il est employé en quantité suffisante, tout le carbonate, et désagrège, dans tous les

cas, la croûte adhérente aux parois des chaudières. Je n'insiste pas sur ce moyen de nettoyage, car il est bien plus simple et plus rationnel de s'opposer à la formation des dépôts qui incrustent et transforment, pour ainsi dire, les chaudières en carrières de pierres calcaires. On a trouvé fort souvent des incrustations de 10 à 13 centimètres d'épaisseur ! Elles se présentent aussi parfois dans les tuyaux d'alimentation, dans les condenseurs, et jusque dans les cylindres des machines à vapeur.

Lorsqu'on examine le calcin, on voit qu'il est composé de cristaux bien apparents. M. Kuhlmann considère la cristallisation des sels calcaires comme la cause essentielle de la solidification des croûtes des chaudières, et il affirme que si l'eau des générateurs pouvait être maintenue continuellement dans un état de grande agitation, l'on s'opposerait à la cristallisation du carbonate et du sulfate de chaux, et, par conséquent, à la formation de tout dépôt dur et adhérent. Ce qui vient confirmer cette opinion, c'est qu'il a observé que les générateurs qui travaillent jour et nuit ne s'incrustent pas aussi facilement, proportionnellement à la quantité d'eau vaporisée, que ceux qui chôment la nuit.

Depuis longtemps on a proposé bien des moyens d'empêcher cette incrustation des chaudières. On a employé successivement, avec plus ou moins de succès, à la dose d'un kilogramme par force de cheval, les pommes de terre, les racines d'orge provenant de la préparation du malt chez les brasseurs, et autres substances amylacées ; un mélange de plombagine et de graisse avec lequel on frotte les parois intérieures des chaudières ; l'argile délayée, conseillée, dès 1824, par Pelouze père ; le verre pilé ou en fragments ; des rognures de fer-blanc, de tôle ou de zinc, qui, par leur mouvement continuel au sein de l'eau, opèrent le récurage des parois et s'opposent à toute incrustation.

En 1839, MM. Néron et Kurtz ont indiqué la décoction concentrée de tan ou de bois de campêche, ou la poudre et les copeaux de ce bois tinctorial, ou même l'extrait résineux de campêche, que le commerce fournit à très-bas prix. Ils ont reconnu que la décoction à 10 ou 20° de concentration, employée à la dose de 1 litre par 1000 litres d'eau, ou la poudre à la dose de 1 kilogramme par force de cheval, s'opposent complètement à toute incrustation. Avec ces proportions, les chaudières peuvent marcher pendant six semaines à deux mois ; lorsqu'on les ouvre, l'eau, en s'écoulant, entraîne avec elle un dépôt boueux, et les parois des chaudières sont parfaitement nettes.

Roard a proposé, dans le même but, la poudre d'acajou. — L'habile mécanicien Cavé, de Paris, se sert de bûches de chêne vert ou récemment coupé dans la proportion de 2 ou 3 kilog. par force de cheval ; on suspend ces bûches de manière qu'elles ne touchent pas aux parois métalliques chauffées directement ; on les remplace à peu près tous les mois. — Un de mes anciens élèves, Saillard, a fait adopter, depuis 1845, par les paquebots à vapeur, l'emploi d'une décoction de cachou



dans une eau chargée de carbonates de potasse et de soude. On met 250 gr. de cette décoction fortement colorée, par force de cheval et pour six semaines de travail, dans les générateurs alimentés par l'eau douce; pour ceux alimentés par l'eau de mer, on introduit toutes les quatre heures 3 kilogr. de cette composition par force de 100 chevaux, et on ne fait que trois saignées en 24 heures.

L'efficacité des matières colorantes, dans tous ces cas, n'est pas douteuse. Les parcelles calcaires, les sels peu solubles, en passant de l'état de dissolution à l'état solide, se trouvent enveloppés de matière colorante, qui a pour ces sels une certaine affinité. Cette enveloppe les empêche de se joindre et d'adhérer entre elles ainsi qu'au fer de la chaudière. Cette espèce d'habit de la molécule saline est un préservatif contre l'affinité d'agrégation.

MM. Guinon et Guimet, de Lyon, ont recours au sucre pour obtenir les mêmes résultats. Le premier met, tous les deux mois, 5 kilogr. de cassonade ou de mélasse dans une chaudière qui vaporise 15 à 18 hectolitres d'eau par jour. Le second emploie 3 kil. de sirop de fécule, par mois, pour une machine de 8 chevaux, marchant 14 heures par jour.

Les ingénieurs hollandais ont constaté que le sel ammoniac détache et dissout les dépôts calcaires antérieurement formés dans les chaudières, et s'oppose ensuite à leur formation. Il suffit d'introduire dans une chaudière de locomotive, une ou deux fois par semaine, 60 gram. de ce sel pour la maintenir exempte de toute incrustation. Saillard a trouvé que le chlorure de plomb possède la même propriété.

Enfin, M. Kuhlmann fait usage, pour arriver au même but, de carbonate de soude, qui détermine la précipitation du carbonate de chaux et la décomposition du sulfate de chaux, en particules très-ténues. Le carbonate de chaux tel qu'on l'extrait des chaudières, après un mois ou six semaines de travail, est à l'état d'une division extrême; aucune adhérence ne se remarque, celle des anciennes croûtes des chaudières est même détruite. Avec une eau très-calcaire, il ne faut que 100 à 150 gram. de sel de soude à 80° alcalimétriques, par force de cheval et par mois de travail. Cette quantité si minime suffit, parce que le carbonate de soude, en ramenant le bicarbonate de chaux à l'état de carbonate neutre insoluble, se change d'abord en sesquicarbonate, puis en bicarbonate de soude; ce dernier, en laissant dégager, par l'ébullition, le quart de son acide, repasse à l'état de sesquicarbonate qui peut, comme le carbonate neutre, recommencer son action sur le bicarbonate de chaux que l'eau d'alimentation amène dans la chaudière. De sorte qu'une très-petite portion de sel de soude peut servir à rendre insoluble une énorme quantité de bicarbonate de chaux. Si l'eau contient, en outre, du sulfate de chaux, il faut alors augmenter la proportion du sel de soude, dans un rapport qui doit varier avec celle du sel séléniteux tenu en dissolution.

Lorsque l'eau est aussi chargée de sulfate de chaux que l'eau des

poits de Paris, il faut renoncer à l'usage du sel de soude, parce qu'il en faudrait mettre jusqu'à 120 gr. par chaque hectolitre d'eau introduit dans les chaudières. Le mieux, dans ce cas, c'est de recevoir l'eau séléniteuse dans de vastes réservoirs et d'y ajouter assez de chlorure de baryum ou d'hydrate de baryte que le commerce livre aujourd'hui à bas prix, pour précipiter à la fois la chaux, l'acide sulfurique, l'acide carbonique, l'alumine et l'oxyde de fer. L'eau séparée du dépôt est alors utilisable.

L'emploi du sel de soude est à peu près général dans les usines de nos départements du Nord. M. Fresenius a reproduit le même moyen en 1854, mais en substituant une lessive de soude caustique au sel de soude. Dans bien des usines de la Normandie, on emploie avec succès 1 kilogr. de lessive caustique à 25° par force de cheval et par mois, pour des eaux qui ne contiennent que peu de sulfate. Cela suffit pour prévenir les incrustations, mais ne fait pas disparaître les anciennes. Dans ce dernier cas, il faut recourir au sel ammoniac ou au chlorure de plomb. — Chez MM. Malétra, fabricants de produits chimiques au Petit-Quevilly, près Rouen, il y a déjà longtemps, 25 ans au moins, qu'on utilise avec succès la soude caustique. Tous les mois on vide les bouilleurs ; il ne s'y trouve qu'une boue demi-fluide qui disparaît par un simple courant d'eau, et au moyen d'une brosse circulaire, on nettoie la surface intérieure. — Le prix du kilogramme de lessive à 25° est de 80 centimes.

Emploi du noir animal pour enlever les sels calcaires à l'eau et assainir les éternes. — Le charbon, dont je vous ai signalé les heureux effets pour la désinfection et la dépuration des eaux, n'agit pas seulement en leur enlevant les matières organiques odorantes ; il possède encore la non moins précieuse qualité de les dépouiller de la plus grande partie des matières salines qu'elles tiennent en dissolution, et notamment des sels calcaires. Mais, c'est uniquement le noir animal qui jouit de cette propriété, découverte, en 1822, par Payen. Je vais la mettre en évidence, en agitant de l'eau saturée de chaux avec une petite quantité de noir animal en poudre. Au bout de 15 à 20 minutes, on filtrera le liquide, et vous verrez qu'il aura perdu la faculté de verdir le sirop de violettes, de précipiter en blanc par l'acide oxalique, caractères qu'il manifestait à un très-haut degré avant d'être mis en contact avec le charbon.

D'après cela, vous devez déjà l'entrevoir, il y aura un grand avantage à remplacer le charbon de bois par le noir animal pour la dépuration des eaux, et spécialement pour celles qui seraient altérées tout à la fois et par des matières organiques en fermentation et par des sels calcaires en dissolution. Je vais vous faire connaître une circonstance qui peut se représenter à chaque instant, et dans laquelle j'ai tiré un parti bien avantageux de la double propriété dont je viens de parler.

Tout le monde sait que, pour s'opposer aux filtrations d'eau, on pave ou on dalle le sol des citernes à mortier de chaux et ciment, et qu'on élève les murs de ces réservoirs avec des pierres calcaires ou des silex réunis par la chaux et le ciment, ou revêtus d'un enduit de chaux hydraulique. Or, dans les premiers temps qui suivent l'achèvement des travaux, l'eau qui séjourne dans les citernes se sature de chaux qu'elle enlève aux parois, et elle est alors peu propre aux besoins domestiques.

En 1835, chez un de mes amis, feu Arsène Maille, à la Vaupalière, près Rouen, on avait reconstruit à neuf la citerne du château du Parquet, et ses murs avaient été cimentés avec beaucoup de soin. Lorsque, quelques mois après, on voulut faire usage de l'eau qu'elle contenait, on lui trouva une saveur âcre si prononcée, qu'il fut impossible de l'employer au service de la cuisine. Cette mauvaise qualité de l'eau provenait de la chaux qu'elle avait enlevée au ciment nouveau. On vida la citerne à plusieurs reprises, dans l'espoir que la quantité de chaux en excès, à l'état caustique dans le ciment, serait bientôt épuisée; mais il en fut autrement : l'eau conserva, pendant plus de six mois, sa saveur âcre et urineuse, ainsi que sa causticité.

Ne sachant plus comment remédier économiquement à un si grave inconvénient qui privait toute sa maison d'eau potable, Arsène Maille vint me raconter son embarras et réclamer mes conseils. Je lui parlai aussitôt de la faculté que possède le charbon animal d'absorber la chaux; je lui en fis la démonstration ainsi que je viens de vous la donner, et je l'engageai à jeter dans sa citerne une douzaine de kilogrammes de noir animal pulvérisé. C'est ce qu'il fit avec le plus grand succès, puis, quelques jours après l'emploi du noir, l'eau de la citerne ne renfermait plus de chaux en solution. Depuis cette époque, la citerne a toujours fourni de très-bonne eau.

Des expériences subséquentes m'ont appris que les meilleures proportions de noir animal à introduire dans une citerne récemment construite ou cimentée à neuf, sont de 10 à 12 kilogrammes par muid ou 4 kilogrammes environ par hectolitre.

En 1844, un propriétaire des environs de Rouen, M. Delaistre, à Pissy-Poville, avait une citerne de 200 hectolitres environ, dont l'eau était détestable; d'après mon conseil, il y jeta 10 kil. de noir animal, qui lui sont revenus à 5 fr. Depuis ce moment, les eaux sont parfaitement salubres.

La mare de la ferme du même propriétaire, étant encombrée de vase et de feuilles mortes, ne contenait plus, vers la fin de l'automne, qu'une eau infecte et très-sapide, impropre aux besoins des hommes et des animaux. Plusieurs kilogr. de noir animal jetés dans cette mare, d'après mes indications, ont rendu l'eau complètement potable en moins de quelques jours.

Vous voyez, par ces faits, que les propriétaires et les agriculteurs, moyennant une très-faible dépense et sans nul embarras, sont désor-

mais assurés de pouvoir entretenir, pour ainsi dire indéfiniment, dans un état de pureté parfaite, l'eau de leurs réservoirs souterrains.

J'ajouterai qu'en 1846 j'ai renouvelé cette application du charbon sur une grande échelle, en rendant potable et propre à la fabrication du pain l'eau du puits principal de la manutention militaire de Rouen. Le succès obtenu dans cette circonstance a paru assez important au ministre de la guerre pour qu'il fit transmettre le procès-verbal de cette expérience à tous les commandants de places fortes en France. Il est aisé de comprendre, en effet, combien quelquefois, en temps de guerre surtout, une pareille propriété, dans un corps si facile à se procurer, peut devenir précieuse (1).

Action du noir animal sur les solutions salines. — Ainsi que je m'en suis assuré par de nombreuses expériences, faites en 1839 et 1840, tous les genres de sels, toutes les solutions minérales, à peu d'exceptions près, sont attaqués par le noir animal qui absorbe complètement les matières inorganiques, à froid, et sans qu'il soit nécessaire de faire intervenir la température de l'ébullition, pourvu, toutefois, qu'on emploie des quantités convenables de noir et qu'on prolonge suffisamment la durée du contact.

Si l'on agite les liquides avec un douzième seulement de leur poids de noir en grains, l'action absorbante n'est effectuée qu'au bout de 15 à 20 jours ; elle est terminée en moins de 8 jours, si l'on emploie 1/5 ou 1/4 de noir pour les liquides non saturés. Si l'on opère à la température de l'ébullition, la réaction est complète au bout de quelques heures. Voici des sels de plomb, de la teinture d'iode qui ont été traités par le noir depuis quelque temps ; nous allons facilement reconnaître qu'il n'y a plus de plomb, plus d'iode dans les liqueurs !

Action du même agent sur les principes organiques amers ou âcres. — Une autre propriété non moins importante que les précédentes, c'est que tous les principes amers ou âcres que l'eau tient en dissolution sont également enlevés par le noir animal purifié, pourvu qu'on emploie 30 pour 1 de matière, et qu'on agisse à la température de l'ébullition. On peut ainsi faire disparaître immédiatement l'amertume des décoctions de quinquina, de gentiane, de coloquinte, l'astringence de la décoction de noix de galle, d'écorce de chêne, de cachou, la saveur si forte du sulfate de quinine. A froid, le charbon n'enlève que certains principes amers de leurs dissolutions, et n'a d'action sur d'autres qu'à une température de 100° : ainsi le goût amer de la bière disparaît rapidement lorsqu'on la filtre à travers le charbon, tandis que les extraits de quinquina, d'opium, de noix vomique, de buis, ne subissent aucun changement dans leur degré d'amertume. On peut donc se

(1) Voir pour plus de détails ma notice intitulée : *Sur une nouvelle application du charbon animal* (dans mes *Mélanges d'agriculture, d'économie et de sciences physiques appliquées*, t. II, p. 313. Paris, Victor Masson).



servir de cette différence d'action du charbon purifié pour découvrir si l'on a ajouté à la bière une de ces substances, comme cela arrive quelquefois, dit-on, en Angleterre.

Vous ne serez pas surpris d'apprendre, d'après ce qui précède, que le charbon animal purifié ait été proposé, dans ces derniers temps, comme un antidote certain de l'arsenic, du cuivre et de tous les poisons végétaux.

Il est probable que les corps absorbés par le charbon contractent avec lui une sorte d'adhérence, et se fixent à sa surface comme les mordants et les couleurs à la surface des tissus. Dans tous les cas, les matières organiques ne subissent aucune altération.

Voilà, certes, d'éminentes et curieuses propriétés dans le charbon animal. Le charbon végétal ne les partage pas, ni à chaud ni à froid; il n'enlève que des traces des matières salines dissoutes dans les liquides, alors même que la durée du contact est prolongée pendant des mois entiers.

Métaux de la deuxième section.

Parmi les métaux de la deuxième section, la plus nombreuse en espèces, le manganèse, le magnésium et le zinc sont les seuls qui méritent de fixer votre attention. Les autres sont ou encore imparfaitement connus, ou sans applications directes à l'industrie.

Du Manganèse.

Vous avez déjà quelques notions sur le composé le plus important de cette famille, le *peroxyde de manganèse*, dont je me suis servi, vous ne devez pas l'avoir oublié, pour obtenir le gaz oxygène et le chlore.

Historique. — Les anciens connaissaient ce composé, qui existe assez abondamment dans la nature, et ils en faisaient usage dans la fabrication des verres colorés. Ils le confondaient, toutefois, avec l'aimant ou oxyde noir de fer. C'est de *magnes* (aimant) que vient sans doute le nom de *manganèse* ou de *magnésie noire*. Pott démontra le premier, en 1740, que cette magnésie noire n'était point un minerai de fer, et Kaim, en 1770, y signala la présence d'un nouveau métal, que Scheele reconnut en 1774, et qui fut extrait à l'état de pureté par le chimiste suédois Gahn, quelques années après.

Extraction. — Le manganèse métallique, qui n'est qu'un objet de curiosité et qu'il est très-difficile de conserver avec son éclat, à moins de le maintenir au sein de l'huile de naphte, en raison de la promptitude avec laquelle il absorbe l'oxygène de l'air, a tous les caractères extérieurs de la fonte blanche. On ne peut l'obtenir qu'en chauffant au feu de forge, dans un creuset *brasqué*, l'oxyde de manganèse provenant de la calcination du carbonate, mélangé avec 1/10 de son poids de noir de fumée et 1/10 de borax fondu. Comme le bouton métallique retient

beaucoup de carbone, on le fond de nouveau, avec un peu de carbonate de manganèse, dans un petit creuset de porcelaine qu'on ferme bien et qu'on enfouit dans un plus grand creuset de terre rempli de charbon et luté, ainsi que le montre la figure 516.



Fig. 516. — Extraction du manganèse.

Composés oxygénés. — Le seul composé oxygéné du manganèse que nous ayons à examiner ici en particulier, c'est le bioxyde ou peroxyde, MnO^2 , qui sert à obtenir tous les autres, et que les naturalistes désignent sous le nom de *pyrolusite*, qui veut dire : *décomposable par le feu*.

C'est, en effet, en le traitant par l'acide chlorhydrique ou l'acide sulfurique qu'on prépare les sels à base de protoxyde, le *protochlorure* et le *sulfate*. Ce sont ces derniers que les teinturiers et les indienneurs emploient pour produire sur toile ces couleurs foncées qu'on désigne sous les noms de *bistres*, de *solitaires*, et qui sont dues, comme vous le verrez plus tard, à la conversion du protoxyde de manganèse, qui est blanc, en bioxyde très-divisé, qui est d'un brun marron.

Acides manganique et permanganique. — C'est encore avec le même peroxyde qu'on crée les acides *manganique*, MnO^3 , et *permanganique*, Mn^2O^7 , dont les sels alcalins sont colorés, les premiers en vert, les seconds en rouge. Il suffit de chauffer fortement pendant trois quarts

d'heure dans un creuset, au contact de l'air, parties égales de peroxyde de manganèse finement pulvérisé et de potasse caustique, pour obtenir une masse verdâtre consistant en *manganate de potasse*. Ce dernier composé prend naissance, parce que, sous l'influence de l'alcali, le peroxyde a absorbé de l'oxygène atmosphérique et s'est changé en acide *manganique* :



En traitant la matière calcinée par l'eau froide et filtrant la liqueur sur de l'amianté, puis la faisant évaporer dans le

vide de la machine pneumatique au-dessus d'une capsule pleine d'acide sulfurique (fig. 517), on arrive à avoir le manganate de potasse en cristaux d'un beau vert-émeraude.

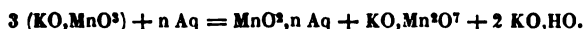


Fig. 517. — Cristallisation dans le vide du manganate de potasse.

La dissolution de ce sel, qui est d'un vert foncé, abandonnée à l'air, se trouble peu à peu, prend une teinte bleue, puis violette, et enfin rouge; elle finit même par se décolorer entièrement. On accélère ces changements de coloration en y ajoutant des acides saturés d'oxygène (sulfurique, azotique, etc.), ou de l'eau, chaude ou froide. On peut ramener la liqueur devenue rouge au vert par l'addition de potasse caustique; enfin, on décolore subitement ces diverses liqueurs en y ajoutant des corps avides d'oxygène, acide sulfureux, acide chlorhydrique, sucre et autres matières organiques.

Caméléon minéral. — Scheele, qui, le premier, a préparé le manganate de potasse, lui a donné le nom de *caméléon minéral*, pour rappeler que sa dissolution prend spontanément à l'air des nuances variées, comme l'animal désigné sous ce nom par les naturalistes. Il est facile d'expliquer ces phénomènes.

L'acide manganique est très-peu stable. Il tend sans cesse à se transformer en bioxyde de manganèse et en acide permanganique. En effet, quand on dissout le *manganate neutre* dans l'eau pure, il se précipite du peroxyde hydraté, et il se produit du permanganate de potasse qui est rouge :



Lorsque le manganate alcalin, ou *caméléon vert*, est chauffé ou abandonné au contact de l'air, l'acide carbonique atmosphérique saturant peu à peu l'excès d'alcali, le manganate devenu neutre est alors décomposé par l'eau en peroxyde et en permanganate; par conséquent, la dissolution passe du vert au rouge en offrant toutes les teintes intermédiaires. Les autres acides saturés d'oxygène donnent lieu aux mêmes effets en agissant comme l'acide carbonique, tandis que les acides non saturés d'oxygène et les corps désoxygénants font disparaître toutes les nuances en ramenant les acides du manganèse à l'état de sels de peroxyde qui sont incolores.

Caméléon rouge. — Quand on veut créer, non du manganate de potasse, mais du permanganate ou *caméléon rouge*, on mêle 4 parties de peroxyde de manganèse avec 3 parties 1/2 de chlorate de potasse, on arrose le tout avec 5 parties de potasse caustique en dissolution aussi concentrée que possible, on dessèche cette pâte dans une capsule de porcelaine, puis on la chauffe au rouge sombre dans un creuset de terre pendant une heure environ. On retire du creuset la masse calcinée et on la fait bouillir avec de l'eau dans une capsule. On filtre à travers de l'amianté, et on concentre la liqueur à une faible chaleur. Par le refroidissement, elle laisse déposer des cristaux volumineux d'un beau rouge: c'est le permanganate. Il est facile de voir que, dans cette opération, c'est l'oxygène, abandonné en grande quantité par le chlorate de potasse, qui convertit le peroxyde de manganèse en acide permanganique.

Ce dernier, plus stable que l'acide manganique, puisqu'on peut l'obtenir à l'état d'isolement de ses composés salins, ne peut cependant être en contact avec des corps avides d'oxygène sans leur céder une partie de celui qu'il contient et sans revenir à l'état de sesquioxyde ou même de protoxyde de manganèse. Ainsi, il blanchit instantanément les différentes substances organiques colorées ; le papier le détruit si vite qu'on ne pourrait filtrer sa dissolution. Même à froid, il enflamme le papier, parfois l'alcool avec explosion, et il détone brusquement avec émission d'une belle lumière blanche lorsqu'on le place sur un corps gras. Il y a dans tous ces cas volatilisation d'une partie d'acide permanganique sous forme de vapeurs violettes.

Le permanganate de potasse se change aussi facilement que ce dernier en sesquioxyde, oxygène et potasse. C'est ce que les expériences suivantes vont vous démontrer.

Je verse un peu de sirop de sucre dans une dissolution de caméléon rouge, et aussitôt elle devient verte ; puis bientôt celle-ci passe au brun et laisse déposer du sesquioxyde. — D'un autre côté, je dépose sur du papier blanc une goutte de la même liqueur, et vous voyez apparaître instantanément une tache brune de sesquioxyde.

Si, maintenant, je chauffe légèrement du caméléon rouge solide, après y avoir mélangé du soufre ou du phosphore, de l'arsenic ou du lycopode, le tout s'enflamme et produit un feu d'artifice.

Applications du permanganate de potasse. — Ce permanganate de potasse est un réactif précieux pour les chimistes, par suite du changement de couleur qu'il éprouve en présence des corps non saturés d'oxygène. Ainsi, quand un acide chlorhydrique du commerce renferme de l'acide sulfureux, quand un acide azotique ou sulfurique contient des composés nitreux, quelques gouttes de permanganate de potasse l'indiquent par la décoloration qu'elles éprouvent instantanément, ce qui n'arrive pas avec les acides purs.

Comme il est également décoloré par les matières organiques qu'il brûle, par l'oxygène naissant qu'il fournit, M. Angus Smith, en Angleterre, et M. Monier, en France, ont proposé son emploi pour découvrir et même doser ces matières en suspension dans l'air et en solution dans les eaux.

Dosage des matières organiques de l'air. — Dans le premier cas, on fait passer, au moyen d'un aspirateur *a*, plusieurs mètres cubes de l'air vicié à travers une série de tubes à boules, dits *tubes de Liebig* *b, b, b, b* (*fig. 518*), contenant de l'eau acidulée par un dixième de son poids d'acide sulfurique, qui arrête ou dissout les matières tenues en suspension dans l'air. C'est dans cette eau qu'on laisse tomber d'une burette graduée (*fig. 519*), une solution titrée de permanganate renfermant par litre 3^{er},92 de sel cristallisé. On cesse d'ajouter du caméléon



lorsque l'eau conserve une légère coloration. Chaque centimètre cube de la liqueur d'épreuve représente 1 milligramme d'oxygène absorbé par les matières organiques.

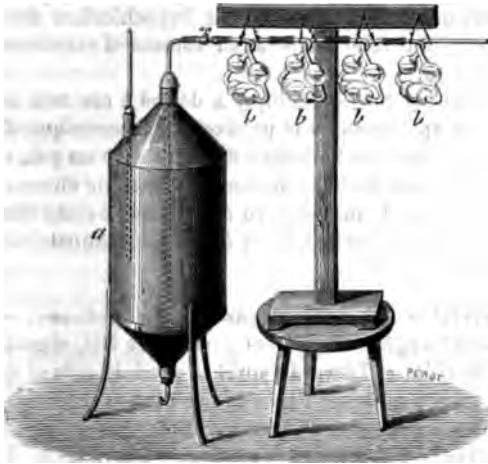


Fig. 518. — Appareil pour recueillir et doser les matières organiques de l'air.

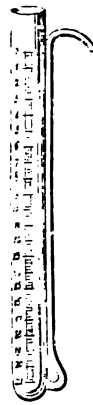


Fig. 519. Burette graduée.

Recherche des matières organiques dans les eaux potables.

— Quand il s'agit de rechercher ces mêmes matières dans les eaux potables, on opère sur un litre de liquide qu'on acidule par 2 millièmes d'acide sulfurique et qu'on porte à une température fixe de 65° ; on y instille alors goutte à goutte, en agitant continuellement, la solution titrée renfermant 1 gram. de permanganate cristallisé par litre, soit 1 milligr. par centimètre cube. Dans ces conditions, l'oxydation des matières organiques marche rapidement, et on est à la fin de l'opération lorsque la teinte rosée de la liqueur reste persistante.

Dans les localités où l'on est obligé de boire des eaux marécageuses, rien ne serait plus utile que d'y introduire des traces de permanganate jusqu'à ce qu'elles conservent une teinte persistante du réactif. Ce serait la garantie qu'il n'y reste plus rien à oxyder ; on aurait ainsi une boisson parfaitement saine, d'autant plus que les sels de manganèse apportent un élément plus avantageux que nuisible à l'économie animale.

Désinfection par le permanganate. — Les Anglais ont adopté, depuis plusieurs années déjà, ce mode de purification des eaux saumâtres, et ils emploient également les solutions de permanganate de potasse ou de soude à désinfecter l'air, les matières animales et à prévenir la corruption de celles-ci. MM. Daluna et Castex, en Espagne et en France,

ont appliqué les premiers les mêmes sels à la désinfection des liquides et des sécrétions morbides, ainsi qu'au pansement des plaies fétides ou de mauvaise nature.

On peut donc considérer les permanganates alcalins, non-seulement comme des désinfectants puissants, préférables aux hypochlorites dont le chlore peut parfois être nuisible, mais aussi comme d'excellents antiseptiques.

M. Tessié du Motay, dans ces derniers temps, a donné à ces sels un emploi plus étendu en les appliquant à la production économique de l'oxygène devant servir à augmenter l'intensité de l'éclairage au gaz, et à la création d'un nouveau mode de blanchiment des tissus de chanvre et de lin. Je laisse de côté, pour le moment, ce qui concerne cette dernière industrie, pour ne vous parler que de la fabrication industrielle de l'oxygène.

Fabrication industrielle du permanganate de potasse. — Production continue d'oxygène. — Tirant parti de ce fait, signalé il y a longtemps par Chevillot et Edwards, qu'il se produit autant de permanganate sous l'influence seule de l'air que par l'intervention des agents d'oxydation les plus énergiques, M. Tessié du Motay fait passer un courant d'air sur un mélange, à équivalents égaux, de sesquioxyde de manganèse (1) et de soude caustique, renfermé dans une cornue horizontale de fonte chauffée à 400°. Il se forme ainsi du permanganate de soude. Si, alors, on dirige sur ce sel un courant de vapeur d'eau à 120°, c'est-à-dire assez surchauffée pour qu'elle n'entraîne pas de globules d'eau, l'acide permanganique abandonne une partie de son oxygène et repasse à l'état de sesquioxyde.

En élevant une seconde fois la température au rouge et faisant passer un nouveau courant d'air sur le résidu de la cornue, le permanganate de soude se trouve régénéré et peut ensuite fournir une nouvelle dose d'oxygène sous l'influence de la vapeur d'eau surchauffée; de sorte que les mêmes quantités de sesquioxyde de manganèse et de soude caustique peuvent fournir indéfiniment de l'oxygène pur emprunté à l'air, de même que dans le procédé de M. Boussingault, la production et la décomposition du bioxyde de baryum conduisent au même résultat.

Dans l'appareil de M. T. du Motay, un tube adapté à l'extrémité postérieure de la cornue amène le mélange d'oxygène et de vapeur d'eau dans un réfrigérant où la vapeur se condense tandis que le gaz va se rendre dans un gazomètre. Quant à l'air qui doit servir à la reconstitution du permanganate, c'est un ventilateur mis en action par une locomobile qui le fait pénétrer dans l'intérieur de la cornue, après qu'il a traversé un dépurateur à la chaux destiné à le dépouiller de son acide carbonique.

(1) Cet oxyde provient du traitement par la chaux des résidus de la fabrication du chlore.



Nouveau mode d'éclairage. — Suivant M. T. du Motay, l'oxygène ainsi produit ne revient pas à plus de 60 centimes le mètre cube. Ce chimiste a eu l'idée de l'employer à brûler le gaz de l'éclairage, dont le jet enflammé projeté sur un cylindre de magnésie fournit une lumière quinze fois plus puissante que celle du gaz ordinaire. Outre son vif éclat, sa blancheur, cette source lumineuse est remarquable par sa douceur et sa fixité. C'est ce qu'ont démontré les expériences faites en grand, à Paris, dans les hivers de 1868 et de 1869, sur la place de l'Hôtel-de-Ville et dans la cour des Tuileries.

Reste à savoir si le prix de revient de ce nouveau mode d'éclairage permettra de le généraliser. Pour éviter la dépense en oxygène, M. Bourbouze, préparateur du cours de physique de la Sorbonne, brûle le gaz de l'éclairage par un courant d'air comprimé et utilise, pour produire une lumière vive, la chaleur produite en portant au rouge blanc une masse de fils de platine entrelacés.

Autres emplois du bioxyde de manganèse. — Le peroxyde de manganèse, auquel je dois revenir plus spécialement, a encore dans les arts d'autres applications que celles qui ont été mentionnées jusqu'ici. Dans les verreries, on l'emploie à blanchir la pâte du verre, qui est noircie par des matières charbonneuses; on en projette dans les creusets une petite quantité. C'est ce qui lui a fait donner le nom de *Savon des verriers*. Il agit, dans ce cas, par la portion d'oxygène qu'il abandonne et qui brûle les matières organiques; il passe alors à l'état de protoxyde, dépourvu de la propriété de colorer. Mais si l'on mettait dans la pâte du verre plus de bioxyde qu'il n'en faut pour produire l'effet indiqué, le verre resterait coloré en rose ou en violet. Un centième de ce peroxyde suffit, en effet, pour donner à toutes les matières vitreuses une teinte violette très-belle et très-foncée; aussi l'emploie-t-on à la coloration des verres, des pierres précieuses factices et des émaux.

On se sert fréquemment du même oxyde pour colorer en brun quelques couvertes de poteries communes, et pour la gravure sur les poteries blanches, dites *anglaises*. Dans ce cas, on le prépare exprès, en calcinant, à une douce chaleur, un mélange de carbonate de manganèse, d'oxyde brun de cuivre et d'oxyde de cobalt. On obtient ainsi une poudre d'un noir velouté très-beau qui résiste assez bien à la chaleur.

Il n'est pas indifférent, au point de vue économique, d'employer indistinctement toutes les variétés de peroxyde de manganèse qu'on rencontre dans la nature et que le commerce nous offre. Pour les verriers, toutes celles qui contiennent du peroxyde de fer ne conviennent pas, attendu que celui-ci communique une teinte plus ou moins foncée au verre. Mais pour les chimistes et les industriels qui préparent le chlore et les chlorures décolorants, les *manganèses métalloïdes* ou cristallisés doivent être préférés aux manganèses *ternes* ou *hydratés*, parce que les

premiers donnent trois fois autant d'oxygène que les seconds, et par suite trois fois autant de chlore avec l'acide chlorhydrique.

Manganèses du commerce. — Tous les *manganèses* naturels, c'est ainsi que, dans le commerce, on nomme par abréviation le peroxyde de manganèse, peuvent être ramenés, en effet, à deux groupes bien tranchés.

a. *Manganèses métalloïdes.* — Le premier comprend tous les oxydes d'un gris noirâtre et pourvus de l'éclat métallique; ils sont en gros prismes à huit pans dérivant du prisme rhomboïdal (fig. 520), ou en aiguilles parallèles ou divergentes, plus rarement en petites

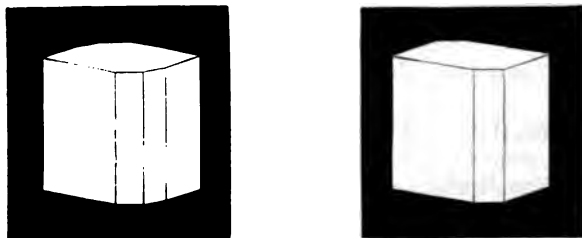


Fig. 520. — Formes cristallines des manganèses métalloïdes.

masses compactes ou mamelonnées. Les morceaux se brisent facilement, tachent les doigts en noir et donnent une poussière noire. Ces manganèses sont assez purs, quand ils sont bien cristallisés. Les morceaux compactes renferment presque toujours du sesquioxyde de manganèse hydraté et souvent beaucoup d'oxyde de fer. En général, ces *manganèses métalloïdes* ne donnent que des traces d'eau par la calcination.

On ne les rencontre que dans les terrains primitifs, en rognons, en filons, quelquefois même en couches. Ils ont pour gangue principale le sulfate de baryte. Les localités qui les offrent sont : le Hartz, qui donne les échantillons les plus purs et les mieux cristallisés; la Saxe, la Bohême, le Piémont, l'Écosse, Crettnick près de Saarbruck, Chambourg près Toley (Moselle), etc.

b. *Manganèses ternes.* — Le deuxième groupe comprend tous les oxydes d'un noir brunâtre, d'un aspect terne ou terreux, en morceaux ou concrétions mamelonnées, durs et pesants, à cassure terne, friables et se réduisant en poussière brune. Ils donnent toujours de l'eau par la calcination.

Ces *manganèses ternes* sont bien moins purs que les précédents et ils offrent une composition assez variable; ils renferment des quantités notables de sesquioxyde de manganèse hydraté, avec du peroxyde de fer, de l'argile, du carbonate de chaux et de la baryte. Berthier les



considère comme un mélange de sesquioxyde hydraté (Mn^2O_3,HO) et d'un composé de peroxyde de manganèse avec la baryte.

Les minéralogistes ont donné à ces oxydes hydratés et impurs le nom d'*acerdèse*, qui veut dire *non profitable*. C'est plus particulièrement dans les terrains de transition et secondaires qu'on les rencontre. On en trouve des gîtes très-considérables à Thiviers, près Périgueux (Dordogne), à Saint-Jean de Gardonnenque dans les Cévennes, à Laveline dans les Vosges, à la Voulte dans l'Ardèche, à l'abbaye de Sept-Fonds dans l'Allier, à la Romanèche près Mâcon, etc. (1).

MM. Boussingault, Deville et Debray ont signalé la présence de l'acide azotique dans certains manganèses ; il y en aurait à peu près 2 p. 100 dans celui de Giessen.

Il n'y a, en France, que sept ou huit mines qui soient exploitées, dans les départements de l'Aude, de Saône-et-Loire, de la Haute-Saône, de la Vienne, des Hautes-Pyrénées. En 1847, elles ont fourni 68040 quintaux métriques de minerai vendable, représentant une valeur de 160286 francs. En 1852, elles n'ont plus donné que 21799 quintaux. Les besoins de notre industrie ont exigé l'importation de plus de deux millions de kilogrammes de cette même substance en 1858 (2).

Le peroxyde de manganèse se rencontre aussi dans le règne organique. Les cendres des végétaux en présentent, en effet, des traces qu'ils ont puisées dans le sol qui les a nourris, et où il se trouve accompagnant le peroxyde de fer. De nombreux minéraux, des terres, des argiles, sont colorés par ce même oxyde, qui partage avec le fer le privilège de se trouver partout et dans tous les temps. (H. Lecoq.)

Puisque, comme je viens de l'établir plus haut, les manganèses du commerce n'ont jamais le même degré de pureté, les industriels doivent connaître les moyens d'établir la richesse de ces minerais en peroxyde, le seul utile pour la fabrication du chlore.

La quantité de peroxyde pur que représente un échantillon peut être déterminée d'après la quantité d'oxygène qu'il fournit par la calcination ou par son traitement par l'acide sulfurique, et mieux encore d'après la quantité de chlore qu'il produit par la réaction de l'acide chlorhydrique. C'est ce qu'on voit par le tableau suivant :

(1) Le minerai de la Romanèche paraît être une combinaison de baryte et de peroxyde de manganèse ; il est d'un noir bleuâtre. Les minéralogistes en font une espèce minérale particulière sous le nom de *Manganèse barytique* ou *Psilomélane* (ce qui veut dire *oxyde sans clivage*). Il est très-abondant en Prusse, en Sibérie, en Bohême.

(2) Voici la part de chaque pays étranger dans cette importation :

Association allemande.....	117,549 kil.
Pays-Bas.	599,856
Belgique.	1,177,517
Espagne.	251,346
Piémont.....	168,745
Total.....	2,315,013 kil.

VALEUR RELATIVE DES DIFFÉRENTS MANGANÈSES DU COMMERCE.

NOMS DES MINÉRAIS.	QUANTITÉ D'OXYGÈNE qu'ils perdent PAR LES ACIDES par kilogr.	QUANTITÉ DE CHLORE QU'ILS FOURNISSENT PAR KILOGR.	
		EN POIDS.	EN VOLUMES.
1 KILOGRAMME DE :	gr.	gr.	lit. cent.
Peroxyde de manganèse pur	0,180	0,7964	251,23
Crettnick, près Saarbruck..	0,170	0,7525	237,38
Calveron (Aude), sans calcaire.....	0,173	0,7658	241,57
Timor, sans calcaire.....	0,156	0,6905	217,82
Timor, avec calcaire.....	0,140	0,6197	195,48
Calveron, avec calcaire....	0,130	0,5754	181,51
Périgueux (Dordogne)....	0,117	0,5179	163,37
Romanèche (Saône-et-Loire)	0,106 à 0,116	0,4692 à 0,5135	148,01 à 161,98
Laveline (Vosges).....	0,105	0,4648	146,62
Pesillo (Piémont) noir, sans calcaire.....	0,100	0,4426	139,62
Pesillo noir, avec calcaire..	0,075	0,33.0	104,73
Saint-Marcel (Piémont)....	0,063 à 0,070	0,2789 à 0,3098	87,98 à 97,72

Essai des manganèses. — Si la composition des manganèses de chaque localité ne variait pas, on serait dispensé de tout essai par le tableau précédent. Mais comme il n'en est pas ainsi, il est toujours indispensable de faire l'essai du manganèse qu'on achète. Il y a plusieurs méthodes; en ce moment, je ne vous parlerai que de celle inventée par Gay-Lussac, en 1824.

Elle repose sur ce principe que 3^{gr},980 de peroxyde de manganèse parfaitement pur fournissent, en les traitant par de l'acide chlorhydrique, 1 litre de chlore sec à la température de 0° et sous la pression barométrique de 76 centimètres. Ce chlore, reçu dans une solution de potasse ou dans un lait de chaux, qu'on ramène ensuite au volume d'un litre, donne un hypochlorite normal à 100°.

Un poids égal d'un autre oxyde de manganèse, traité de la même manière, donnera un hypochlorite dont le titre représentera fidèlement celui de cet oxyde. Supposons que ce titre soit 50°; il est évident que, sous le même poids, le manganèse essayé ne peut fournir que les 50/100 ou la moitié du chlore que donne le manganèse pur; par conséquent, pour obtenir la même quantité de chlore, il faudra employer le double du manganèse à 50°, par suite de cette règle :

$$50^{\circ} : 100^{\circ} :: 3^{\text{gr}},980 : x = 7^{\text{gr}},96.$$

Voici la manière de procéder à l'essai d'un manganèse d'après ces données.



L'appareil qu'on emploie consiste en un petit matras en verre A (fig. 521), d'environ 5 cent. de diamètre, destiné à recevoir le man-

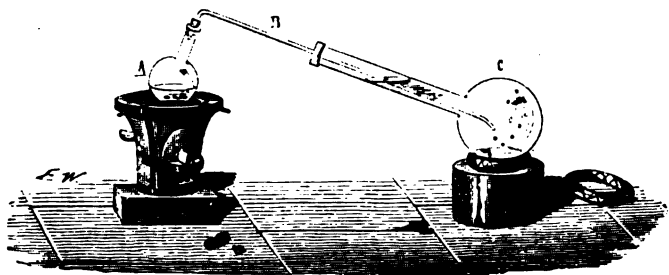


Fig. 521. — Appareil pour l'essai des manganèses d'après la méthode de Gay-Lussac.

ganèse qu'on veut titrer. Il est chauffé sur un petit fourneau ordinaire avec du charbon. Un tube d'un mince diamètre, B, est ajusté à ce matras; la plus longue branche doit avoir à peu près 6 décimètres de longueur; on l'introduit dans un matras à très-long col, C, d'un demi-litre environ, rempli jusqu'à l'origine du col d'un lait de chaux ou d'une dissolution de potasse ou de soude caustique, marquant 2 à 3° à l'aréomètre.

Après avoir posé sur un petit carré de papier lisse 3^{es},980 d'oxyde de manganèse, pris dans un échantillon moyen réduit en poudre, on roule le papier pour le faire entrer dans le col du matras; et redressant aussitôt celui-ci, l'oxyde tombe au fond à la faveur de petits chocs répétés; il en reste à peine sur le papier. On verse ensuite 25 centimètres cubes ou 25 grammes d'acide chlorhydrique pur et fumant, ou du moins exempt d'acide sulfureux, et on bouche aussitôt le matras avec le bouchon ajusté au tube recourbé. Le bouchon doit être choisi avec soin; on bouche ses pores avec de la colle un peu épaisse. On chauffe doucement au moyen de quelques charbons rouges.

Le chlore commence aussitôt à se dégager, et l'on s'assure, en approchant le nez du bouchon, que le tube tient bien. De temps à autre on tourne le matras, et si la liqueur alcaline est suffisamment concentrée, le chlore se trouve absorbé si complètement, qu'on ne sent pas la plus légère odeur à l'entrée du tube. On augmente graduellement le feu de manière que 7 à 8 minutes après le commencement de l'expérience, le liquide dans le matras soit en pleine ébullition. La vapeur produite chasse tout le gaz chlore; et quand on sent à la main que le tube conducteur s'est échauffé jusqu'à l'endroit de son immersion dans la solution alcaline, l'opération est terminée. On sort le tube du liquide avec précaution pour éviter l'absorption. On verse ensuite tout le chlore décolorant du matras dans une cloche d'un litre, on rince le vase à plusieurs reprises, et tous les lavages étant réunis au chlorure; on

complète avec de l'eau le volume d'un litre, que doit avoir le liquide sur lequel on va opérer ; on en mêle bien toutes les parties. Il ne reste plus qu'à prendre le titre de la solution du chlore par le procédé que je vous ai indiqué précédemment.

Le titre obtenu fait connaître celui de l'oxyde de manganèse, de telle manière que, si le titre du chlorure indique une dissolution contenant les 9/10 de son volume de chlore, l'oxyde essayé contiendra les 9/10 de son poids d'oxyde pur.

Soit, par exemple, un manganèse donnant une dissolution de chlorure qui marque 89°; ce titre signifie que l'oxyde essayé ne peut donner que les 89/100 du chlore que fournissent les 3^{rs},980 de manganèse pur, et qu'il ne contient sur 100 p. en poids que 89 d'oxyde pur.

1 kilogramme de ce manganèse ne donnera donc que 223^{ms},61 de chlore, au lieu de 251^{ms},23. En effet :

$$0,3989 : 1000 :: 0,89 : x = \frac{1000 \times 0,89}{0,3989} = 223^{\text{ms}},61.$$

La valeur d'un oxyde de manganèse ne dépend pas seulement de la quantité de chlore qu'il peut donner ; elle dépend aussi de celle de l'acide chlorhydrique qu'il faut employer pour produire le chlore. Mais l'opération pour déterminer cette proportion d'acide que le manganèse consomme est délicate, et le bas prix de l'acide peut dispenser de l'effectuer. Je ferai remarquer toutefois que les manganèses du commerce contiennent souvent du carbonate de chaux, de la baryte et du fer, qui saturent en pure perte une portion d'acide, et que, le manganèse n'étant pas toujours à l'état de peroxyde, la quantité d'acide chlorhydrique qu'il exige n'est plus proportionnelle à celle du chlore obtenu.

Emploi des sels de protoxyde de manganèse en médecine. — Je ne terminerai pas l'étude des composés du manganèse sans vous apprendre que les sels de protoxyde, qui sont incolores ou légèrement rosés, jouent, depuis quelques années, un assez grand rôle en médecine. On les a préconisés pour combattre les pâles couleurs et rétablir les forces des individus épuisés ; on prétend qu'ils agissent beaucoup plus efficacement, dans ces cas, que les sels de fer. C'est surtout le carbonate, le sulfate, le chlorure et l'iodure qu'on emploie.

Carbonate de manganèse dans certaines sources minérales. — Le carbonate de manganèse a été trouvé dans un assez grand nombre de sources minérales (Merlioz près d'Aix, en Savoie, Bagnères-de-Luchon, etc.), et surtout dans les dépôts d'eaux minérales (Carlsbad, Coconuco près Popayan, Gy (Haute-Saône), etc. Tout porte à croire, d'après H. Lecoq, qu'à des époques géologiques plus ou moins éloignées de la nôtre les sources manganésifères étaient bien plus fréquentes.



qu'aujourd'hui. Comme le carbonate est insoluble par lui-même, on ne peut expliquer sa présence dans les eaux minérales que par l'intervention de l'acide carbonique en excès, ainsi que cela arrive pour les carbonates de chaux, de baryte, de strontiane, etc.

Hydrate de sesquioxyde. — Lorsque dans la dissolution du sulfate ou du chlorure de manganèse on verse un léger excès de potasse ou de soude, on produit la précipitation d'un hydrate de protoxyde qui est blanc ; mais presque immédiatement il se colore à l'air, jaunît, puis brunit, parce qu'il absorbe l'oxygène atmosphérique et se change en hydrate de sesquioxyde (Mn^2O^3,HO). L'eau de chlore produit subitement cette transformation, ainsi que je vous en rends témoins.

Oxyde rouge de manganèse régénéré des résidus des fabriques de chlore. — Dans les grandes fabriques de produits chimiques où l'on produit le chlore par le procédé de Scheele, on a des masses énormes de résidus qui se composent de chlorure acide de manganèse, de sesquichlorure de fer et de composés arsenicaux. On a cherché à les utiliser de plusieurs manières. Ainsi, je vous l'ai dit précédemment, M. Kuhlmann s'en sert pour convertir le sulfate de baryte en chlorure de baryum. Dans l'usine de MM. Tennant, à Glasgow, on les traite de manière à en retirer de l'*oxyde rouge de manganèse*, Mn^2O^3 , qui peut servir de nouveau à l'extraction du chlore. On s'y prend de la manière suivante :

Ces résidus, rassemblés dans un réservoir en briques goudronnées, sont neutralisés par un lait de chaux qui précipite en même temps le fer et l'arsenic; une roue à godets produit l'agitation nécessaire à la réaction. Après clarification de la liqueur par le repos, on la fait écouler dans un réservoir en fonte, dans l'axe duquel se meut un agitateur, et on y introduit une quantité suffisante de craie pour convertir le chlorure neutre de manganèse en carbonate de cette base, tandis qu'il se forme du chlorure de calcium qui reste en dissolution. On favorise la double décomposition par un jet de vapeur à haute tension.

Au bout de vingt-quatre heures, on décante le liquide, on recueille et on comprime le carbonate insoluble de manganèse. On l'étale ensuite sur des plaques de tôle qu'on fait mouvoir, d'une manière méthodique, dans un fourneau particulier dans lequel la décomposition du carbonate s'effectue en présence d'un courant d'air pur. Il reste sur les plaques de l'oxyde rouge titrant 72 p. 100.

Malgré le bas prix du manganèse, ce mode de régénération, quoique coûteux dans son installation, offre des bénéfices avantageux.

VINGT-HUITIÈME LEÇON

SUITE DES MÉTAUX DE LA DEUXIÈME SECTION.

SOMMAIRE. — Du **MAGNÉSIUM** et de ses principaux composés ; sulfate et silicates. — Magnésie caustique et *magnésie blanche*. — Extraction et propriétés du métal. — Son emploi pour l'éclairage. — Du **ZINC**. — De ses nombreuses applications à l'état métallique et à celui de sulfate. — *Galvanisation* ou *zincage* du fer. — Du *Blanc de zinc*. — Sa fabrication. — Son emploi dans la peinture. — *Chlorure de zinc*. — Peinture et mastic de M. Sorel. — *Vert de Rinnmann*.

Du Magnésium.

État naturel. — Voici un métal qui n'est connu dans son état de liberté que depuis 1830, grâce à M. Bussy, et qui offre ceci de remarquable que ses composés naturels, carbonate, sulfate, azotate, phosphate, silicates, chlorure, accompagnent presque partout les composés correspondants du calcium avec lesquels, d'ailleurs, ils sont isomorphes.

Ainsi la plupart des calcaires renferment plus ou moins de carbonate de magnésie en mélange, et il y a même une roche fort abondante dans les Alpes du Saint-Gothard, en couches puissantes dans nos départements du Sud et du Sud-Ouest, qui est un carbonate double de chaux et de magnésie, $\text{CaO}, \text{CO}^2 + \text{MgO}, \text{CO}^2$; les minéralogistes lui ont donné le nom de *dolomie*.

Les mêmes sels sont associés dans les eaux calcaires, et avec eux se trouvent dans les eaux des mers du sulfate de magnésie et du chlorure de magnésium; la quantité du sulfate varie dans ces dernières eaux de 2 à 7 gram. par litre; c'est la Méditerranée qui en offre la plus grande proportion.

Le sulfate de magnésie suit habituellement le sulfate de chaux dans les couches terrestres, mais il domine dans plusieurs lacs amers de l'Afrique et surtout de la Sibérie, qui sont alimentés par des sources minérales qui amènent incessamment des profondeurs du globe la magnésie à l'état de sulfate.

Sources magnésiennes. — Nombre de sources renferment le même sel (Uriage, Allevard, Barbazan en France), et dans certaines de l'Angleterre et de l'Allemagne, il y en a assez pour les rendre amères et purgatives. Ainsi, par chaque litre d'eau, on en a trouvé :

Dans les sources de Cheltenham (Angleterre).	1 ^{re} ,5
— de Windsor-Forest —	2 ,4
— de Friedrichshall (Saxe).....	4 ,0
— de Saint-Gervais (Suisse)....	11 ,0
— de Pullna (Bohème).....	12 à 33
— de Sedlitz —	31 ,0
— d'Epsom (Angleterre).....	32 ,0

Sulfate de magnésie. — Depuis des siècles les sources d'Epsom et de Sedlitz sont exploitées pour en extraire le sel magnésien nécessaire aux besoins de la médecine : c'est, en effet, un des purgatifs les plus employés à la dose de 10 à 50 gram. sous le nom de *sel d'Epsom* ou d'*Angleterre, sel de Sedlitz*. On évapore simplement les eaux jusqu'à pellicule et on les met à cristalliser ; pendant le refroidissement, on les agite fréquemment pour obtenir de petits cristaux aiguillés tels que le commerce les exige.

Ces cristaux, transparents, incolores, sont des prismes rhomboïdaux droits, contenant 7 équivalents d'eau ou 51,5 en poids. Ils ont pour formule = $MgO, SO_3, 7 HO$. Ils sont très-efflorescents et très-solubles, puisque 100 parties d'eau à 0° en dissolvent 25,76 ; à + 14°, 32,76 et à + 97°, 72 parties.

L'azotate de magnésie se forme en même temps que celui de chaux et se montre dans les *matériaux salpêtrés*.

Avec le phosphate de chaux, qui constitue presque entièrement la queue osseuse des animaux, apparaît encore du phosphate de magnésie.

Silicates de magnésie. — Les silicates de chaux et de magnésie sont les principes essentiels des minéraux désignés sous les noms de *pyroxène* et d'*amphibole*.

Les silicates de magnésie et de fer constituent les espèces minérales nommées *péridot, diallage, hypersthène, chlorite*. Une variété terreuse de cette dernière, nommée *terre verte de Vérone*, fournit à la peinture de paysage et de marine une belle couleur verte d'une grande solidité. Il en vient de Vérone, de l'île de Chypre, de Pologne ; la première est la plus estimée.

Plusieurs autres espèces minérales ne contiennent que des silicates de magnésie presque purs ; tels sont entre autres :

Le *talç*, $MgO, 2 SiO_2$, nommé improprement, dans le commerce de la droguerie, *craie de Briançon* quand il est en petites écailles, et *talç de Venise* quand il est en belles lames transparentes, est employé comme fard pour adoucir la peau, pour faire les crayons-pastels, pour composer certaines couleurs, pour satiner le papier, pour apprêter les tissus de coton, pour dégraisser la soie ; les tailleurs se servent de fragments de cette pierre pour tracer sur le drap la coupe des habits, et les cordonniers ont recours à sa poudre onctueuse pour faciliter l'introduction des pieds dans les bottes ;

L'*écume de mer*, MgO, SiO_2, HO , qu'on trouve en Asie Mineure, à l'île de Négrepont, en Crimée, en masses ou en rognons compactes, sert depuis longtemps en Orient à fabriquer des pipes très-estimées ;

La *stéatite* ou *pierre de lard*, $3 MgO, 4 SiO_2, n Aq$, sert comme pierre à porcelaine dans les fabriques anglaises, et dans certains pays à faire des crayons, à détacher les étoffes ; les femmes indiennes en font des galettes qu'elles mangent avec délices ;

La *magnésite de Salinelle* ou *Pierre à détacher*, $MgO, 2 SiO^2, 5 HO$, qui lorsqu'elle est pulvérisée est vendue sous les noms de *poudre à dégraisser*, *poudre de Salinelle*, doit ses noms, d'abord au petit village près Montpellier où on la trouve, puis à l'emploi qu'on en fait pour nettoyer les étoffes de laine en place de terre à foulon, ou même de savon, et pour enlever facilement les taches grasses sur les robes de soie en l'y laissant séjourner pendant quelque temps ;

La *serpentine*, silicate et hydrate de magnésie, forme des couches considérables dans les terrains anciens, qu'on exploite pour la décoration, la confection des mortiers de pharmaciens, de marmites, de poêles, de fourneaux, qui résistent d'autant mieux à l'action du feu qu'ils sont infusibles et durcissent par son action prolongée. C'est à cause de ces dernières applications qu'on l'appelle vulgairement *Pierre ollaire*, du mot latin *olla*, qui signifie *pot*, *marmite*.

Il est remarquable que toutes les espèces minérales et les roches qui contiennent de la magnésie en quantités notables, notamment les silicates dont je viens de parler, ont un toucher gras et onctueux comme le savon.

Oxyde du magnésium. — Magnésie caustique. — Le magnésium ne forme qu'un seul oxyde, qui est une base énergique et qui, malgré sa presque insolubilité dans l'eau, verdit très-bien le sirop de violettes et possède une saveur amère qu'il communique à tous ses sels : voilà pourquoi les anciens chimistes le nommaient *terre amère* ; on l'appelle habituellement *magnésie caustique* ou *calcinée*. C'est l'Écossais Black qui, en 1755, l'a distingué de la chaux avec laquelle on l'avait confondu jusqu'alors.

La magnésie est une poudre blanche, légère, sèche au toucher, infusible. On l'obtient en calcinant au rouge sombre le carbonate de magnésie hydraté.

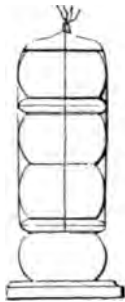


Fig. 522.
Préparation de la
magnésie caustique.

On introduit ce sel sans le tasser dans des pots en terre qu'on superpose au nombre de cinq ou six (fig. 522), après avoir usé leurs bords avec du sablon pour qu'ils s'adaptent exactement les uns sur les autres. A l'exception du pot inférieur, tous les autres sont percés d'une large ouverture à leur fond ; l'ensemble est maintenu par des fils de fer.

Au bout de deux heures environ, toute l'eau et l'acide carbonique du sel sont expulsés et la poudre qui reste ne fait plus d'effervescence avec les acides. Quand elle a été trop chauffée, elle devient presque insoluble dans ces derniers.

Les médecins l'administrent, à la dose de 8 à 16 grammes, pour purger, et, à plus petites doses, pour faire disparaître les *ayeurs* de l'estomac, c'est-à-dire pour neutraliser les



acides qui s'y développent par suite de digestions laborieuses. C'est également le meilleur contre-poison de l'eau-forte, de l'acide sulfurique, de l'acide arsénieux. Dans tous ces cas, on la délaye dans l'eau avant de la faire avaler aux malades.

Magnésie blanche. — La *magnésie blanche* des pharmaciens est un mélange de carbonate et d'hydrate de magnésie = $3 [\text{MgO}, \text{CO}_2] + [\text{MgO}, \text{HO}] + 3 \text{HO}$, qu'on obtient en versant un excès de carbonate de soude dans une solution bouillante de sulfate de magnésie ; il se dégage de l'acide carbonique et il se forme un précipité floconneux, qui devient pulvérulent par l'ébullition ; on le lave, et, quand il est suffisamment égoutté, on le moule en gros pains prismatiques qu'on fait sécher rapidement pour les avoir blancs et très-légers.

On s'en sert aussi contre les aigreurs de l'estomac et dans l'impression des tissus.

Hydraulicité de la magnésie. — Dans les usines de la Compagnie des Salins du Midi, on prépare de la magnésie pure par la calcination du chlorure de magnésium qui provient de l'utilisation des eaux-mères des marais salants d'après les procédés de M. Balard, dont il a été question précédemment. Il en est de même à Stassfurt, en Prusse, où le minerai exploité sous le nom de *kalis-lz* renferme beaucoup de chlorure de magnésium.

La magnésie obtenue de cette manière est en morceaux compactes, anhydres, qui prennent sous l'eau, au bout d'un certain temps, une consistance remarquable, la dureté, la densité et la ténacité du marbre, et deviennent translucides, comme l'albâtre sous une faible épaisseur. Ce changement de propriétés est dû à ce que la magnésie s'est combinée peu à peu avec l'eau, et a formé un hydrate ainsi constitué : MgO, HO .

La magnésie anhydre possède, ainsi que l'a constaté M. H. Sainte-Claire Deville, en 1865, des qualités hydrauliques qui se manifestent avec une rapidité et une perfection étonnantes. Elle les communique à la craie, au marbre, au grès de Fontainebleau, puisque des mélanges de ces substances avec de la magnésie calcinée au rouge vif, fournissent avec l'eau des pâtes un peu plastiques qui se moulent bien et qui donnent, au bout de quelque temps de séjour dans l'eau, des produits d'une extrême solidité, très-propres à la sculpture et pouvant remplacer le marbre.

La dolomie faiblement chauffée fait aussi prisé sous l'eau très-rapidement et donne une pierre dont la dureté est vraiment extraordinaire. C'est ce que Vicat avait déjà constaté dans ses essais pour introduire la magnésie dans les ciments à la mer.

Emploi de la magnésie comme matière réfractaire. — Depuis

quelques années, on tire parti de la grande infusibilité de la magnésie pour en fabriquer des vases réfractaires de toutes formes, des crayons destinés à l'éclairage oxyhydrique, et enfin des briques réfractaires bien supérieures à celles qu'on employait jusqu'alors. Thilorier se servait déjà, il y a plus de vingt-cinq ans, de creusets en magnésie pour la fusion du platine ; mais, en raison du prix trop élevé de la magnésie, ces creusets étaient restés dans le domaine des laboratoires. Depuis que l'industrie chimique a livré au commerce de grandes quantités de cette terre, et que, d'un autre côté, le carbonate de magnésie naturel, MgO, CO_2 , nommé *giobertite*, qui se trouve en abondance dans l'île d'Eubée, arrive à Marseille au prix de 70 fr. les 1000 kilogr., M. Caron s'est appliqué à résoudre les difficultés que présentaient l'agglomération et le moulage de la magnésie caustique pulvérulente, si bien qu'aujourd'hui la confection des briques et des creusets avec cette matière est d'une extrême simplicité.

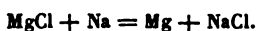
On commence par cuire le carbonate magnésien à la température nécessaire et suffisante pour l'expulsion de l'acide carbonique ; on le broie ensuite très-facilement ; puis on soumet la poudre à un feu très-intense qui correspond à la fusion de l'acier. Pour faciliter l'agglomération de ses particules, on y ajoute $1/6$ de son poids de magnésie moins calcinée, on humecte le mélange avec 10 à 15 p. 100 de son poids d'eau et on le comprime fortement dans des moules de fonte, comme cela se pratique pour les agglomérés de charbon de terre. La brique produite par cette opération durcit en se séchant à l'air et devient encore plus résistante lorsqu'ensuite on la calcine au rouge.

Pour les grands creusets destinés à la fusion de l'acier, la magnésie calcinée est d'abord mouillée pour qu'elle s'hydrate, puis tassée dans les moules, séchée et enfin soumise à la cuisson. Pour les revêtements des fours à fondre l'acier, on dame de même sur les parois la pâte de magnésie humide ; elle se cuit naturellement, sans qu'il y ait à prendre de précautions particulières.

La magnésie bien pure, fortement calcinée et finement pulvérisée, peut être employée à l'état de *barbotine* et donner les creusets les plus délicats et les plus diaphanes, aussi bien que les empreintes les plus nettes et les plus compliquées.

C'est également la magnésie la plus pure, exempte surtout de silice, qu'on doit employer pour obtenir les crayons qui servent dans l'éclairage oxyhydrique et qui fournissent la lumière la plus vive, la moins colorée et la plus économique. La matière, fortement calcinée et rendue pâteuse au moyen d'eau pure ou d'eau chargée d'acide borique, est tassée légèrement dans un tube de verre, d'où elle sort sous forme d'un cylindre qu'on reçoit horizontalement sur une plaque de verre un peu huilée. Le crayon, préalablement séché, est soumis à une forte cuisson et devient souvent plus résistant que les crayons obtenus par compression dans des matrices d'acier trempé.

Extraction du magnésium. — Quant au magnésium métallique, MM. Deville et Caron nous ont appris, en 1857, à l'obtenir en assez grandes quantités en décomposant le chlorure de magnésium anhydre par le sodium. Voici l'interprétation de la réaction :



On pratique l'opération en mélangeant intimement 600 gram. de chlorure de magnésium anhydre, 100 gram. de sodium en morceaux, 100 gram. de sel marin fondu et 100 gram. de fluorure de calcium pur, et introduisant le tout dans un creuset de terre bien rouge qu'on couvre aussitôt. Un bruit strident annonce la réaction ; quand elle est terminée, on retire le creuset du feu, on agite la matière pendant qu'elle se refroidit avec une tige de fer pour rassembler le magnésium en un seul culot qui vient nager à la surface.

Comme, dans cet état, il n'est pas pur, on le chauffe au rouge vif dans une nacelle de charbon enfermée elle-même dans un tube de charbon dans lequel on fait passer lentement un courant d'hydrogène ; le métal se volatilise et va se condenser dans les parties froides de l'appareil.

600 gram. de chlorure de magnésium fournissent, par ce moyen, 45 gram. de magnésium.

Lorsque le courant d'hydrogène est rapide, il entraîne un peu de poussière métallique tenue en suspension, et si l'on y met le feu, on a une des plus belles flammes qu'on puisse produire.

Le magnésium est aujourd'hui produit en quantités importantes en Angleterre, notamment chez M. Sondstadt, à Salford. Là, on a substitué le chlorure double de magnésium et de sodium au chlorure simple ; on a remplacé les creusets de terre par des creusets de fer, et on fait usage d'un appareil ingénieux pour la distillation du métal. Ces modifications de détail ont augmenté le rendement du métal et ont permis d'en abaisser notablement le prix.

Propriétés du magnésium. — Le magnésium a la blancheur et l'éclat de l'argent. C'est le plus léger de tous les métaux en usage, puisque sa densité est de 1,75. Il est malléable quand il est bien pur ; il se laisse alors réduire en lames minces. Il est excessivement peu ductile, par suite de sa faible ténacité. Pour l'obtenir sous forme de fils, on le comprime, à l'aide d'une presse hydraulique, dans un moule en acier chauffé, portant à sa partie inférieure une ouverture de diamètre égal à celui du fil que l'on veut avoir. Le métal soumis à cette pression, ne trouvant d'autre issue que cette petite ouverture, en sort sous forme de fil. Ce procédé, analogue à celui qu'on emploie depuis longtemps pour obtenir les tubes de plomb, est pratiqué en grand chez M. Matthey, de Londres, qui fournit tout le fil répandu aujourd'hui dans le commerce.

Le magnésium se lime très-bien et se brunit à merveille. Il fond vers 420° , et se volatilise vers 1040° .

Il se conserve assez bien à l'air, quand il est pur et que sa surface est polie ; mais lorsqu'on le chauffe un peu au-dessus de son point de fusion, ou quand il est en fils, lorsqu'on l'approche d'une flamme, même celle d'une bougie, il s'enflamme en produisant une lumière blanche éclatante au milieu de laquelle on distingue de temps en



Fig. 523. — Combustion d'un fil de magnésium.

temps des aigrettes bleu-indigo (fig. 523). Le produit de sa combustion est de la magnésie infusible sous forme d'une tige continue.

Légèrement chauffé, il s'enflamme dans le chlore, dans les vapeurs de brome et d'iode et sur l'acide chlorhydrique.

Si l'on dirige sur lui, pendant qu'il est chauffé par une forte lampe à esprit-de-vin, un courant de vapeur d'eau, il s'enflamme et brûle avec un vif éclat, pendant que l'hydrogène de l'eau décomposée se dégage à l'extrémité du tube.

Il décompose l'eau à froid en présence des acides les plus faibles, tels que l'acide carbonique.

Il se dissout facilement dans les sels ammoniacaux, en produisant une émission d'hydrogène.

L'ensemble des propriétés du magnésium le rapproche plus du zinc que de tout autre métal.

Usages. — Le magnésium peut être appelé le *métal de l'éclairage*, car la lumière qu'il produit dans sa combustion est bien plus intense que celle de tout autre combustible. C'est ce que MM. Bunsen et Roscoe ont mis les premiers en évidence.

Ils ont, en effet, constaté :

1° Qu'un fil d'un tiers de millimètre de diamètre répand en brûlant autant de lumière que 74 bougies ordinaires du poids de 200 grammes chacune.

Pour entretenir cette vive lumière pendant une minute, il suffit de brûler un fil de 9 décimètres de long, pesant 12 centigrammes. Pour produire pendant 10 heures, par la combustion du magnésium, une lumière égale à celle de 74 bougies, il suffirait de 72 grammes de ce métal;

2° Qu'un décigramme de ce même métal brûlant au sein du gaz oxygène a un éclat égal à celui de 110 bougies; et comme la surface incandescente est au moins 7 ou 8 fois plus petite que la surface brillante de la flamme d'une bougie, on peut admettre que le métal produit une lumière égale à 800 fois celle d'une bougie ordinaire.

Je vais vous donner une idée de cet éclat en brûlant un peu de magnésium à l'aide du chalumeau à gaz. La lumière obtenue de cette façon n'est comparable qu'à la lumière électrique.

On peut donc se servir avec avantage d'une lampe au magnésium pour l'éclairage des mines et des carrières, pour celui des phares et pour les signaux en mer pendant la nuit.

La marine américaine l'a utilisée pour empêcher les navires de rompre le blocus des ports à la faveur de l'obscurité de la nuit. M. Martin de Brettes a montré par de nombreuses expériences que le magnésium peut servir avec avantage à une foule d'usages dans la pyrotechnie civile et militaire, lorsqu'il s'agit d'obtenir de brillants feux d'artifice ou des signaux plus économiques et plus efficaces que les balles à feu employées habituellement. Les armées des États-Unis, en introduisant dans les fusées de guerre une forte proportion de magnésium en limaille, ont éclairé les lignes ennemies sur une étendue de plus de cinq milles.

La lumière du magnésium est précieuse pour les physiciens, qui l'ont substituée à toutes les lumières artificielles pour les expériences d'optique; elle l'est également pour les photographes, qui l'ont adoptée pour reproduire les objets pendant la nuit ou dans des cavités souterraines, car son action photogénique est tout à fait comparable à celle du soleil, sauf qu'elle est trente-six fois moins énergique. C'est avec un éclairage pareil qu'on a pu photographier l'intérieur des égouts de Paris, des catacombes, des pyramides d'Égypte, des églises gothiques, etc.

Du Zinc.

Historique. — La découverte et l'emploi de ce métal remontent beaucoup plus haut qu'on ne le suppose généralement. Il est bien vrai que c'est seulement dans les écrits de Paracelse, célèbre alchimiste du seizième siècle (1), qu'on trouve pour la première fois le mot *zinc*,

(1) Paracelse, dont le nom entier est Auréole-Philippe-Théophraste-Paracelse-Bombast ab Hohenheim, est un des hommes les plus remarquables du sei-

mais si les Indiens, les Chinois, puis les Égyptiens, et après eux les Grecs et les Romains ne connaissaient pas le nom, ils connaissaient la chose, et l'utilisaient pour en faire cette espèce d'airain qu'on appelait *orichalque* et qui n'est autre chose que notre *cuivre jaune* ou *laiton*.

Ces anciens peuples exploitaient la *cadmie* ou *calamine*, carbonate et silicate de zinc naturels; ils préparaient le *pompholix* ou oxyde blanc de zinc pour les usages de la médecine; enfin, comme on le voit par un passage de Dioscoride, ils surent aussi extraire le métal de la calamine en la chauffant avec du charbon, et ce qui confirme cette assertion, c'est la trouvaille récente dans les ruines de Pompéi d'un beau fronton de fontaine dont la partie supérieure est couverte de zinc métallique.

Néanmoins le zinc était regardé comme une sorte d'étain, et jusqu'au dix-septième siècle on le nomma *speltrum*, *speauter*, *étain des Indes*, parce qu'il était apporté de ces régions. Le mot *zinc*, dérivé de *zinn*, nom germanique de l'étain, rappelle cette croyance.

Ce n'est que vers le milieu du dix-huitième siècle qu'on sut extraire ce métal des minerais d'Europe, et c'est seulement au commencement du dix-neuvième qu'on a pu le laminier, circonstance qui en a vulgarisé les usages comme rival du plomb pour la couverture des édifices, la confection des bassins, baignoires, gouttières, tuyaux de conduite, ustensiles domestiques, etc. M. Edmeston établissait, en 1860, que la consommation du zinc dans le monde entier s'élevait annuelle-

zième siècle. Né en 1493 à Einsiedel, dans le canton de Schwytz (Suisse), il apprit de son père la médecine, l'alchimie et l'astrologie. Après avoir voyagé dans une grande partie de l'Europe, en menant une vie débauchée et en disant la bonne aventure, quand il manquait d'argent, ce qui lui arrivait souvent, il fut appelé, en 1526, par le sénat de Bâle pour remplir une chaire, nouvellement créée, de chirurgie et de physique, et non pas de chimie, comme on l'a dit. Mais il se brouilla bientôt avec les magistrats et s'exila du pays. Il recommença sa vie aventureuse et vint mourir, en 1541, dans l'hôpital de Saint-Étienne de Salzbouurg.

Paracelse doit être considéré comme le chef des médecins chimistes du seizième siècle : c'est lui qui a introduit dans la pratique médicale l'emploi des composés chimiques. Il s'occupa bien moins de la pierre philosophale que de la *Panacée universelle*, et composa, pour prolonger indéfiniment la vie, une foule d'essences et de quintessences, d'élixirs, de spécifiques et autres arcanes. Il portait au pommeau de son épée cette panacée qui devait le rendre immortel, ce qui ne l'empêcha pas de mourir à l'âge de 48 ans. Paracelse ne manquait pas de génie, car, au milieu de ses erreurs, il a donné d'excellentes notions sur un grand nombre de médicaments, particulièrement sur l'opium, le mercure, le soufre, l'antimoine, l'arsenic, et le premier il a cherché à isoler des matières médicamenteuses, au moyen de la chimie, les parties les plus actives. Il avait un profond mépris pour les *docteurs à gants blancs* qui craignent de se salir les doigts dans un laboratoire de chimie. A la première leçon qu'il fit à Bâle, il jeta au feu les œuvres d'Hippocrate, de Galien et d'Avicenne, en disant que son chapeau, sa barbe et ses souliers en savaient plus que tous les médecins de l'antiquité.

ment à 67000 tonnes environ ; que, sur cette quantité, il y en avait 44000 qui se débitaient en feuilles, dont

23000	servaient à la couverture des bâtiments,
12000	— à la confection des ustensiles de ménage,
3500	— au doublage des navires,
2500	— à l'emballage,
1500	— pour les ornements estampés,
1500	— à divers autres usages.

État naturel. — Le zinc n'est jamais, dans la nature, qu'à l'état de combinaison. Ses minerais les plus répandus sont le sulfure appelé *blende*, le silicate et le carbonate que l'on confond sous le nom de *calamine*. On les trouve dans différents gîtes métallifères, principalement avec les minerais de plomb et de cuivre ; mais ils forment aussi des amas et même des couches dans les terrains de sédiment. C'est ce qui arrive surtout dans la Haute-Silésie, près de Tarnowitz, en Carinthie, en Angleterre, en Belgique, depuis Aix-la-Chapelle jusqu'à Liège et Namur, et dans le pays de Juliers.

Les mines les plus célèbres sont celles de la Vieille et de la Nouvelle-Montagne, dont les usines d'extraction fournissent la plus grande partie du zinc consommé annuellement. En France, nous avons quelques gîtes de calamine à Montalet près d'Uzès, à Saint-Sauveur en Languedoc, à Combecave près de Figeac (Lot), etc. ; une seule mine est en exploitation : c'est celle de Clairac et Robiac, dans le département du Gard.

Extraction. — L'industrie métallurgique opère l'extraction du zinc d'une manière assez simple et par voie de distillation. Dans les trois grands centres d'extraction, les procédés ne diffèrent que par la forme des appareils. Dans tous les cas, on commence toujours par calciner la *calamine*, pour en chasser l'eau et l'acide carbonique et pour la diviser plus facilement sous les bocards ; ou par griller la *blende* dans un four à réverbère, afin d'en chasser le soufre et de ramener ce sulfure à l'état d'oxyde. Le minerai étant ainsi préparé, on le mélange avec son volume de houille sèche ou de coke en petits fragments, et on le soumet à la réduction dans les appareils suivants.

1. **Système liégeois.** — Dans toutes les usines du pays de Liège, notamment à Angleur, appartenant à la Société de la Vieille-Montagne, le mélange est introduit dans de grands tuyaux *a, a, a*, dits *cornues*, en terre réfractaire, de 1 mètre de longueur sur 0^m,15 de diamètre intérieur, fermés par un de leurs bouts, ouverts par l'autre, que l'on place sous une très-légère inclinaison, au nombre de 48, dans les quatre compartiments voûtés B d'un immense four ayant la forme et les dispositions que présentent les deux figures 524 et 525.

Dans chaque cornue on insère un petit tuyau en fonte *b, b, b*, qui fait office de condenseur ; on chauffe fortement au dessus du rouge ; la

flamme pénètre par les ouvertures *o, o, o*; bientôt il se dégage une grande quantité d'hydrogène carboné qui vient brûler à l'orifice des tuyaux avec une flamme jaune-rougeâtre; plus tard c'est de l'oxyde de carbone qui sort, et alors la flamme offre une couleur bleuâtre; enfin, lorsque la

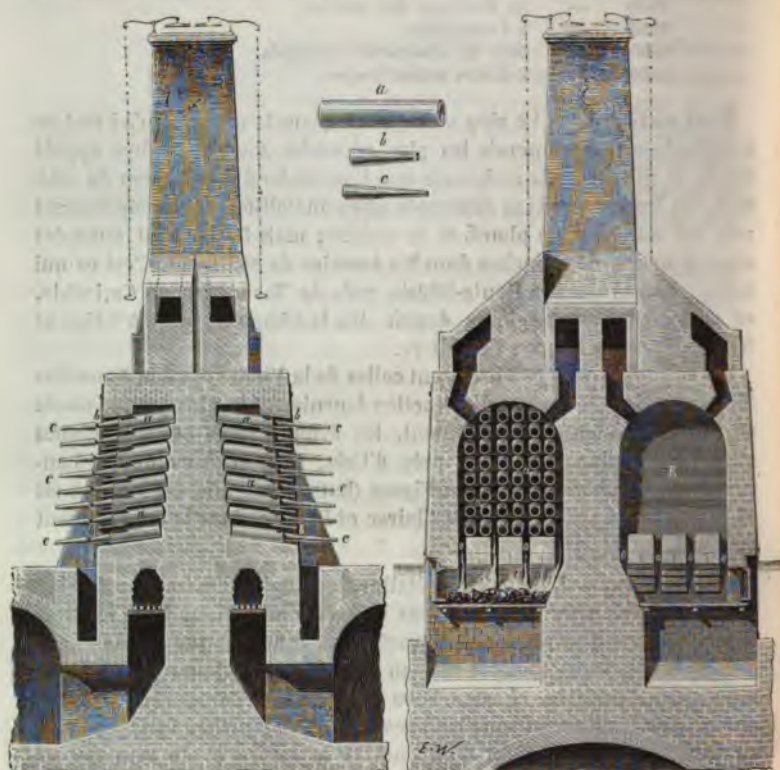


Fig. 524. — Coupe latérale du four belge.

Fig. 525. — Vue antérieure du même four.

réduction de l'oxyde de zinc s'effectue, comme une certaine quantité de métal en vapeur se mêle au gaz combustible, la flamme acquiert un plus grand éclat, devient d'un blanc verdâtre et émet des fumées blanches d'oxyde de zinc. On emmanche, à ce moment, sur les petits tuyaux en fonte *b, b, b*, qui terminent les cornues, des espèces d'allonges en tôle zinguée *c, c, c*, qui sont destinées à condenser, autant que possible, les vapeurs de zinc qui s'échappent des appareils.

Au bout de deux heures de chauffe environ, on enlève ces allonges qu'on secoue au-dessus d'un récipient pour recueillir la poussière de zinc et d'oxyde qui s'y trouve; cette poussière, nommée *cadmie des*



fourneaux, entre plus tard dans les mélanges de minerai et de charbon qui doivent alimenter les cornues. Un ouvrier, après avoir, avec une racloire, nettoyé l'orifice des cornues, en fait sortir le zinc réduit et en fusion qu'un autre ouvrier reçoit dans une poche en fer, pour le couler immédiatement dans une grande lingotière placée à peu de distance du four. On obtient ainsi des plaques rectangulaires de zinc, du poids de 30 à 35 kilogrammes.

De 2 heures en 2 heures, on retire ainsi le zinc réduit de chaque cornue, en replaçant, toutes les fois, les allonges sur les tuyaux, et, lorsque les cornues sont épuisées, on les recharge d'un nouveau mélange en continuant de la sorte jusqu'à ce qu'il soit nécessaire de pourvoir à leur remplacement.

2. *Système silésien*. — Les fours employés en Silésie, à Borbeck et

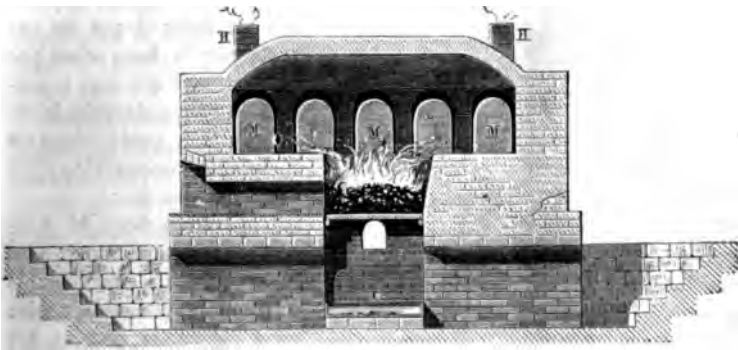


Fig. 526. — Coupe verticale du four silésien

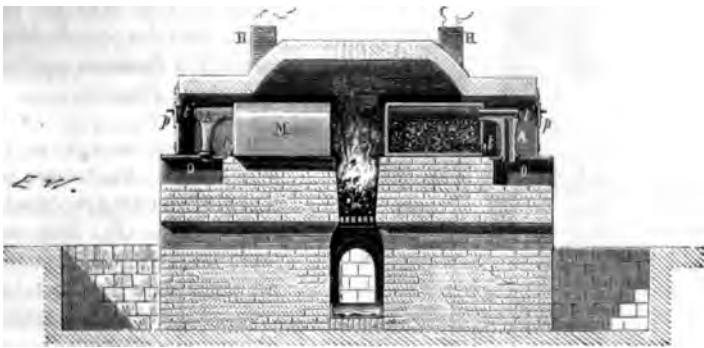


Fig. 527. — Aspect du même four vu de côté.

dans les autres contrées où l'on suit le même système, ont, comme vous le voyez, par les figures 526 et 527, une autre forme que ceux du

pays de Liège. Les cornues sont remplacées par des espèces de moules M (fig. 528) en terre réfractaire de 1^m,40 de longueur sur 0^m,55 de



Fig. 528. — Moule contenant le minéral mélangé de charbon.

hauteur et 0^m,22 de largeur : ces moules reposent à plat sur les deux côtés du four, dont le centre est occupé par le foyer. Leur partie antérieure est fermée par une plaque d'argile cuite qui porte deux ouvertures : l'une

o, dans le bas, qui sert à l'enlèvement des résidus, et qui est bouchée par une briquette t; l'autre, A, dans le haut, qui reçoit une allonge horizontale en terre coudée à angle droit et qui est ouverte par le bas; c'est par cette allonge que sort le métal volatilisé qui tombe bientôt goutte à goutte dans un récipient inférieur O (fig. 527) placé au-dessous.

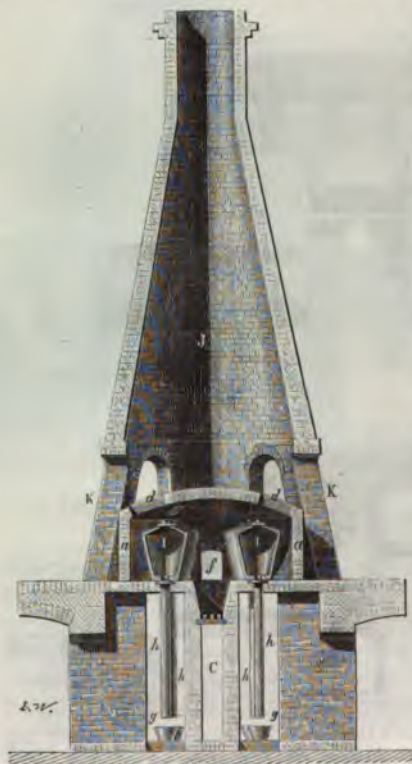


Fig. 529. — Coupe verticale du four anglais.

L'opération dure 24 heures, mais la perte en zinc est beaucoup plus considérable que dans le système liégeois; on n'enlève les résidus des moules que tous les trois jours. Le zinc brut est refondu dans des pots de terre chauffés à flammes perdues et coulé en plaques.

3. *Système anglais.* — Le four usité en Angleterre est tout différent des précédents; il ressemble (fig. 529) aux fours des verriers. Le minéral est placé dans des pots ou creusets I, I d'assez grandes dimensions, rangés sur une banquette tout autour du foyer central. Le fond de chaque creuset est percé d'un trou dans lequel est engagée l'extrémité supérieure d'un tube en



fer *h, h* qui perce la banquette et descend jusqu'à la base du four. Ce tube est fermé dans le haut par un tampon de bois, avant le remplissage des creusets. Ceux-ci sont ensuite fermés par des couvercles lutés à l'argile.

Lorsque le four est en feu et que la réduction s'opère, les vapeurs de zinc passent à travers le tampon de bois que la chaleur a carbonisé et réduit pour ainsi dire à l'état d'éponge. Les vapeurs descendent par le tube, s'y condensent, et le zinc tombe goutte à goutte dans un récipient en tôle, *g, g*, placé au-dessous; mais comme une portion du métal se solidifie dans l'intérieur du tube et qu'il y aurait bientôt obstruction, on l'en fait tomber de temps en temps avec une tige de fer rouge de feu.

Un four de 6 creusets produit 150 kilogrammes de métal par 24 heures.

Dans ce procédé, la distillation du zinc a lieu de haut en bas, ou, comme on le disait autrefois, *per descensum*, tandis que dans les systèmes de Liège et de Silésie la distillation s'opère en sens opposé, ou *per ascensum*.

Impureté du zinc du commerce. — Le zinc du commerce n'est jamais parfaitement pur; il contient toujours un peu de carbone, d'arsenic, de fer, de manganèse, et, plus rarement, de l'étain, du cuivre, du plomb, du cadmium et du soufre. Voilà pourquoi le zinc qu'on dissout dans l'acide sulfurique laisse un petit résidu noir floconneux, et pourquoi le gaz hydrogène qui en résulte a une odeur d'ail. Il n'existe aucun moyen simple de le purifier; même après avoir été distillé, il contient encore du charbon et de l'arsenic. Le zinc laminé est, du reste, bien moins impur que le zinc en plaques.

C'est donc toujours le premier qu'il faut employer à la préparation de l'hydrogène, et encore ne faut-il pas négliger de purifier ce gaz, ainsi que je l'ai dit à la page 148 du tome 1^{er}.

Purification du zinc. — Lorsqu'on veut distiller le zinc dans les laboratoires dans l'intention de le purifier, au moins en grande partie, on fait usage de l'appareil suivant (Fig. 530). Il consiste en un creuset d'argile *A* percé d'un trou à son fond et posé sur un disque d'argile ou *fromage* *B*, également percé, le tout placé au centre d'un fourneau à réverbère. Un tuyau d'argile *ab*, qui traverse le fond de ce fourneau, la grille, le fromage et la base du creuset, s'élève dans l'axe de tout cet ensemble, jusqu'à peu de distance du couvercle.



Fig. 530. — Appareil pour la distillation du zinc dans les laboratoires.

Le creuset étant plein de zinc, on en lute le couvercle avec de la

terre argileuse, et on l'entoure de charbon ou de coke qu'on élève à la chaleur blanche. Le zinc fond, entre en ébullition, se réduit en vapeurs, et celles-ci, ne trouvant d'issue que par l'ouverture supérieure du tuyau *ab*, s'y engagent et s'y condensent à l'état liquide à mesure qu'elles descendent; le métal liquéfié tombe goutte à goutte dans une terrine C pleine d'eau, placée au-dessous de l'appareil.

D'après MM. H. Deville et Troost, la distillation du zinc a lieu à 1040°; il fond vers 410°.

Pour obtenir ce métal chimiquement pur, M. Schaeffele a indiqué le procédé suivant :

Dissoudre le zinc dans de l'acide chlorhydrique, le précipiter par du sulfhydrate d'ammoniaque; dissoudre ce précipité dans de l'acide azotique; décomposer l'azotate de zinc formé par du carbonate de soude; mélanger le carbonate à du charbon et obtenir le zinc par distillation.

On peut reprocher à ce procédé d'être un peu long, mais il est certainement un des plus exacts.

Caractères distinctifs. — On reconnaît aisément le zinc à son tissu essentiellement lamelleux, à sa couleur nuancée de bleu et à son vif éclat. Il est mou et graisse la lime; il se gerce en même temps qu'il s'aplatit sous le marteau. Il tient le milieu entre les métaux cassants et les métaux malléables. Son laminage présente beaucoup de difficultés, parce qu'il n'est malléable qu'entre + 130 et 150° centigr. Au-dessus de cette température, il devient si cassant qu'on peut le réduire en poudre dans un mortier. Ce sont les Anglais qui, les premiers, ont su laminer le zinc.

Une des plus belles lamineries que j'aie visitées est celle d'Angleur, aux portes de Liège. En France, il y a des lamineries à Sainte-Marie Thierceville, près de Gisors, et à Romilly-sur-Andelle (Eure), à Tirreville, au Houx, près Cherbourg; à Vienne (Isère), à Givet (Ardenes), à Saint-Denis et à Paris. Toutes ces usines tirent leur zinc de Silésie et de Belgique. Outre les feuilles, on y confectionne aussi des fils de divers numéros, des clous de toutes grosseurs qui remplacent le fil et les clous en fer dans nombre de circonstances.

Le zinc se ternit dans l'air humide, en se couvrant d'une légère couche d'oxyde. Cette oxydation fait des progrès à mesure que la température du métal s'élève, et, lorsqu'il est chauffé au rouge blanc, il brûle vivement en répandant une belle flamme blanche éblouissante. Il se convertit alors en protoxyde, ZnO , qui se répand dans l'air en flocons très-légers, comme je vous l'ai montré dans une autre occasion (fig. 534). Les artificiers mettent à profit cette grande combustibilité du zinc. Les étoiles si brillantes que les *chandelles romaines* projettent dans les airs en éclatant, celles qui sortent des bombes et des fusées volantes, sont dues à la flamme du zinc pulvérisé que l'azotate de potasse embrase.



Le zinc noircit sous l'eau en la décomposant peu à peu ; mais une fois que sa surface est recouverte d'oxyde, il est préservé de toute altération ultérieure, et, à partir de ce moment, le zinc résiste aux ac-



Fig. 531. — Combustion et oxydation du zinc dans l'air au rouge blanc.

tions atmosphériques comme un métal beaucoup moins oxydable. Voilà pourquoi l'eau de pluie, qui a coulé sur les toitures en zinc, ne renferme que des traces insignifiantes d'hydrate et de carbonate de zinc, qui ne peuvent nuire à ses emplois journaliers.

Sous le rapport de l'altération spontanée, le zinc n'est donc pas moins propre que le cuivre à la couverture des édifices. Une toiture de ce genre dure de 15 à 20 ans sans subir de fortes altérations ; elle coûte moins qu'une toiture en cuivre, et pas beaucoup plus qu'une couverture en ardoises. C'est la couverture la plus légère qu'on puisse employer ; en effet :

Une toiture en tuiles pèse.....	80	kilogr. par mètre carré.
— en ardoises, de.....	17 à 20	— —
— en zinc, de.....	7 à 8	— —

C'est là, comme on le voit, un immense avantage. Toutefois, en raison de sa combustibilité, on doit exclure le zinc de tous les monuments surmontés d'un comble en bois, car non-seulement en brûlant il propagerait facilement l'incendie sur tous les points avec lesquels il est en contact, mais comme il lance alors des parties enflammées, l'incendie pourrait évidemment être porté à distance.

Une condition indispensable pour la conservation des couvertures en zinc, c'est la suppression des clous et des soudures extérieures. Les feuilles métalliques doivent être simplement agrafées de manière à laisser parfaitement libres tous les mouvements de contraction et de dilatation commandés par les variations de température. Enfin on

s'exposerait à voir les feuilles de zinc corrodées en très-peu de temps dans toute leur épaisseur, si l'on n'évitait soigneusement le contact du métal avec le plâtre ou les mortiers calcaires.

Le zinc est un des métaux les plus attaquables par les acides, même les plus faibles. Il se dissout dans presque tous, en formant des sels incolores, doués de propriétés vomitives et purgatives. Aussi, lorsque de la Follic, de Rouen (1), proposa en 1778, époque où le zinc était encore rare, de le substituer à l'étain pour l'étamage des ustensiles de cuisine, proposition renouvelée depuis qu'il est devenu plus commun, les principaux chimistes établirent que son emploi pourrait donner lieu à des accidents fâcheux, puisqu'il est attaqué très-facilement par les corps gras, le sel commun, les acides les plus faibles, tels que le vinaigre, le verjus, le jus de citron, etc.

M. le général d'Arincourt a reconnu qu'en associant au zinc une petite quantité d'étain fin et de plomb, il en résulte un alliage qui résiste à l'action des solutions acides et salines, et même à l'acide sulfurique à 20°. Il est donc préférable au zinc pour les constructions, les baignoires, les gouttières, les tuyaux de conduite des eaux ménagères et des urines, etc.

Zincage ou Galvanisation du fer. — L'étain n'est pas le seul métal qui puisse servir à garantir le fer de l'oxydation. Le zinc peut jouer le même rôle, ainsi que Malouin (2) l'a constaté et indiqué en

(1) De la Follic, né à Rouen, le 11 mars 1739, fut un des plus illustres membres de l'ancienne Académie de cette ville. Quoique adonné au commerce, il se livra avec ardeur à l'étude des sciences, et surtout à celle de la chimie, et il s'occupa des moyens de faire tourner cette dernière au profit des arts industriels. C'est ainsi qu'il décrivit un nouveau procédé pour blanchir le basin; qu'il parvint le premier à fixer sur le fil la couleur dite *rouge des Indes*; qu'il rendit populaire la teinture en jaune avec la gaude. En 1779, il communiqua au gouvernement un vernis pour préserver de l'action corrosive de l'eau de mer le cuivre employé au doublage des vaisseaux. De 1774 à 1780, il lut à l'Académie de Rouen vingt mémoires, dont les principaux ont pour titres: *Sur le vernis au feu et à l'eau; sur l'air fixe; sur le bleu de Prusse; sur l'étain soumis à une nouvelle épreuve; sur l'huile de vitriol; sur la potasse; sur l'acide du soufre; sur la conversion de l'air en eau; sur le magnétisme*, etc. Il fut d'un grand secours à Dambourney dans les essais que ce dernier avait entrepris pour fixer sur la laine les couleurs de nos végétaux indigènes. Il imagina pour cela un mordant particulier qui est encore connu des vieux teinturiers sous le nom d'*apprêt de DE LA FOLLIC*. Il venait d'être nommé par le roi inspecteur des manufactures, récompense flatteuse de tous ses travaux, lorsqu'un accident funeste vint le ravir à la science dont il eût reculé les limites. Étant tombé dans sa maison avec un matras rempli d'une composition chimique, il se fit à la main droite une blessure qui causa sa mort, le 2 février 1780.

(2) Malouin, né à Caen en 1701 et mort à Paris en 1778, était parent de Fontenelle et ami de Voltaire. Médecin très en vogue, il ne s'occupa de chimie qu'occasionnellement, et ne présenta à l'Académie des sciences, dont il était membre, que trois mémoires: deux sur les analogies qui existent entre le zinc et l'étain, et un troisième sur le sel de chaux.



1742. Ce n'est que dans ces dernières années qu'on a tiré parti en grand de cette propriété. M. Sorel a pris, en 1836, un brevet d'invention pour la *galvanisation du fer*, nom pompeux et scientifique, qui revient tout simplement à celui de *zincage du fer*.

Le procédé consiste à enduire le fer de zinc en le plongeant dans un bain de ce métal en fusion, tout comme on l'enduit d'étain pour fabriquer le fer-blanc. Mais tandis que, dans le *fer étamé*, le fer est rendu plus oxydable par le contact de l'étain que lorsqu'il est entièrement nu, de telle sorte que, quand l'étamage n'a pas été exécuté avec le plus grand soin, les parties qui sont à découvert s'éraillent et se détruisent avec rapidité; dans le fer *zingué*, au contraire, le fer est protégé par le zinc, non-seulement partout où ce métal le recouvre, mais même dans les parties qui, par suite de l'imperfection de l'opération, ont pu rester à nu : c'est cette précieuse propriété qui le caractérise.

C'est au commencement de 1837 que M. Sorel a livré ses premiers produits au public. Depuis cette époque, ils ont été soumis à un grand nombre d'épreuves, et toutes leur ont été favorables; mais on ne sait pas encore jusqu'à quel terme pourra se prolonger la durée de ces objets zingués. Toutefois, il est constant, grâce aux expériences récentes de M. le docteur Max Pettenkofer, président de la commission des chemins de fer bavarois, qu'une feuille de fer galvanisé peut perdre par oxydation, dans l'espace de 27 ans, 0^{sr}, 179 de zinc par décimètre carré; sur cette quantité de métal perdue, la moitié environ est entraînée par les pluies. La destruction du métal s'opère donc assez lentement, et comme elle devient plus insensible à mesure que l'épaisseur de la couche d'oxyde augmente, on peut, sans hésiter, employer le fer galvanisé pour les toitures et autres usages analogues.

C'est ce que l'on fait généralement. On en consomme de très-grandes quantités aussi pour confectionner des tuyaux de poêle et de cheminée qui doivent être placés à l'extérieur; des gouttières, des tuyaux de conduite d'eaux, des tuyaux à vapeur, des formes à sucre. On galvanise ou on zingue, du reste, tous les objets en fer, quels qu'ils soient, après qu'on leur a donné les formes voulues: des clous, des chaînes, des toiles et treillis, des objets de sellerie et de carrosserie, des outils de jardinage, etc.

La tôle galvanisée n'est pas plus chère, à poids égal, que la tôle nue; elle est à peu près du même prix que le zinc laminé; mais, outre qu'elle est beaucoup plus tenace et plus flexible, elle a encore l'avantage de ne pas se fondre et de ne pas s'enflammer, comme celui-ci, dans les incendies.

Depuis 1844, M. Sorel a trouvé le moyen de décaper convenablement la fonte, en se servant de l'acide impur provenant de l'épuration des huiles, et de la recouvrir de zinc, ce qui la préserve de l'action de l'air et de l'humidité.

Une substance qui possède la propriété décapante au plus haut

degré, c'est le chlorure double de zinc et d'ammoniaque. Ce sel met si bien à nu les surfaces métalliques sur lesquelles on l'applique, qu'aussitôt le contact, il se fait des alliages plus fusibles qui déterminent l'étamage; aussi, par son intermédiaire, peut-on très-bien étamer le cuivre ou le fer avec de l'étain, du plomb, du zinc; le zinc avec de l'étain ou du plomb, et même l'étain avec le plomb, et réciproquement.

Le service des chemins de fer et surtout celui de la télégraphie électrique trouvent dans le fer zingué une précieuse ressource. La valeur des quantités de ce métal employé à l'état de fils par la télégraphie n'élève guère à moins de cent millions de francs. La dépense serait triple, s'il fallait se servir de fils de cuivre.

S'il y a maintenant des fabriques de fer zingué chez presque tous les peuples civilisés, c'est à M. Sorel, de Paris, qu'on le doit; c'est grâce à lui qu'une industrie née dans notre patrie, s'est répandue dans le monde entier. Aussi, en 1864, la Société d'encouragement a décerné à cet ingénieux industriel le prix de 12000 francs de la fondation du marquis d'Argenteuil.

Le bas prix du zinc et de la tôle galvanisée, la facilité de travailler ces métaux et de leur donner toutes les formes, ont multiplié leur emploi pour les usages domestiques, et aujourd'hui on rencontre partout des vases et des ustensiles pour contenir et transporter les liquides usuels: l'eau, le vin, le lait, les huiles, etc. On devrait proscrire cependant ces métaux de toutes les applications aux usages culinaires, car ils sont très-aisément attaqués par les différents liquides, et introduisent alors dans les aliments des particules métalliques qui peuvent devenir la cause de maladies, et même d'empoisonnements. En voici des exemples:

Le 26 janvier 1843, huit ouvriers serruriers de Metz furent empoisonnés pour avoir bu du vin qui était resté pendant 13 heures dans un broc en fer galvanisé (1).

Des symptômes d'empoisonnement se manifestèrent, en 1845, à Béziers, chez plusieurs personnes d'une même famille, parce qu'on s'était servi, pour apprêter divers aliments, d'une huile d'olive qui avait séjourné dans un vase de zinc.

En 1817, un marchand de boissons qui avait renfermé du cidre dans

(1) Un propriétaire, à ce que rapporte Payen, ayant voulu récompenser le zèle de ses ouvriers, mit à leur disposition une pièce de vin. Ceux-ci s'occupèrent aussitôt d'en répartir entre eux le contenu, et, n'ayant pas sous la main des brocs ou d'autres vases en bois, ils se servirent, pour soutirer et transporter la boisson, de seaux en zinc habituellement employés pour porter de l'eau. Tous les ouvriers qui burent du vin ainsi distribué, éprouvèrent bientôt des indispositions plus ou moins graves, dont on aperçut heureusement la cause, et qui purent être combattues à temps par un praticien habile.

À cette occasion, Payen a reconnu que le séjour, pendant deux heures, de deux litres de vin blanc ordinaire dans un vase en zinc avait suffi pour faire dissoudre 2^{rs}, 32 d'oxyde de zinc dans le liquide.

des vases de zinc, reconnu qu'après trois mois ce liquide avait acquis une saveur âcre et styptique: on y trouva, par l'analyse, jusqu'à 3^{es},80 d'acétate de zinc par litre! Ainsi, ce cidre était devenu un véritable poison.

Plusieurs journaux d'agriculture ont préconisé les vases en zinc et en tôle galvanisée comme plus propres que tous les autres à faciliter le montage de la crème et à retarder la coagulation du lait. Alors même que ces avantages seraient vrais, il n'en faudrait pas moins repousser l'emploi de ces sortes de vases, parce qu'ils sont dangereux, le métal se dissolvant rapidement dans le lait, à la faveur des acides qu'il renferme.

M. Schaeuffele a constaté, en 1848, que tous les liquides alimentaires: vin, eau-de-vie, vinaigre, eau de fleurs d'oranger, huile d'olive, bouillon, lait, eau commune, eau de Seltz, eau salée, etc., attaquent, en moins de 24 heures, les vases de zinc et de fer galvanisé, et renferment alors des sels de zinc en proportions très-notables, ce qui leur communique des propriétés émétiques et purgatives. Le fer galvanisé est plus rapidement et plus profondément attaqué que le zinc pur.

Quelque temps après, le même chimiste a fait connaître la proportion moyenne d'arsenic que contiennent les zincs des principales provenances industrielles.

Ses recherches l'ont conduit aux résultats suivants :

	Arsenic obtenu.
Sur 1 kilogr. de zinc de France	0 ^{es} ,01900
— — Silésie	0 ,00853
— — Vieille-Montagne	0 ,00522
— — Corphalie	0 ,00456
— — (10 échantillons) sans origine.....	0 ,00428

d'où il a été permis de conclure :

1° Que le zinc de France, le plus arsenical de tous, doit être exclu pour certains usages ;

2° Que, sous le rapport de la petite quantité d'arsenic, les zincs de Silésie et de la Vieille-Montagne sont susceptibles d'un usage plus général ;

3° Que le zinc originaire de la mine de Corphalie est le plus pur.

Sels de zinc. — Le zinc se dissout dans tous les acides en passant à l'état de protoxyde, ZnO, qui est un oxyde indifférent, puisqu'il se combine également bien aux alcalis avec lesquels il forme des *zincates* solubles.

Les sels de zinc sont blancs quand l'acide n'est pas coloré. Ils sont reconnaissables en ce que leur solution donne des précipités blancs avec tous les réactifs, excepté avec le *prussiate rouge de potasse* qui les précipite en jaune sale.

Quand on verse dans leur solution de la potasse ou de la soude, il

se dépose de l'hydrate blanc, ZnO,HO , qu'un excès d'alcali redissout immédiatement. Cet hydrate, abandonné dans l'air, se transforme en carbonate.

Quatre composés de zinc sont utilisés dans les arts, à savoir : le sulfate, le carbonate, l'oxyde et le chlorure.

Sulfate de zinc.

Lorsqu'on traite le zinc par l'acide sulfurique affaibli, vous savez qu'il se dégage beaucoup de gaz hydrogène, et qu'il se produit du sulfate de zinc, par suite de la décomposition de l'eau. Si l'on concentre le liquide, après la dissolution du métal, on obtient le sulfate en beaux prismes blancs (fig. 532). C'est là ce que les anciens chimistes nommaient *vitriol blanc*, *couperose blanche*, et qu'ils se sont

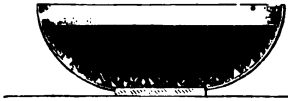


Fig. 532. — Cristallisation du sulfate de zinc.

longtemps obstinés à considérer comme du sulfate de fer modifié.

Dans le commerce, ce sel est en masses saccharoïdes, en plaques épaisses et en jolie petites aiguilles. Il est toujours impur et ferrugineux. C'est à la présence du sulfate de fer qu'il doit sa légère teinte jaune, la propriété de se recouvrir par places de taches ocreuses, de donner une dissolution qui noircit par la teinture de galle et qui bleuit par le prussiate de potasse. On le purifie en faisant passer un courant de chlore dans sa dissolution, et en faisant bouillir celle-ci sur de l'oxyde de zinc qui se dissout en précipitant tout l'oxyde de fer.

Le sulfate de zinc est obtenu en très-grande quantité, comme produit secondaire, à Rammelsberg, près de Goslar, dans le Hanovre, où l'on exploite une mine de plomb composée de sulfures de plomb, de cuivre, d'argent, de zinc et de fer. Des parties riches en zinc, on extrait, par le grillage et le lavage, un mélange de sulfates de zinc et de fer. Évaporé à sec et calciné dans des cornues de terre, ce mélange fournit de l'acide sulfurique fumant et un résidu formé de colcothar et de sulfate de zinc. On enlève celui-ci par des lavages, et on le fait cristalliser en masse au moyen d'une évaporation convenable.

Souvent on le fait fondre dans son eau de cristallisation, et on le coule dans des moules sous forme de plaques carrées d'environ $0^m,1$ d'épaisseur, du poids de 5 à 10 kilogr., qu'on expédie dans des fûts de 2 à 300 kilogr. On le connaît, dans le commerce, sous le nom de *vitriol de Goslar*.

Aujourd'hui la plus grande partie de la *couperose blanche* sort des ateliers de dorure et de galvanoplastie où l'on fait usage des piles de Bunsen.



DU SULFATE DE ZINC.

Pur, ce sel a la composition suivante :

Oxyde de zinc.....	28,23
Acide sulfurique.	27,87
Eau de cristallisation.....	43,90
	<hr/>
	100,00

Sa formule est $ZnO,SO^2,7HO$.

Ses cristaux sont des prismes courts à quatre pans terminés par des pyramides à quatre faces (*fig. 533 et 534*), incolores et transparents,

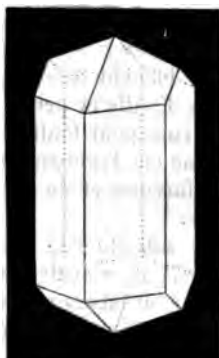
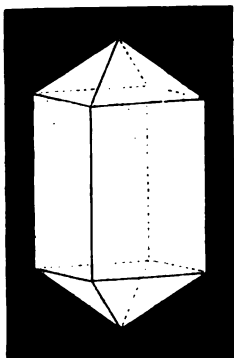


Fig. 533, 534. — Formes cristallines du sulfate de zinc.

d'une saveur âpre et styptique. Ils sont efflorescents et très-solubles, puisque 100 parties d'eau froide en dissolvent 140. La solution a une densité considérable, et c'est à cause de cela qu'on l'a employée pour maintenir le niveau de l'huile dans un système de lampes appelées *hydrotiques*. Cette même dissolution sert aussi à désinfecter les fosses d'aisances ; on l'emploie dans ce cas à 20° de l'aréomètre.

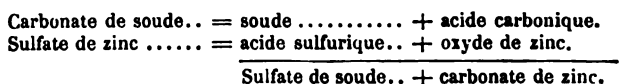
Le sulfate de zinc est un sel assez stable ; la chaleur rouge le ramène à l'état de sous-sulfate, mais on a beaucoup de peine à le convertir en oxyde pur par la calcination.

Les fabricants d'indiennes en consomment beaucoup pour faire ce qu'ils appellent des *réserves*, compositions qu'on applique sur les tissus dans les places où l'on veut que les couleurs ne prennent pas. L'azotate et le chlorure de zinc remplissent le même but. Avant la découverte de l'émétique, les médecins s'en servaient, à la dose de quelques centigrammes, pour provoquer le vomissement. Aujourd'hui ils tirent parti de ses propriétés astringentes et détersives contre les maladies des yeux.

On en fait encore usage pour rendre les huiles siccatives et pour préparer la couleur connue des peintres en bâtiments sous le nom de *blanc de zinc*.

Blanc de zinc.

Cette couleur blanche était, à l'origine, du carbonate de zinc, qu'on obtient facilement en versant du carbonate de soude en excès dans la solution du sulfate de zinc ; il y a double décomposition des deux sels :



Le carbonate de zinc se précipite, en raison de son insolubilité, en une poudre blanche très-fine, qui, lorsqu'elle est sèche, se mêle parfaitement à l'huile et peut couvrir alors les bois, les murs et remplacer la céruse pour toutes les peintures à l'huile. Les peintures au blanc de zinc ont l'immense avantage de ne pas noircir par les émanations sulfureuses et de n'exercer aucun effet fâcheux sur la santé des ouvriers.

L'idée de substituer le carbonate et même l'oxyde de zinc à la céruse est déjà assez ancienne. Dès 1779, Courtois, chimiste manufacturier attaché au laboratoire de l'Académie de Dijon, reconnut l'inaltérabilité de ces deux composés du zinc dans les conditions où le *blanc de plomb* se noircit. En 1783, Guyton de Morveau publia une série de recherches sur l'emploi en peinture d'une foule de matières, notamment de l'oxyde de zinc, et montra, par des essais en grand, les avantages qu'il y aurait, sous le rapport de l'hygiène et sous celui de la longue conservation des peintures blanches, à faire usage du *blanc de zinc* qui ne pousse pas au noir comme la céruse. Il reconnut en même temps que la peinture au blanc de zinc est moins siccativique que celle à la céruse, mais il observa que l'addition d'une petite quantité de sulfate de zinc à l'huile remédie à cet inconvénient. Dès cette époque, Courtois entreprit la fabrication en grand du blanc de zinc, et établit des magasins tant à Paris qu'à Dijon pour la vente de cette couleur ; l'application à la peinture artistique en fut faite immédiatement. Mais malgré les efforts de Guyton de Morveau, renouvelés en 1786, puis en 1802, malgré le rapport approuvé de Fourcroy, Berthollet et Vauquelin présenté en 1808 à l'Académie des sciences à l'occasion du *blanc de zinc* préparé par les frères Mollerat, la nouvelle peinture ne fut pas adoptée en France.

En 1842, M. Rouquette, voulant reprendre les tentatives de ses devanciers, prit un brevet d'invention pour la préparation industrielle de l'oxyde de zinc. En 1844 et 1845, M. Mathieu, tout en tenant secret le genre de fabrication qu'il employait, fit de nouveaux efforts pour attirer l'attention des peintres et décorateurs sur la peinture au zinc. Mais ce n'est réellement que depuis 1849, grâce aux soins et à la persé-



vérance d'un entrepreneur de peinture à Paris, M. Leclair, que la fabrication et l'emploi de l'oxyde de zinc, nommé dès lors *blanc de zinc*, ont pris un essor considérable. Aujourd'hui, c'est la Société anonyme des mines et fonderies de zinc de la Vieille-Montagne qui exploite régulièrement les procédés et privilèges de M. Leclair, à Asnières, près de Paris; à Valentin-Cocq, province de Liège; à Mülheim (Prusse rhénane); elle ne produit pas moins, année commune, de 6 millions de kilogr. de blanc de zinc, qui, vendus au prix moyen de 75 francs les 100 kilogr., représentent une valeur de 4500000 francs.

L'importance de cette industrie m'engage à vous dire comment elle s'exécute. Les procédés de fabrication de l'oxyde de zinc sont des plus simples; ils reposent sur l'oxydation directe du métal. Cette oxydation s'accomplit dans certaines usines sur le zinc réduit en vapeur, dans d'autres établissements sur le métal simplement fondu.

Fabrication industrielle du blanc de zinc. — Le procédé imaginé par M. Leclair, aidé par M. Ernest Barruel, consiste à brûler la vapeur de zinc. Un double four silésien reçoit et chauffe au rouge blanc 20 cornues ou moufles en terre réfractaire C, C, de 1 mètre de long sur 0^m,40 de large et 0^m,45 de haut (fig. 535); ces demi-cylindres

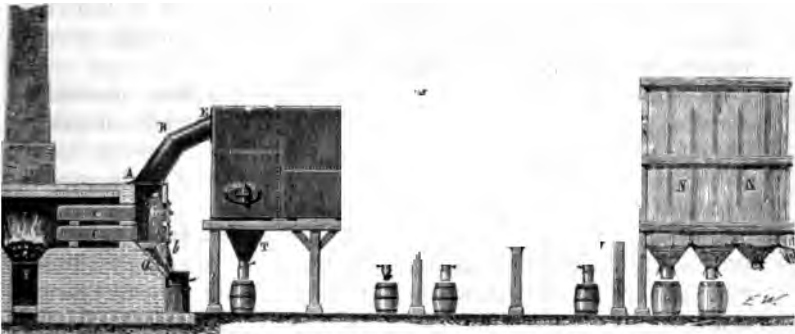


Fig. 535. — Fabrication du blanc de zinc.

très-aplatis terminés par un rebord saillant vers leur ouverture, pour que le métal fondu ne puisse en sortir, sont placés sur deux rangs adossés. Devant l'ouverture de chaque paire de cornues C, C est adaptée une petite chambre G, désignée sous le nom de *guérite*. Celle-ci communique par la partie supérieure ABE, à l'aide d'un tube de fonte, avec un système de chambres M, dites *de condensation*, dans lesquelles il se fait un fort appel d'air. A la partie inférieure de la guérite se trouve un plancher métallique mobile a.

Pendant l'oxydation du zinc le plancher est levé, et l'air nécessaire à la combustion de la vapeur métallique pénètre dans la guérite par cette ouverture. Sur le devant de la guérite est une porte *b* par laquelle on entre pour charger les cornues ou pour enlever le résidu qu'y a laissé le zinc.

Lorsque les cornues sont chargées et que leur température est portée au blanc, les vapeurs métalliques qu'elles dégagent sont brûlées à leur arrivée dans la guérite par l'air qu'y amène l'appel des chambres de récolte. Pendant l'oxydation des vapeurs de zinc, il se dépose à l'orifice des cornues un mélange de zinc et d'oxyde sous forme de crasses. Ces crasses finiraient par obstruer complètement et en peu de temps cet orifice, si on ne les enlevait pas. Un système de grattoir est établi à cet effet.

L'oxyde de zinc, entraîné par le courant d'air, se dépose dans d'immenses chambres N, N, qui communiquent entre elles à l'aide de cloisons que l'on ferme à volonté. Pour diminuer le nombre des chambres nécessaires à la précipitation de l'oxyde, qui est très-léger, et pour multiplier les surfaces, on y place habituellement des châssis garnis de toile de coton pelucheux qu'on secoue de temps à autre. Ces toiles facilitent le dépôt des particules qui les traversent. La partie inférieure des chambres est terminée en *trémies*, T, T, T, T; un baril placé au-dessous de celles-ci et relié à l'aide d'une toile serrée reçoit l'oxyde condensé dans chaque chambre.

Au moyen de ces dispositions, l'air chargé des fines particules d'oxyde, parcourt, à partir des guérites jusqu'à la grande cheminée d'appel, un trajet qui n'a pas moins de 1200 mètres; quand il sort de l'appareil, il est presque froid et n'entraîne plus d'oxyde en suspension.

Avec un appareil à deux fours accolés, disposé ainsi qu'il vient d'être dit, on peut produire chaque jour jusqu'à 6000 kilogr. d'oxyde de zinc. Mais ce produit n'a pas le même aspect dans toutes les chambres. Celui qui s'est déposé dans la première, en communication immédiate avec les guérites par le tube de fonte, renferme du zinc métallique ainsi qu'une partie des métaux étrangers contenus dans le zinc employé, tels que fer, cadmium, arsenic, etc. L'oxyde qu'on récolte dans les chambres suivantes est à peu près pur, mais son état d'agrégation diffère. A mesure qu'on s'éloigne de la première, il devient plus léger, plus floconneux, impalpable. Sous cet état, il porte le nom de *blanc de neige* et vaut 90 francs les 100 kilogr., tandis qu'on appelle *blanc de zinc* n° 1 et n° 2 (70 et 60 francs les 100 kilogr.) l'oxyde qui est déjà pulvérulent et dont la densité est plus forte que celle du blanc de neige. L'oxyde mélangé de zinc métallique très-divisé, après avoir été broyé sous des meules avec de l'eau, puis séché, est vendu sous le nom de *gris de zinc* (40 francs les 100 kilogr.) pour remplacer le minium. Quant aux résidus provenant des lavages et qui ne peuvent



être employés comme couleur, on les vend sous le nom de *cendres de zinc* pour la fabrication du chlorure ou du sulfate de zinc.

M. Sorel, dont je vous ai parlé précédemment à propos du fer galvanisé, fabrique le blanc de zinc par l'oxydation directe du métal fondu. Ce procédé paraît réaliser une notable économie sur le combustible. Il consiste à chauffer, dans des mouffes de grandes dimensions, du zinc jusqu'à la fusion et à l'enflammer à l'aide d'un courant d'air ; ce courant entraîne avec lui, dans des chambres de condensation en communication avec les mouffes, de l'oxyde de zinc floconneux consistant uniquement en *blanc de neige*. Une très-grande partie du produit reste à la surface du bain métallique, et ne tarderait pas à l'éteindre, si, au moyen d'un râteau de fer, on n'avait pas le soin de l'enlever constamment. L'oxyde qui se forme ainsi est éliminé des mouffes par un agitateur mécanique qui le fait tomber dans un réservoir placé à côté. Ce blanc, nommé improprement *blanc de trémie*, ne possède jamais la blancheur de l'oxyde entraîné par le courant gazeux. Mais M. Sorel est parvenu, à l'aide d'une opération mécanique, à séparer presque complètement la partie la plus blanche et la plus légère de celle qui est colorée en gris par du zinc métallique divisé.

Le principe de l'oxydation directe du zinc fondu a été appliqué d'une manière plus simple encore ; au lieu de placer le métal dans des mouffes, quelques industriels le brûlent directement sur une plaque en terre réfractaire, munie d'un rebord et placée sur la sole même d'un fourneau chauffé au rouge. Les produits de la combustion et l'excès d'air entraînent, dans des chambres de condensation, l'oxyde floconneux qui a pris naissance, tandis que de l'oxyde pulvérulent reste sur la plaque en terre. Ce procédé a fourni généralement jusqu'ici un oxyde dont la blancheur est plus ou moins altérée par les cendres entraînées. Néanmoins, en prenant des gaz combustibles dépouillés de matières fixes, on devra arriver à fabriquer ainsi de l'oxyde de zinc d'une grande blancheur.

Quels que soient les procédés employés pour fabriquer l'oxyde de zinc, il se forme toujours deux produits bien distincts par leur état d'agrégation : l'un floconneux, le *blanc de neige* ; l'autre pulvérulent, le *blanc de zinc*. Rarement l'un et l'autre présentent une teinte d'une blancheur parfaite. Souvent ils sont légèrement teintés de jaune. Le simple contact de l'eau ou de l'huile fait disparaître cette teinte. L'eau, d'ailleurs, dans ce cas, leur donne un aspect mat.

Procédés pour accélérer la dessiccation des peintures à l'huile. — Dans des applications que l'on fait des couleurs minérales à la peinture des bois, du plâtre, des pierres, des métaux, etc., on délaye ces matières avec une huile grasse siccativ, huile de pavot ou de lin, bouillie préalablement sur de la *litharge* ou protoxyde de plomb. Mais, comme le blanc de zinc, traité ainsi, donne une peinture qui sèche fort

lentement, et que d'ailleurs l'huile lithargyrée lui communique des propriétés insalubres ainsi que l'inconvénient de pousser au noir par les émanations sulfureuses, on le réduit en pâte avec de l'huile de lin ordinaire, et à cette pâte on ajoute 3 à 5 p. 100 d'huile de lin qui a été préalablement chauffée à 200° pendant 6 à 8 heures sur du peroxyde de manganèse en poudre grenue.

C'est M. Leclair qui a découvert la propriété du peroxyde de manganèse d'exalter la siccativité des huiles. Tous les sels de manganèse produisent les mêmes effets, d'après M. Sorel. M. E. Barruel a reconnu que 1 à 2 millièmes de borate de manganèse, ajoutés à la peinture, en déterminent très-rapidement la dessiccation, sans que pour cela elle se gerce ni faïence, comme on dit en termes techniques. Le *siccatif zumatique* de M. Barruel n'est autre chose qu'un mélange de blanc de zinc et de borate de manganèse en quantité telle qu'un paquet de 500 gram. de cette poudre suffit pour sécher la peinture faite à l'aide de 40 à 50 kilogr. de blanc de zinc, ou de toute autre couleur peu siccative par elle-même.

Un autre siccatif non moins actif est celui que vend la Société de la Vieille-Montagne. Il se compose de :

Sulfate de manganèse sec.....	6,66
Acétate de manganèse sec.....	6,66
Sulfate de zinc sec.....	6,68
Blanc de zinc ordinaire.....	980,00
	<hr/>
	1000,00

2 à 3 p. 100 de ce mélange ajoutés au blanc de zinc suffisent pour rendre la peinture éminemment siccative.

La pâte prête à être employée s'obtient en broyant intimement 100 parties de blanc de zinc avec 76 parties d'huile de lin ordinaire, 4,8 de siccatif et 8 parties d'essence de térébenthine. Cette pâte produit une peinture brillante ou mate dont les tons sont aussi beaux et aussi frais que ceux produits par la peinture faite avec la plus belle céruse; mais elle couvre moins, c'est-à-dire, que, pour obtenir une teinte égale, il faut donner à la surface que l'on veut recouvrir trois couches de peinture au zinc, tandis que deux de peinture au plomb suffisent.

L'expérience a démontré que pour l'intérieur des bâtiments et pour la peinture artistique, la peinture au blanc de zinc peut remplacer en tous points la peinture à la céruse; mais que pour l'extérieur des bâtiments, exposés au soleil et à l'humidité, elle résiste moins aux causes destructives de la peinture en général; elle a moins de durée et ne peut donc pas être substituée économiquement au blanc de plomb.

Une autre application intéressante qu'a reçue le blanc de zinc, c'est la glaçure des cartes de visite et des différents cartons servant à faire les

boîtes; elle est organisée sur une grande échelle dans les ateliers de M. Latry, à Grenelle près Paris.

Blanc métallique. — Depuis que les applications des piles électriques se sont multipliées, on produit chaque jour une grande quantité de sulfate de zinc, puisque l'un des éléments de ces piles est le zinc métallique, et qu'il plonge dans de l'acide sulfurique étendu d'eau: M. de Douhet a donné une application avantageuse au résidu du travail de ces piles, c'est-à-dire au sulfate de zinc. Il précipite sa dissolution par le sulfure de baryum, ce qui donne du sulfure de zinc et du sulfate de baryte, insolubles et blancs l'un et l'autre. Il utilise ce mélange comme couleur pour la peinture à l'huile. Depuis 1853, on a fabriqué par ses soins et livré au commerce des quantités considérables de ce produit, sous le nom de *Blanc métallique*.

Nouvelle peinture à base de zinc. — Chlorure de zinc. — Une nouvelle peinture à base de zinc, sans l'emploi de l'huile, de l'essence de térébenthine et des autres liquides ou excipients usités dans les peintures ordinaires, a été indiquée par M. Sorel, dès 1855, et mise en pratique sur une vaste échelle au port militaire de Brest pour recouvrir les bois, les métaux et la toile. On délaie le blanc de zinc, au moment d'en faire usage, dans une solution de chlorure de zinc à 58°, additionnée d'un peu de carbonate de soude. On applique ce mélange sur les surfaces à recouvrir, et en moins de quelques heures il est déjà adhérent et dur.

Cette peinture est mate, d'un beau blanc; elle couvre autant que la peinture à l'huile, acquiert une très-grande solidité avec le temps, peut être lavée et brossée sans aucun inconvénient, car elle est très-difficile à enlever; elle est sans odeur, et enfin d'un emploi très-économique. Elle ne paraît pas destinée à remplacer la peinture à l'huile dans toutes les circonstances; mais elle peut lui être substituée, avec avantage, dans un grand nombre de cas. Ce qu'elle offre surtout de précieux, c'est qu'on peut donner une couche toutes les deux heures en hiver et une couche par heure en été, de manière à peindre un appartement et à l'habiter le jour même, sans que l'on sente la peinture.

On se procure à très-bas prix le chlorure de zinc en dissolvant les rognures, les crasses et les résidus des creusets où l'on a fondu le zinc qui doit servir à la galvanisation du fer. Lorsque l'acide est neutralisé, on concentre la liqueur par l'ébullition jusqu'à 58° de l'aréomètre.

Si l'on n'ajoutait pas un peu de carbonate de soude au chlorure de zinc dans lequel on délaie le blanc de zinc, le mélange durcirait tellement vite qu'on ne pourrait plus l'étendre au pinceau.

Stuc à base de zinc. — M. Sorel a tiré un parti très-avantageux de cette propriété qu'a le chlorure de zinc de durcir immédiatement les substances pulvérulentes auxquelles on le mêle, pour composer,

avec la fécule de pommes de terre et le blanc de zinc ou le sulfate de baryte, une espèce de stuc qu'on peut faire servir au moulage d'un grand nombre d'objets d'art et d'ornement, et qui peut remplacer, dans plusieurs cas, le plâtre, le marbre, l'ivoire, la corne, les os ou le bois. Ce stuc ou ciment devient très-dur; on le met à l'abri de l'humidité en le recouvrant d'une ou deux couches de bon vernis.

Vert de Binnmann. — Enfin, pour terminer l'exposé des nombreuses applications du zinc à la peinture, je vous dirai qu'en délayant dans de l'azotate de cobalt de l'oxyde de zinc de manière à en former une masse pâteuse, desséchant cette pâte au bain de sable et la calcinant dans un creuset jusqu'au rouge sombre, on obtient une belle couleur verte, très-estimée pour la peinture à l'huile. On l'appelle dans les ateliers, *Vert de cobalt* ou *Vert de Rinmann*, du nom de son inventeur.

C'est un mélange, si ce n'est une combinaison, d'oxydes de zinc et de cobalt. Sa nuance est d'autant plus foncée qu'il y a moins du premier. Ainsi 2 parties d'oxyde de zinc et 1 partie d'azotate de cobalt donnent un vert foncé; 3 ou 4 parties d'oxyde de zinc pour 1 partie de sel de cobalt fournissent le vert clair.

Le *Vert de zinc* de MM. Leclaire et Barruel est identique, si ce n'est qu'ils le préparent avec du sulfate de cobalt. Ils mettent en pâte avec de l'eau 5 parties d'oxyde de zinc et 1 partie de sulfate de cobalt pur et sec; ils font sécher à l'étuve et calcinent au rouge sombre pendant 3 heures dans un fourneau à réverbère; le produit de la calcination est projeté dans l'eau, puis lavé par décantation et séché à l'étuve. C'est une couleur très-belle et très-solide; malheureusement son prix est trop élevé.

VINGT-NEUVIÈME LEÇON.

MÉTAUX DE LA TROISIÈME SECTION.

SOMMAIRE. — Du FER. — De son abondance dans la nature. — De l'exploitation des minerais de fer. — Fabrication de la fonte et du fer doux. — De la tôle et du fer-blanc. — Du moiré métallique. — De l'acier. — Composition des fontes, des aciers et du fer ductile. — Préparation du fer pur. — Fer pyrophorique.

Les métaux de la troisième section, Messieurs, dont je vous parlerai en particulier, sont le fer et le chrome. Ils sont infiniment intéressants à étudier, en raison des nombreuses applications de la plupart de leurs composés, et des services qu'ils rendent eux-mêmes dans leur état de liberté.

est mélangé de sable, d'argile, de calcaire. Quand il est pur, il contient 59,15 p. 100 de fer métallique. C'est le minerai le plus abondant de la famille, qu'on trouve à peu près dans tous les terrains, en amas puissants, surtout dans les masses de calcaire compacte et oolitique du terrain jurassique (AA, fig. 537), et plus fréquemment encore dans les terrains tertiaires et d'alluvion. Il est connu sous les noms de *limonite* ou *fer limoneux*, *fer oolitique* ou *mine de fer en grains*, *hématite brune*, *fer hydraté* ou *hydroxydé*. C'est



Fig. 537. — Amas de minerai de fer en grains dans le terrain jurassique.

lui qui alimente la plupart des nombreuses usines de la France, dans la Normandie, le Berry, la Bourgogne, la Lorraine, la Franche-Comté.

Quand il est en boules creuses au centre et contenant un noyau mobile, il prend le nom de *pierres d'aigle* ou d'*œtites*, que les anciens portaient comme amulettes, parce qu'ils leur attribuaient la vertu d'écarter les voleurs et de favoriser l'accouchement. Il est vrai qu'il fallait que ces boules eussent été trouvées dans le nid d'un aigle !

2° Un troisième oxyde de fer naturel est celui que les minéralogistes désignent sous les noms de *fer oxydulé*, *oxyde de fer magnétique*. C'est un oxyde salin formé par la combinaison de 31 p. 100 de protoxyde et de 69 p. 100 de peroxyde; on le représente par la formule $\text{FeO}, \text{Fe}^2\text{O}^3$, et par abréviation par Fe^2O^4 .

Il est en cristaux octaédriques (fig. 538), noirs, doués de l'éclat métallique, et donnant une poudre noire, ou en masses compactes, d'un gris d'acier, sans éclat métallique, mais dans tous les cas pourvu de propriétés magnétiques très-prononcées. C'est lui qui constitue la *Pierre d'aimant* ou l'*aimant naturel*, que les Italiens appellent *calamite* (1).

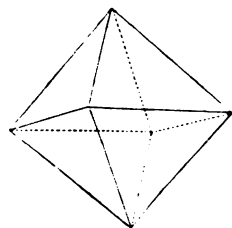


Fig. 538. — Fer oxydulé ou magnétique.

Il appartient exclusivement aux terrains granitiques, dans lesquels il forme des bancs puissants, des montagnes entières qu'on exploite avec grand avantage en Suède, en Norvège, en Piémont, en Hongrie, dans les monts Ourals, dans les monts Altaï, aux États-Unis, etc. C'est le

(1) Le nom de *magnes* donné par les anciens à l'aimant, et d'où l'on a tiré l'expression française *magnétique* qu'on ajoute comme qualification après certains mots (exemple : *fluide magnétique*), serait tiré, au dire de Nicandre, du nom d'un père crétois appelé Magnès, qui aurait fait la découverte d'une pierre d'aimant en menant paître ses bœufs sur le mont Ida; les clous de sa chaussure et l'extrémité ferrée de sa houlette s'attachèrent à un aimant. (Pline, liv. XXXVI, ch. xxv.)

minéral de fer le plus riche et qui fournit le fer le plus pur ; il en renferme 71,8 p. 100.

3° Le carbonate de fer, FeO, CO^2 , connu des minéralogistes et des mineurs sous les noms de *sidérose*, *fer spathique*, *mine d'acier*, quand il est en cristaux rhomboédriques d'un blanc jaunâtre, identiques à ceux du *spath d'Islande* (fig. 539), se montre en couches assez considérables dans les terrains anciens de la Saxe, de la Bohême, du Tyrol, de la Styrie, dans les Pyrénées, le Dauphiné, l'Ille-et-Vilaine, etc.

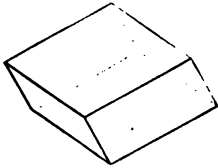


Fig. 539. — Fer spathique en cristaux rhomboédriques.

On le trouve aussi en masses compactes et terreuses, d'un gris noirâtre, dans le terrain houiller : aussi l'appelle-t-on dans ce cas *fer des houillères*, *fer carbonaté lithoïde*. Il est moins pur que le *fer spathique*, mais il offre l'inappréciable avantage d'être auprès du combustible qui convient le mieux à son traitement. La plupart des bassins houillers de l'Angleterre sont favorisés sous ce rapport ; en France, il n'y a que ceux de Saint-Étienne, d'Anzin et de l'Aveyron qui présentent cette réunion des deux substances minérales.

Extraction. — L'extraction du fer est une des opérations les plus laborieuses de la métallurgie. Le plus habituellement on amène d'abord le minéral à l'état de *fonte* ou de *fer cru*, c'est-à-dire de fer plus ou moins chargé de charbon, et on convertit ensuite cette *fonte* en *fer doux* ou *fer ductile*.

Pour réduire les oxydes ou le carbonate, on tire parti de la propriété qu'a le charbon d'enlever l'oxygène aux métaux à une haute température ; on se sert pour cela de charbon de bois ou de coke.

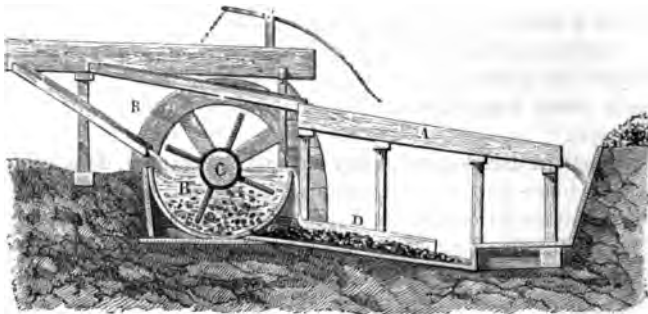


Fig 540. — Patouillet pour le débouillage du minéral de fer en grains.

Mais, avant d'en arriver là, on soumet les minerais à plusieurs opérations préliminaires dont je dois vous dire quelques mots.

1° *Opérations préliminaires.* — Les minerais constitués par l'oxyde de

fer hydraté, ou les *mines terreuses*, comme disent les ouvriers, toujours mélangés de sable, d'argile et de calcaire, ont besoin d'être débarrassés de ces matières étrangères pour rendre leur traitement plus facile. On les soumet donc à un *débouillage* énergique dans un *patouillet* (fig. 540).

Les autres minerais de fer, ordinairement en morceaux plus ou moins volumineux, que les ouvriers désignent sous le nom commun de *mines en roche*, sont d'abord *triés* à la main pour les séparer de la gangue et des morceaux trop pauvres, puis concassés entre des cylindres de fonte



Fig. 541. — Cylindres concasseurs pour les minerais en roche.

durs et cannelés (fig. 541), et enfin réduits en poudre grossière au moyen

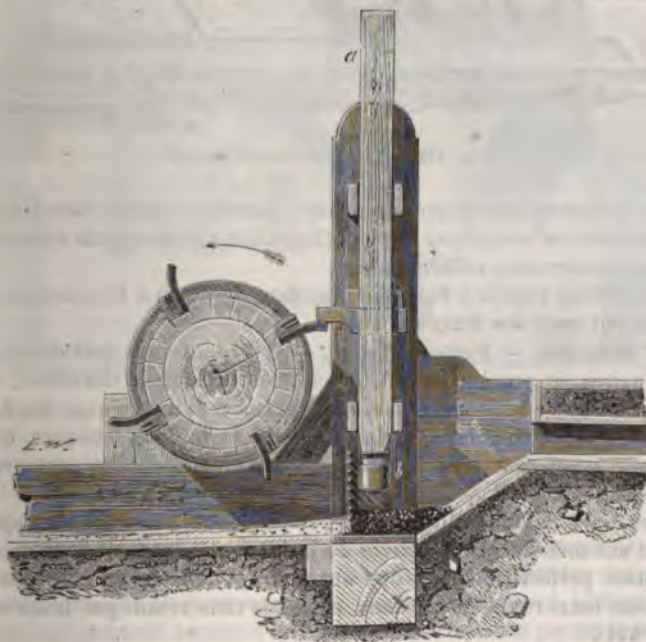


Fig. 542. — Bocard pour la pulvérisation des minerais de fer en roche.

de bocards (fig. 542). Cette poudre est ensuite débarrassée de la majeure

partie des substances terreuses par des lavages sur des tables ou dans des auges (fig. 543).

Les mines en roche sont le plus souvent grillées, afin d'en chasser

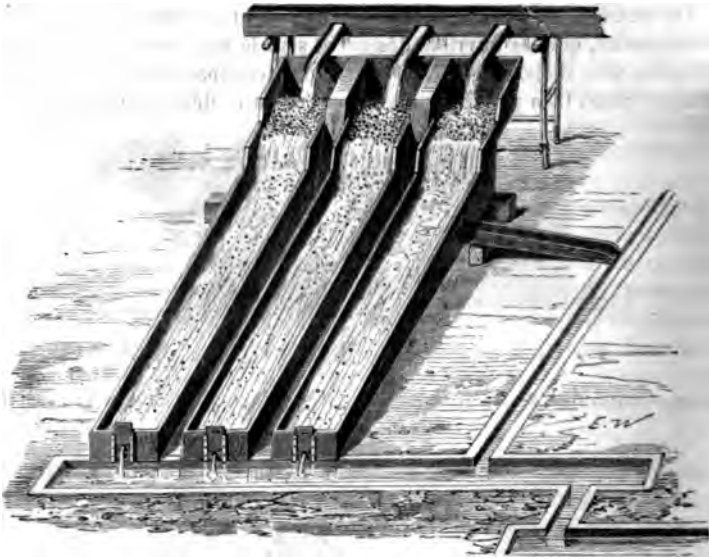


Fig. 543. — Lavage du minerai bocardé.

l'eau et l'acide carbonique, en même temps que pour en diminuer la cohésion et les rendre par là plus attaquables par les agents chimiques dans les opérations subséquentes.

Le grillage s'opère à l'air libre ou dans des fours à feu continu ressemblant assez aux fours à chaux.

2° *Réduction.* — *Hauts-fourneaux.* — Après toutes ces opérations préliminaires, on procède à la réduction du minerai en le chauffant, avec du charbon de bois ou du coke, quelquefois avec un mélange des deux, ou même avec de la houille, dans des espèces de fours coniques, qu'on appelle *Hauts-fourneaux* à cause de leur grande hauteur comparée à leur largeur.

Ces fours, de dimensions considérables, dont la première idée appartient aux métallurgistes styriens du huitième siècle, mais dont la construction perfectionnée est due aux ouvriers anglais du seizième siècle, ces fours représentent deux troncs de cône réunis par leurs bases (fig. 544).

Le supérieur BC, ou la *cave*, est en briques réfractaires; l'inférieur DE, dit *les étalages*, est formé avec des pierres siliceuses infusibles. L'espace cylindrique CD, qui sépare ces deux troncs de cône, porte le



nom de *ventre*. Au-dessus des étagères se trouve une sorte de cylindre EF, en pierres réfractaires, appelé l'*ouvrage*, enfin, tout à fait au bas de cette immense cavité, on voit un bassin C, nommé *creuset*, qui sert à recevoir le métal fondu.

Sur trois des côtés du creuset, et un peu au-dessus, trois ouvertures

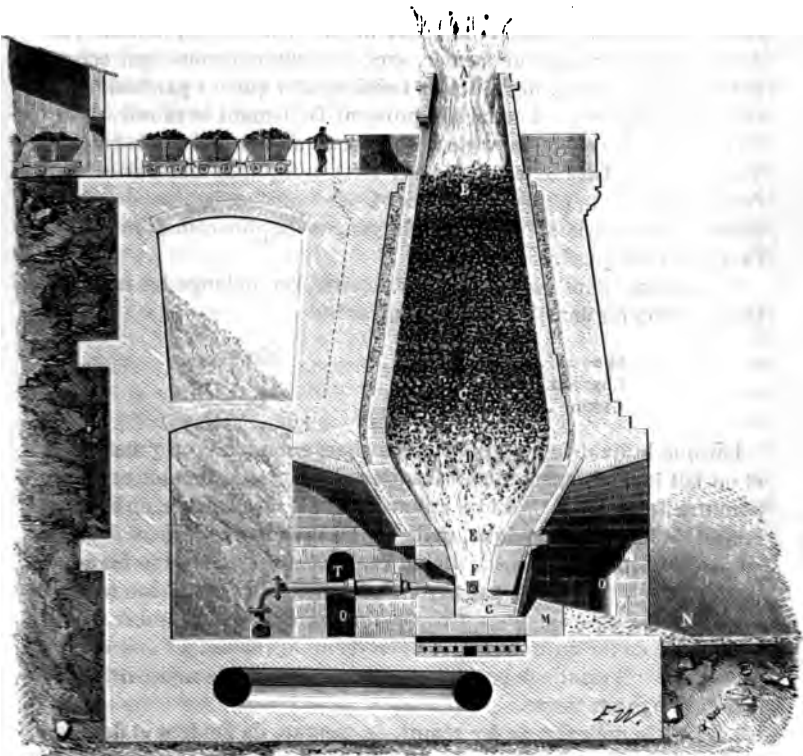


Fig. 544. — Haut-fourneau à fonte de fer.

reçoivent les tuyères T d'une machine soufflante dont la puissance est telle, qu'elle peut injecter quelquefois jusqu'à 100 mètres cubes d'air par minute.

Le haut du fourneau B est désigné sous le nom de *gueulard*; il est surmonté d'une cheminée A, dans laquelle sont pratiquées des portes pour permettre le chargement. Le plus habituellement, le haut-fourneau est construit auprès d'un escarpement consolidé par de la maçonnerie, et du sommet ou du flanc de celui-ci part une terrasse qui arrive à la hauteur du gueulard. Les charges de combustible et de minerai sont amenées par des wagons roulant sur un chemin de fer qui règne

sur la terrasse et la plate-forme du gueulard. On monte à la terrasse par un plan incliné.

Le haut-fourneau, chauffé au coke, a 20 mètres environ d'élévation ; il n'a guère que 10 mètres lorsqu'il est alimenté par le charbon de bois, ce qui devient de plus en plus rare.

C'est par le gueulard qu'on projette alternativement le minerai et le charbon ; mais on y associe toujours un troisième corps, nommé *fondant*, ayant pour objet de former, avec la gangue terreuse qui accompagne l'oxyde de fer, des silicates fusibles, afin que les particules métalliques réduites par le charbon puissent facilement se réunir.

La nature de ce fondant varie nécessairement avec celle de la gangue. Tantôt c'est de l'argile (*erbue* des ouvriers), lorsque le minerai est trop calcaire ; mais, le plus ordinairement, c'est du carbonate de chaux (*castine* des ouvriers), parce que la gangue la plus commune est de l'argile ou du quartz.

En général, dans les fonderies françaises, on mélange les trois matières premières dans les rapports suivants :

Minerai.....	300 kilogr.
Charbon.....	110 —
Castine.....	80 —

Lorsque le haut-fourneau a reçu sa charge complète, on y met le feu, et on fait jouer la machine soufflante, qui détermine bientôt une température très élevée. Voici ce qui arrive alors : le charbon, en brûlant, fournit de l'acide carbonique, mais la plus grande partie de ce dernier, en passant dans les *étalages*, sur du charbon porté au rouge blanc, se trouve ramené à l'état de gaz oxyde de carbone. Celui-ci, à son tour, en s'élevant dans la *cuve*, où la température est au rouge sombre, réagit sur l'oxyde de fer du minerai, le désoxygène et repasse à l'état d'acide carbonique : il résulte donc de là du fer métallique très-divisé interposé dans la gangue terreuse.

Lorsque le mélange de fer réduit, de gangue, de fondant et de charbon est descendu peu à peu dans les *étalages*, où la température est si élevée, la *castine*, qui a perdu son acide carbonique dans les régions supérieures et qui ne consiste plus alors qu'en chaux vive, attaque l'argile et les parties siliceuses de la gangue ; elle forme, avec elles et avec les cendres du combustible brûlé, des silicates multiples à bases d'alumine, de chaux, de magnésie, de protoxyde de fer et de manganèse. Les nouveaux composés se fluidifient à mesure qu'ils arrivent dans l'*ouvrage*, et tombent dans le *creuset* à l'état liquide : c'est alors ce que les ouvriers nomment du *laitier*. Pendant ce temps, le fer métallique s'unit à une certaine quantité de carbone, passe de la sorte à l'état de *Fonte*, dont le nom indique assez la plus grande fusibilité, et vient tomber à son tour dans le creuset. Les deux liquides se superposent suivant leurs densités respectives : la fonte en bas, le laitier au-dessus.



Dès que la surface du bain de laitier dépasse le niveau de la paroi du creuset, qui porte le nom de *dame M*, le liquide vitreux s'écoule au dehors sur un plan incliné *MN*, et, en se refroidissant, il forme des plaques vitreuses et colorées qu'on entraîne avec des crochets. Le volume de ce laitier est cinq à six fois plus considérable que celui de la fonte. On s'arrange de manière que celle-ci soit toujours recouverte de laitier, autrement l'air lancé par la tuyère pourrait l'oxyder.

Ce n'est qu'au bout de 12 à 24 heures, suivant les dimensions du haut-fourneau, que le creuset est rempli de fonte et qu'on peut procéder à la coulée. Pour cela, on enlève un tampon d'argile, qui jusqu'alors bouchait le *trou de coulée*, placé au bas et sur l'un des côtés de la dame ; un ruisseau de métal, rouge de feu, s'élançait et se répand dans les sillons triangulaires qu'on a creusés dans le sable qui recouvre le sol de la fonderie. On obtient ainsi des cylindres métalliques, à section demi-circulaire, qui sont connus dans les ateliers et le commerce sous les noms de *gueuses* ou de *gueusets*, suivant leur longueur.

Lorsqu'on emploie la fonte immédiatement au sortir du haut-fourneau pour mouler de grands objets qui n'exigent ni un grand fini, ni la flexibilité et la résistance du fer, tels que tuyaux pour la conduite des eaux et du gaz, colonnes, bornes, parapets, bâtis de machines, etc., on conduit le métal fondu dans de grands moules en sable enterrés dans le fossé qui est toujours vis-à-vis du *trou de coulée*. Lorsque les objets sont de petites dimensions, tels que marmites, plaques, grilles, boulets, biscuiens, etc., on se sert encore de moules en sable, dont toutes les parties sont maintenues par des châssis en fer, et on les remplit avec de la fonte en fusion qu'on transporte dans des poches en tôle, revêtues intérieurement d'argile (fig. 545).



Fig. 545. — Poche servant au coulage de la fonte dans les moules.

Depuis 1828, on a introduit dans les usines à fer une modification re-

marquable, qui consiste à injecter sur le minerai introduit dans les hauts-fourneaux, non de l'air froid, mais de l'air échauffé à 2 ou 300 degrés au moyen de la flamme perdue du *gueular-t*. L'idée de cette substitution de l'air chaud à l'air froid appartient à M. Nielson de Glasgow qui, de concert avec MM. Mackintosh et Wilson, établit ce nouveau procédé dans les fonderies de la Clyde, en Écosse. On obtient ainsi plus de produit avec beaucoup moins de combustible, et les hauts-fourneaux fonctionnent plus régulièrement. L'économie du combustible varie de 16 à 30 p. 100, et le rendement en métal est augmenté de 2 à 10 p. 100. Mais ce procédé a le grave inconvénient de dénaturer le fer, et de rendre la fonte plus aigre, plus cassante, moins tenace, plus difficile à travailler et à affiner que la fonte produite avec l'air

froid. Aussi beaucoup d'usines sont-elles revenues à l'ancien procédé.

Ebelmen (1), qui a étudié avec tant de soin les phénomènes chimiques qui se passent dans l'intérieur des hauts-fourneaux, nous a fait connaître, en 1839 et 1841, la nature des gaz produits dans les diverses régions de ces appareils. Le tableau suivant montre combien ils diffèrent et permet d'entrevoir la succession des effets d'oxydation et de désoxydation qui ont lieu dans toute la hauteur de l'immense cavité où la température est si variable.

COMPOSITION DES GAZ EXTRAITS D'UN FOURNEAU AU COKE.

	VOISINAGE de LA TUYÈRE.	A 0 ^m ,67 au-dessus de LA TUYÈRE	AU GRAND VESTRE.	A LA MOITIÉ de LA CUVE.	AU GUELLARD.
Acide carbonique..	8,11	0,16	0,17	0,68	7,15
Oxyde de carbone.	16,53	36,15	34,01	35,12	28,37
Hydrogène.	0,26	0,99	1,35	1,48	2,01
Azote.	75,10	62,70	61,47	62,72	62,47
	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00

La présence de l'hydrogène s'explique en sachant que l'air lancé par les tuyères est toujours très-humide, et que la vapeur d'eau est décomposée par le charbon incandescent.

(1) Ce jeune chimiste, né à Baume-les-Dames en 1814, a été enlevé subitement, en 1852, à la science qu'il cultivait avec ardeur et qu'il avait déjà enrichie d'importants travaux. Brillant élève de l'École polytechnique et de l'École des mines, il était devenu en peu d'années professeur de docimasia à cette dernière école, directeur de la manufacture de Sèvres et ingénieur en chef des Mines. Sous sa direction, la manufacture de porcelaine de Sèvres fit des progrès remarquables au point de vue de l'industrie et de l'art; le moulage fut perfectionné, et la houille substituée au bois dans la cuisson des pâtes. C'est également à Sèvres qu'il parvint à produire des pierres précieuses, *corindon*, *spinelle*, *péridot*, *émeraude*, etc., en cristaux parfaits et tout aussi belles que les espèces naturelles. L'étude de l'éther silicique lui fit découvrir les moyens de créer deux autres minéraux, l'*hyalite* et l'*hydrophane*. En portant son attention sur les actions mutuelles de l'air, des eaux et des roches superficielles, Ebelmen reconnut l'influence qu'elles exercent sur la constitution chimique de l'air, qui change sans cesse et détermine les altérations que la surface du globe subit constamment. Mais ce qui a surtout rendu son nom célèbre, ce sont ses recherches si neuves sur la composition des gaz des hauts-fourneaux, sur la théorie de la carbonisation et sur la réduction des minerais de fer. M. Dumas a dit avec raison que l'une des plus difficiles questions de la métallurgie, le travail des hauts-fourneaux n'a plus de mystères, grâce aux analyses si délicates et si patientes d'Ebelmen. Les mémoires de ce regrettable savant ont été réunis par M. Salvétat sous le titre de : *Recueil des travaux scientifiques de M. Ebelmen*. Paris, 1855, 2 vol. in-6°.



Les gaz qui sortent du gueulard sont donc très-combustibles ; aussi, quand on les allume à leur sortie, ils brûlent dans la cheminée avec une longue flamme transparente, qui persiste indéfiniment. Mais ils brûlent là, en pure perte, en dégageant deux fois autant de chaleur que celle qui a été utilisée dans le haut-fourneau lui-même.

Dès 1814, Berthier a signalé toute l'importance qu'il y aurait à tirer parti de cette énorme chaleur perdue. Dans nombre d'établissements, on l'applique maintenant au chauffage de l'air ou des chaudières à vapeur, à la torrification du bois qui sert en place de charbon à la réduction du minerai de fer, à la cuisson de la chaux ou des briques, à la seconde fusion de la fonte, au soudage du fer, etc.

Dans les grands appareils dont je viens de parler, la production de la fonte est continue, car une fois qu'un haut-fourneau est allumé, on n'arrête sa marche que pour y faire des réparations, ce qui n'arrive souvent qu'au bout de 12 à 15 mois ; les charges se succèdent sans interruption, et chaque jour on en extrait de 8 à 12 tonnes de fonte, parfois même jusqu'à 18 tonnes.

Des fontes. — La fonte joue dans l'industrie un rôle considérable, tout à fait différent de celui du fer ; mais elle varie dans ses propriétés, autant d'après la nature du minerai que par la température à laquelle la réduction a eu lieu. Toutes les nombreuses variétés de fontes du commerce peuvent se réduire à deux principales : la *Fonte blanche* et la *Fonte grise*.

La première est très-dure, lamelleuse, cassante, et se laisse difficilement travailler. Elle possède un éclat métallique, et parfois une nuance blanc d'argent. Sa densité varie entre 7,44 et 7,84. Elle fond entre 1050 et 1100° ; mais elle reste toujours à l'état de fusion pâteuse. Elle est spécialement réservée pour la préparation du fer et de l'acier.

La *fonte grise* est douce, grenue, moins cassante, et peut être tournée et forée. Elle est d'un gris foncé et quelquefois d'un gris clair. Sa densité varie entre 6,79 et 7,05. Elle n'entre en fusion qu'à 1200°, mais elle devient très-fluide ; c'est ce qui la rend si propre au moulage. C'est elle qu'on emploie presque exclusivement à la confection des objets moulés qui exigent du fini, après lui avoir fait subir une nouvelle fusion.

C'est avec elle qu'on construit ces nombreux instruments, ces machines à vapeur, auxiliaires si puissants du génie de l'homme ; qu'on élève ces bornes, ces parapets, ces piliers, ces grilles qui ornent nos villes et nos demeures ; qu'on établit ces conduits qui, semblables aux mille petits vaisseaux faisant circuler le sang dans toutes les parties du corps, sillonnent en tous sens le dessous du pavé de nos cités, et vont distribuer partout l'eau si nécessaire à la vie, et le gaz lumineux qui embellit nos places publiques et nos magasins.

La fusion de la fonte s'effectue, pour les objets très-petits, tels, par exemple, que les *bijoux en fer de Berlin*, dans de grands creusets de

terre chauffés à la forge ou dans un fourneau à vent ; et pour les gros objets, dans des fours à réverbère ou dans de petits fours à cuve nommés *cubilots* ou *fourneaux à la Wilkinson*.

Ces derniers sont représentés ici, en perspective et en coupe (fig. 546). Ils consistent en une cuve cylindrique AB, en briques réfractaires, de 1^m,50 à

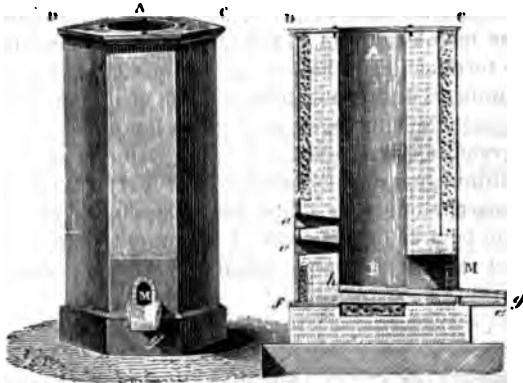


Fig. 546. — Cubilot ou fourneau à la Wilkinson.

4 mètres de hauteur, maintenue extérieurement par des plaques en fonte réunies par une couronne de même nature DC. Une couche de sable ou de graviers concassés remplit le vide qui existe entre les deux enveloppes. La partie inférieure de la cuve est un plan incliné *hg*, revêtu d'argile réfractaire. Sur l'un des côtés, et un peu au-dessus de la partie B, qui fait office de creuset, son pratiqués deux trous *o, o*, pour le passage des tuyères de la machine soufflante. En M est le trou de coulée fermé par un tampon d'argile.

On jette d'abord au fond de la cuve du charbon de bois allumé, on la remplit ensuite de coke et on fait jouer la machine soufflante ; lorsque la masse du combustible est incandescente, on introduit par le gueulard A la fonte en morceaux, et à mesure que les charges s'affaissent, on ajoute alternativement des gueusets et du coke. Le métal fondu se rassemble dans le creuset B, et quand il y en a une suffisante quantité, on procède au moulage en débouchant le trou de coulée M.

Dans les fonderies de canons, on opère dans des fours à réverbère qui permettent de fondre en une seule opération plusieurs milliers de kilogr. de fonte. Celle-ci est, dans ce cas spécial, un mélange de fonte blanche et de fonte grise-

Depuis une vingtaine d'années, grâce aux efforts de l'industrie métallurgique, les fontes grises sont devenues aussi propres que le bronze à prendre les impressions ; l'Exposition universelle de 1855 en a surtout offert des preuves irrécusables. Les beaux-arts se sont donc emparés de cette matière, si peu coûteuse (en moyenne, 12 fr. les 100 kil.), pour la confection de statues, d'objets de décoration, de vases d'ornement, pour la reproduction d'œuvres de sculpture destinées à figurer en plein air. M. Calla père a été le créateur de ces nouvelles applications artistiques. Il est à regretter que la grande oxydabilité de cette matière, son défaut



de poli, et sa friabilité relative la placent dans un rang si inférieur par rapport au bronze.

Les fontes sont essentiellement composées de fer, de carbone et de silicium. On y rencontre accidentellement du manganèse, du phosphore et du soufre. La proportion de toutes les matières étrangères au fer varie de 5 à 6 p. 100, sur lesquels le carbone entre généralement pour 2 à 2 1/2. Les fontes blanches contiennent toujours moins de silicium et de phosphore, mais plus de manganèse que les fontes grises.

Ce qui surtout différencie les deux espèces de fonte dont il est question, c'est l'état sous lequel s'y trouve le carbone. — Dans la *fonte blanche*, il est réparti uniformément dans toute la masse, et semble plutôt combiné que mélangé au fer. Dans la *fonte grise*, au contraire, la majeure partie du carbone est irrégulièrement distribuée, sous forme de petites paillettes semblables à celles du graphite. Aussi, lorsqu'on dissout cette dernière sorte de fonte dans un acide, elle laisse toujours un résidu noir de graphite, tandis qu'avec la fonte blanche il n'y a aucun résidu charbonneux ; tout le carbone qu'elle contient passe entièrement à l'état d'un carbure d'hydrogène fétide qui se dégage en même temps que l'hydrogène provenant de la décomposition de l'eau par le fer.

J'ajouterai que la fonte grise que l'on fait fondre et qu'on refroidit brusquement en la coulant dans l'eau froide, prend tous les caractères de la fonte blanche, sans doute parce que le carbone également répandu dans la masse fluide n'a pas le temps de cristalliser et de s'isoler en paillettes ; de même que la fonte blanche, fondue et abandonnée à un refroidissement très-lent, se change en fonte grise, parce que les molécules charbonneuses peuvent se réunir sous la forme de graphite cristallisé.

L'industrie a su tirer un excellent parti de ces changements de constitution physique qu'on peut provoquer dans les fontes au moyen de la trempe et de la détrempe. On a souvent besoin d'avoir des objets à surfaces dures, sans être cassants pour cela : tels sont, par exemple, les cylindres qu'on destine au laminage des métaux. Dans ce cas, après avoir liquéfié les fontes grises les plus carburées, on les coule dans des moules épais en fer ou en fonte, qui sont très-bons conducteurs de la chaleur. Les portions de liquide qui touchent aux parois des moules, étant brusquement refroidies, passent à l'état de fonte blanche, presque aussi dure que l'acier, alors que les parties intérieures, restant fort longtemps liquides, donnent de la fonte grise graphiteuse, douce et malléable.

Conversion de la fonte en fer ductile. — L'*affinage* de la fonte, c'est-à-dire sa conversion en fer ductile et malléable, consiste à la chauffer fortement au contact de l'air, afin d'oxyder le carbone, le silicium et les autres matières étrangères.

A. *Affinage au bois.* — Cette opération se pratique dans un fourneau, ressemblant assez aux forges ordinaires (fig. 547), mais présentant

une cavité carrée *ab*, où l'on place la fonte avec du charbon de bois. La combustion est activée par le vent d'une machine soufflante. La fonte est placée sur le charbon, par conséquent au-dessus de la tuyère *t* : elle entre en fusion et tombe au fond du creuset, sous la forme de gouttes;

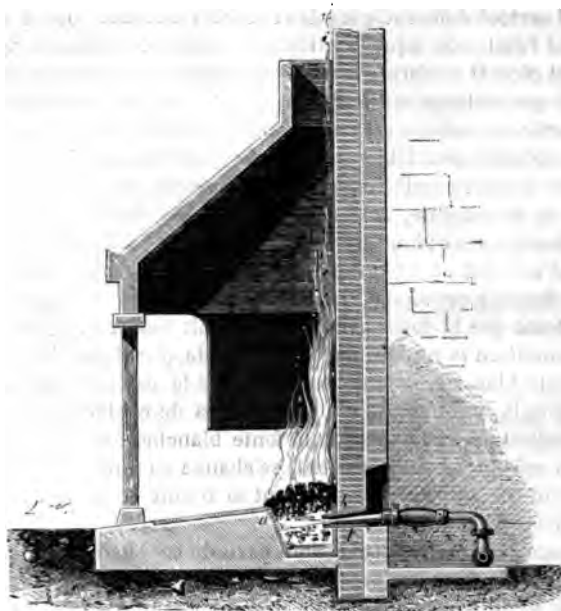


Fig. 547. — Affinage au petit foyer.

mais comme celles-ci passent sous le vent de la tuyère, elles s'oxydent à leur surface ; c'est ensuite l'oxygène de l'oxyde qui brûle le carbone de la fonte en passant à l'état d'oxyde de carbone. Le silicium, le phosphore, le manganèse sont oxydés en même temps, et il se forme des silicates multiples de fer, de manganèse, de chaux, mélangés de phosphates, qui fondent et restent interposés dans la masse métallique ; lorsque celle-ci est réunie au fond du creuset, elle est déjà en partie affinée.

A mesure que le fer se décarbure et se purifie, il devient moins fusible et s'isole en grumeaux au milieu du bain. L'ouvrier les soulève avec son ringard et les ramène au-dessus du combustible, en augmentant le feu et la rapidité du soufflet. La fonte, soumise ainsi à une nouvelle action oxydante plus énergique que la première, éprouve



une nouvelle décarburation et donne encore des scories fluides. Le fer nage alors au milieu de celles-ci en grumeaux spongieux, que l'ouvrier rassemble en une seule masse, appelée *loupe* ou *renard*, qu'il enlève avec une pince et qu'il traîne sur une plaque de fer dont est garni le sol de l'atelier. Au même instant, plusieurs ouvriers en font suinter de toutes parts les scories ou laitier, en la frappant avec de lourds marteaux, et lui donnent une forme à peu près sphérique. On la porte ensuite sous un énorme marteau, dit *marteau à soulèvement* (fig. 548), dont la tête pèse de 300 à 600 kil., afin de la comprimer plus fortement. C'est là ce qu'on appelle dans les ateliers *cingler la loupe*, opé-

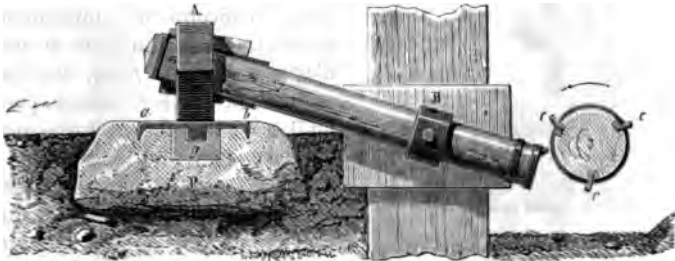


Fig. 548. — Martinet pour cingler la loupe.

ration fort importante pour en chasser les matières vitreuses, en bien souder toutes les parties et obtenir une masse homogène et bien unie.

Le fer est le seul métal qui puisse s'agglomérer ainsi, ou *se souder*, comme l'on dit, sans substance intermédiaire. D'après Hérodote, cette soudabilité du fer par lui-même aurait été découverte 430 ans avant Jésus-Christ par un habitant de l'île de Chio, nommé Glaucus. Mais les Indiens en avaient déjà connaissance bien antérieurement.

Quoi qu'il en soit, la *loupe* ne peut prendre, au premier cinglage, la forme de barre qu'elle doit avoir par la suite. On est obligé de la reporter dans le fourneau, et lorsqu'elle est convenablement chaude, on la replace sous le martinet pour la forger de nouveau. Ce n'est qu'au quatrième feu ou *chauffe* que la loupe est entièrement forgée en barres et qu'elle peut être livrée au commerce (1).

Souvent, au lieu de battre la loupe sous le martinet, on la fait passer, au sortir du fourneau, entre des cylindres cannelés qui la compriment fortement et lui donnent la forme de barres. Ordinairement, dans ce qu'on appelle un *train de laminoirs* (fig. 549), il y a une pre-

(1) Forger le fer, c'est le frapper lorsqu'il est rougi au feu ; *écrouir* le fer, c'est le frapper à froid, sur une enclume, avec un marteau. Ce sont donc deux opérations bien distinctes : la dernière donne au fer plus de nerf et de densité, la première lui fait prendre toutes les formes qu'on veut.

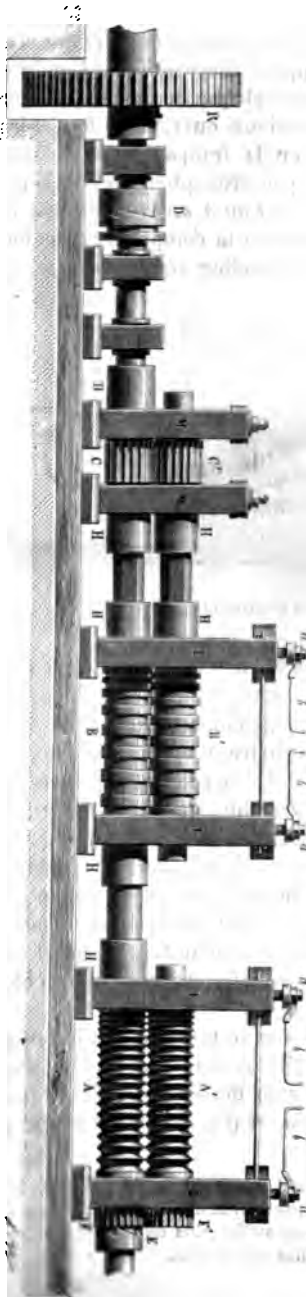


Fig. 349. — Train de laminoirs.

mière paire de cylindres à cannelures carrées A, A', de grandeurs insensiblement décroissantes, qui façonnent la loupe en barres à section carrée, puis une seconde paire de cylindres à cannelures rectangulaires B, B', entrant les unes dans les autres, qui transforment les barres carrées en barres plates.

Le procédé d'affinage dont il vient d'être question, encore suivi dans beaucoup d'établissements français, est connu sous le nom d'*affinage au petit foyer*. On l'appelle encore *procédé comtois*, parce qu'il a d'abord été exclusivement employé dans les usines de la Franche-Comté. Il donne généralement de 72 à 76 kil. de fer ductile par chaque quintal métrique de fonte.

B. *Affinage au coke ou à la houille.*

— Mais, depuis une trentaine d'années, un procédé plus économique s'est substitué presque partout au précédent : c'est l'affinage au coke ou à la houille, par la *méthode anglaise*, dont les premiers essais datent de 1784, mais qui n'a été rendu pratique par les métallurgistes Corté et Parnell que pendant les années 1785-1787, et qui n'a été introduit à Charenton, près Paris, qu'en 1822, par Hassenfratz.

Ce procédé comprend trois opérations distinctes : le *finage* ou *mazéage*, le *puddlage* et le *ballage* ou *réchauffage*.

Dans le *finage*, qui a surtout pour but d'enlever à la fonte presque tout son silicium, ainsi que le soufre et le phosphore, on se sert de fourneaux, dits *fineries*, qui diffé-

et peu des fours comtois d'affinage. On chauffe la fonte dans un creuset rectangulaire rempli de coke sur lequel six tuyères lancent une grande masse d'air. La fonte coule à travers le combustible, et se solidifie dans de larges rigoles placées au-dessous du creuset; elle est inchâtre, aigre et cassante. C'est alors ce qu'on appelle le *fine-métal*. Dans la deuxième opération, dite *puddlage*, qui doit décarburer la fonte et achever son affinage, on ne met plus le métal en contact direct avec le combustible. On fait usage d'un véritable four à réverbère sur la grille duquel on brûle de la houille, tandis que le *fine-métal* est placé sur la sole légèrement inclinée, après avoir été mélangé

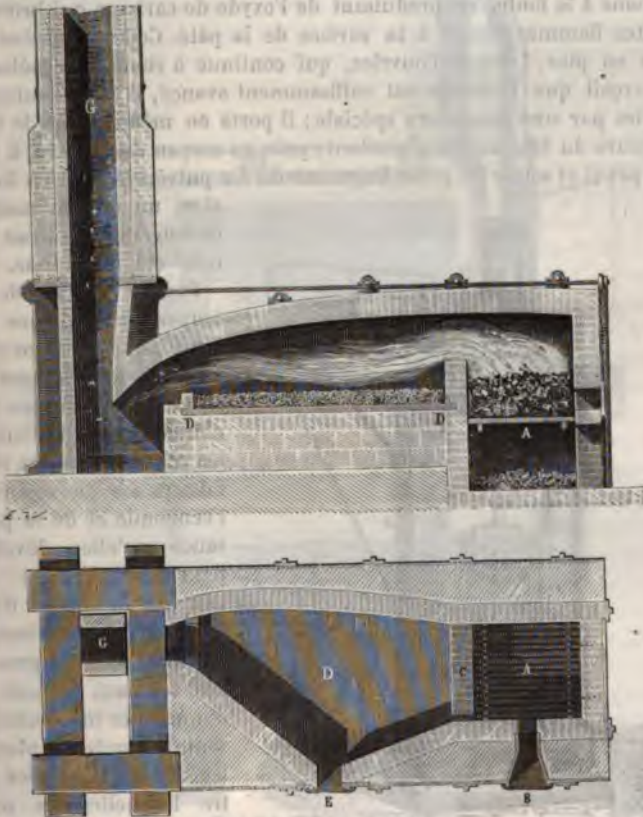


Fig. 550. — Four à puddler.

avec des *battitures* (oxyde noir qui se détache en écailles du fer incandescent que l'on martèle).

Dans la figure 550, on voit en A le foyer avec sa grille, en B la porte

du foyer, en E la porte qui sert au travail pendant l'opération, en C l'autel qui sépare le foyer de la sole, en D la sole en fonte ou en briques réfractaires, enfin en G la cheminée, de 15 mètres de hauteur, portant à son sommet un registre que du bas de l'atelier on peut ouvrir et fermer à volonté au moyen d'une chaîne. Les murs du four sont recouverts de plaques de fonte maintenues par des tirants en fer.

Voici comment on procède au puddlage du fine-métal. Le four étant chauffé au rouge blanc par la flamme de la houille, on répand sur la sole, par l'ouverture E, 200 à 250 kil. de fine-métal et 50 kil. environ de battitures. Le métal entre rapidement en fusion; on le brasse vivement avec un ringard. L'oxygène des battitures enlève peu à peu le carbone à la fonte, en produisant de l'oxyde de carbone qui brûle en petites flammes bleues à la surface de la pâte. Celle-ci s'épaissit de plus en plus. Lorsque l'ouvrier, qui continue à remuer le mélange, s'aperçoit que l'affinage est suffisamment avancé, il fait écouler les scories par une ouverture spéciale; il porte en même temps la température du four au blanc soudant; puis, au moyen du ringard, il réunit, pétrit et soude les petits fragments du fer pulvérulent, et en forme

ainsi un certain nombre de *loupes* qu'il extrait successivement du four.

Pour le cinglage de ces loupes, on remplace aujourd'hui les anciens marteaux à soulèvement ou les *martinets*, par des machines-outils qui donnent les résultats les plus satisfaisants sous le rapport de l'économie et de la puissance qu'elles développent par l'action directe de la vapeur d'eau qui les fait fonctionner. Les unes sont des presses, des rouleaux pesants ou d'immenses mâchoires de fonte à surfaces planes, légèrement cannelées entre lesquelles les morceaux de fer sont violemment comprimés. Les autres, agissant par percus-

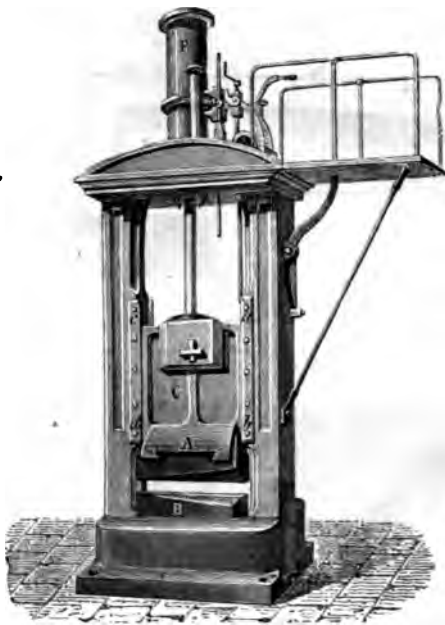


Fig. 551. — Marteau-pilon pour le cinglage des loupes.

sion, sont ces *marteaux-pilons* ou *marteaux à vapeur* (fig. 551), dont le moulon, du poids de 8000 kil., poussé par la vapeur, s'élève et



laisse avec des mouvements si variés, qu'on peut, en le dirigeant si facilement qu'un jouet d'enfant, ou rompre une volumineuse barre de fer ou casser une noisette sans en briser l'amande.

La dernière opération de l'affinage, le *ballage* ou le *réchauffage*, consiste à réunir en paquets, ou *trousses*, des barres de fer puddlé débitées en morceaux de 2 décimètres, et à les chauffer jusqu'au blanc soudant

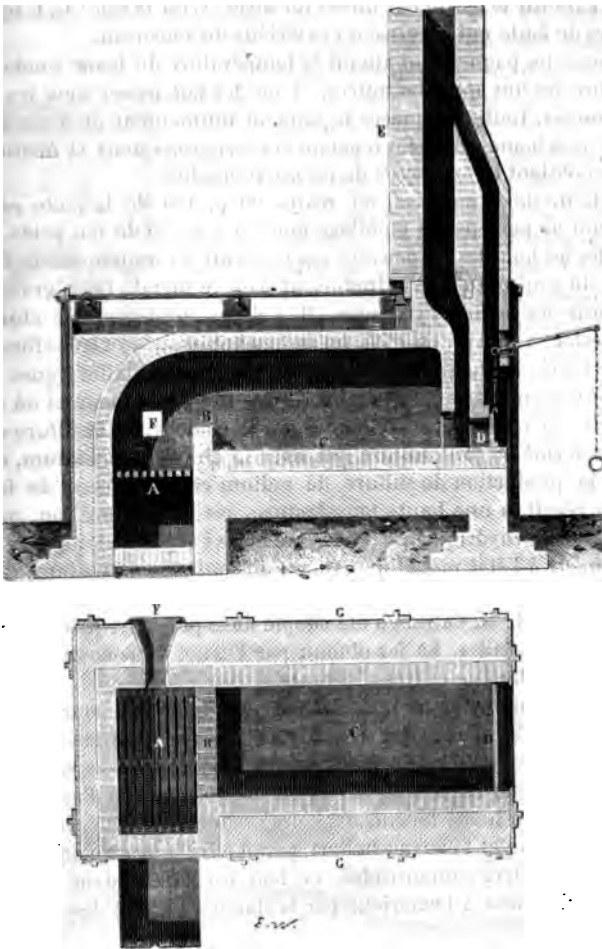


Fig. 552. — Four à réchauffer.

C'est un four spécial, dit *four à réchauffer* (fig. 552). C'est encore un four à réverbère, n'ayant que deux ouvertures : F, celle du foyer A, et D, celle pour le chargement des paquets, D ; cette dernière est placée à

l'arrière, immédiatement au-dessous de la cheminée E. Ces ouvertures sont maintenues fermées aussi complètement que possible, afin qu'il ne pénètre dans la sole que de l'air ayant traversé la couche de combustible en feu sur la grille, et par conséquent dépourvu d'oxygène; de cette manière, on évite le déchet qui résulterait de l'oxydation du fer que l'on chauffe. On voit en B un pont de briques réfractaires destiné à garantir le fer du feu direct du foyer. C est la sole; G, G sont des plaques de fonte qui garnissent l'extérieur du fourneau.

Lorsque les paquets ont atteint la température du blanc soudant, on les retire les uns après les autres, et on les fait passer sous les trains du laminoir. Toutes les pièces se soudent intimement et donnent des barres bien homogènes. En répétant ces *corroyages* deux et même trois fois, on obtient le *fer ductile* de première qualité.

Par la méthode anglaise, on réalise 90 p. 100 de la fonte en *fin-métal* qui ne perd par le puddlage que 7 à 8 p. 100 de son poids.

Toutes les houilles ne peuvent pas convenir au traitement du fer, en raison du soufre qu'elles introduisent dans le métal. On a grand soin de choisir les moins pyriteuses. M. Calvert, professeur de chimie à Manchester, a trouvé, en 1850, un moyen très-simple et très-efficace de rendre toutes les houilles propres aux opérations métallurgiques; c'est d'y ajouter une certaine quantité de sel marin au moment où on les convertit en coke. Sous l'influence de la chaleur, le bisulfure de fer est transformé en protosulfure qui, avec le chlorure de sodium, donne lieu à la production de sulfure de sodium et de chlorure de fer. Ce dernier réagit, à une haute température, sur la vapeur d'eau, produit de l'acide chlorhydrique qui se dégage et de l'oxyde de fer que le charbon ramène à l'état métallique. Quant au soufre et au sodium, ils passent dans les scories.

Le procédé de M. Calvert a été adopté dans plusieurs usines d'Écosse et du pays de Galles. Le fer obtenu par l'usage du coke ainsi épuré a une fibre très-longue et très-résistante.

Dans ces derniers temps, on a fait usage de la tourbe pour puddler la fonte, réchauffer et corroyer le fer. On a essayé dans les hauts-fourneaux et les feux d'affinerie l'usage du bois vert, du bois sec, du bois torréfié ou à demi carbonisé, et l'on est même revenu à l'emploi de la braise dans les hauts-fourneaux. L'usage du bois torréfié, imaginé par Beaujeu-Muiron et Feuvau-Deliart, paraît offrir une économie notable sur tous les autres combustibles. Ce bois est torréfié dans des caisses de fonte chauffées à l'extérieur par la flamme perdue des hauts-fourneaux.

Méthode catalane. — Dans les Pyrénées, en Catalogne, en Italie, en Corse, en Prusse, en Norvège, on traite les minerais de fer dans des fourneaux très-bas, et, en une seule opération, on obtient du fer ductile. Cette méthode très-expéditive, dont on fait remonter l'emploi à



l'époque la plus brillante de l'empire romain, et qu'on désigne sous le nom de *méthode catalane* ou *française*, n'est employée que pour le traitement des minerais très-fusibles et très-riches, uniquement, d'ailleurs, dans les pays où le bois est abondant, car c'est avec son charbon qu'on travaille.

Un fourneau catalan ne diffère pas beaucoup d'un four comtois. C'est, en effet, un creuset carré E (Fig. 553), profond de 7 à 8 décimètres et emprisonné dans un massif de

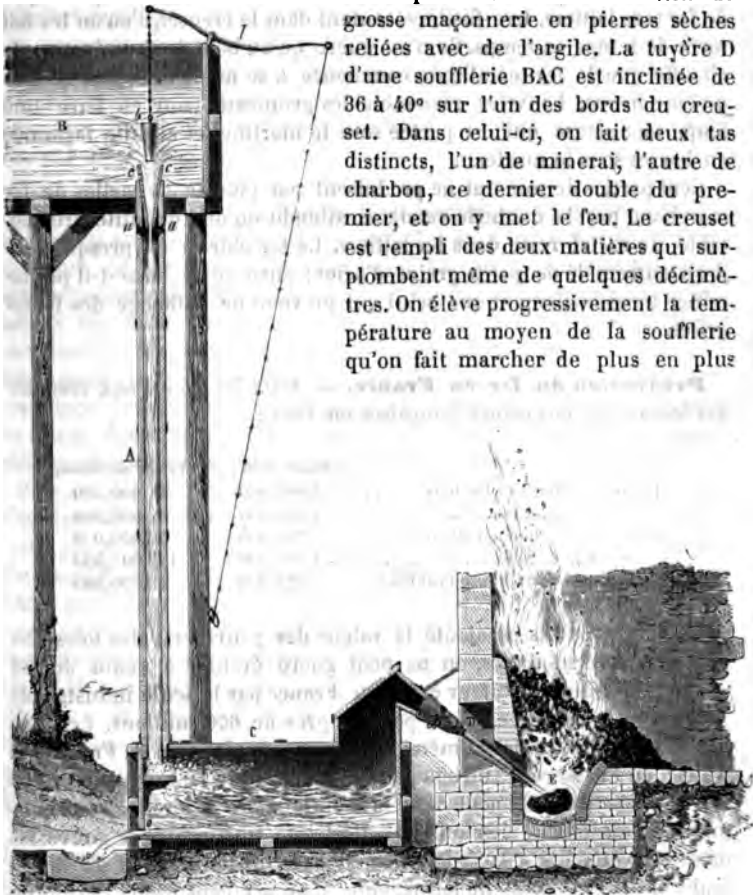


Fig. 553. — Four catalan.

fort. A mesure que la combustion marche, les deux tas s'affaissent; on ajoute de nouveau charbon, et par-dessus de petites quantités de minerai pulvérisé arrosé d'eau.

Le charbon, en brûlant sous le vent de la tuyère, produit d'abord de l'acide carbonique, mais bientôt celui-ci passe à l'état d'oxyde de carbone par le contact du charbon incandescent. C'est cet oxyde de carbone qui, s'élevant à travers la masse du minerai, lui enlève son oxygène pour reformer de l'acide carbonique, et mettre le fer en liberté. Mais une partie de ce dernier reste à l'état de protoxyde qui s'unit aux différents principes de la gangue et donne lieu à des silicates multiples, notamment à des silicates doubles d'alumine et de protoxyde de fer; ces laitiers, très-fusibles, coulent dans le creuset, d'où on les fait sortir de temps en temps. Ce n'est guère qu'au bout de deux heures de chauffe que le fer métallique commence à se montrer; après la cinquième heure, l'ouvrier rassemble les grumeaux pour en faire une loupe spongieuse qui est portée sous le martinet et ensuite façonnée en barres sous le marteau.

Cent parties de minerai ne produisent pas plus de 33 parties de fer marchand par la méthode catalane, attendu qu'une quantité très-notable de métal reste dans les laitiers. Le fer obtenu est presque toujours entremêlé de petits grains d'acier; aussi ne se laisse-t-il pas laminier aussi facilement que celui qui provient de l'affinage des fontes grises.

Production du fer en France. — Voici les principaux résultats des travaux de nos usines françaises en 1861 :

	Quint. métr.	Valeur en francs.
Fonte au charbon de bois.....	3,980,000	46,900,000
— au coke.....	5,900,000	64,500,000
Gros fer au charbon de bois....	766,000	30,000,000
— à la houille.....	4,637,000	115,000,000
— aux deux combustibles ..	324,000	11,700,000

Si à ces produits on ajoute la valeur des petits fers, des tôles, des aciers de diverses sortes, on ne peut guère évaluer à moins de 400 millions de francs la valeur créée en France par la seule industrie du fer. Pour l'Angleterre, on la porte à près de 600 millions. Les progrès que le travail de ce métal a faits en Angleterre, en France, en Russie, en Prusse, en Autriche, marquent presque le rang que ces diverses puissances occupent dans la politique de l'Europe. Vous comprenez maintenant, Messieurs, quelle haute importance le gouvernement doit attacher à la production et aux transformations du fer, la seule grande richesse métallurgique, à proprement parler, exploitée en France.

Impureté du fer commercial. — Le fer en barres le mieux préparé n'est pas un métal pur, puisqu'il contient encore 1/2 p. 100 de charbon et 1/2 millième de silicium. Le moins impur des fers du

commerce est celui qu'on trouve sous forme de *fil d'archal*, comme le prouve sa grande ductilité.

Quand un fer marchand renferme du soufre, de l'arsenic ou du cuivre, il a le défaut de se casser quand on le forge à la chaleur rouge; on le désigne sous le nom de *fer rouverin*.

S'il contient du phosphore, il se laisse bien traiter à chaud, mais il se brise quand on veut le ployer après son refroidissement; on le nomme *fer cassant à froid*. Cette sorte de fer ne peut être ni écrouie, ni tirée à la filière.

La présence du carbone dans le fer, loin de lui nuire, comme les substances précédentes, lui donne, au contraire, des qualités qui le rendent précieux pour ses divers emplois industriels; il est plus nerveux, plus fort. Le fer tout à fait pur ne pourrait pas servir dans les arts, car il est trop flexible, trop tendre, trop exposé à l'usure.

Tôle. — Fer-blanc. — Métal métallique. — Ce qu'on appelle la *tôle* n'est autre chose que du fer réduit à une très-faible épaisseur au moyen du martinet ou du laminoir. La tôle un peu épaisse, qui sert actuellement à la confection des chaudières à vapeur, porte le nom de *tôle forte*, et quelquefois celui de *fer noir* dans le commerce. La *tôle mince* est destinée à la fabrication du *fer-blanc*. Celui-ci est tout simplement de la tôle recouverte, sur ses deux faces, d'une couche très-mince d'étain pur. Garanti ainsi par ce métal peu altérable, le fer a une durée bien plus longue, et peut être utilisé dans un bien grand nombre de cas que lorsqu'il est dans son état ordinaire.

Pour obtenir le fer-blanc, dont la fabrication a pris naissance en Allemagne, il y a plusieurs siècles, on décape parfaitement la tôle, en la plongeant dans de l'acide sulfurique étendu, qui dissout la pellicule d'oxyde; on la frotte ensuite avec du sable, on la plonge dans du suif fondu, puis, dans un bain d'étain couvert de suif. Au bout d'une demi-heure on la retire, retenant à sa surface une partie d'étain, qui bientôt se solidifie. Chaque mètre carré de surface de la tôle retient de 130 à 140 gram. d'étain. Ce n'est pas une simple superposition de l'étain sur le fer; la couche du premier, immédiatement en contact avec la lame de tôle, y est réellement combinée, en sorte qu'il faut considérer le fer-blanc comme formé d'une lame de tôle, d'un alliage de fer et d'étain, enfin, d'une couche plus ou moins épaisse d'étain.

Le fer-blanc présente l'aspect de l'étain: il en a l'éclat et la couleur. Il conserve son brillant à l'air mieux que l'étain lui-même, en raison de l'action galvanique qui se produit entre les deux métaux, l'étain étant négatif à l'égard du fer. Mais la moindre fissure qui met le fer à découvert ne tarde point à occasionner une tache de rouille; car, en raison de cet effet galvanique, le fer est devenu plus oxydable qu'il ne le serait par lui-même.

Le fer-blanc, dit *brillant-doux*, est confectionné avec de l'étain pur;

celui qu'on appelle *terne-doux* est fait avec un alliage composé de 2 parties de plomb et 1 partie d'étain. Dans l'usine de Montataire (Oise), on étame la tôle avec du plomb seul, afin d'avoir pour les couvertures de bâtiments un métal moins cher et moins lourd que le plomb, moins cher, moins combustible et plus solide que le zinc.

Le fer-blanc anglais a longtemps eu la suprématie sur celui des autres pays ; mais aujourd'hui nos fabriques fournissent des produits au moins aussi bons. C'est Colbert qui attira d'Allemagne en France les premiers manufacturiers en fer-blanc ; ils s'établirent à Chenecey, en Franche-Comté, et à Beaumont-la-Ferrière, en Nivernais ; mais bientôt, divisés entre eux, faiblement protégés et dégoûtés du pays, ils s'éloignèrent. Sur la fin de la minorité de Louis XV, il s'éleva à Strasbourg une manufacture de fer-blanc ; quatre autres usines semblables furent créées dans le courant du dix-huitième siècle.

Si l'on passe sur le fer-blanc, légèrement chaud, une petite éponge imbibée d'eau aiguisée d'acides azotique et chlorhydrique, on enlève la couche superficielle de l'étain, et l'on met à nu celle qui adhère au fer et qui a cristallisé pendant son refroidissement. On fait ainsi apparaître, comme vous le voyez, des cristallisations très-variées et des dessins chatoyants d'un très-bel effet. C'est ce qu'on appelle le *moiré métallique*.

Proust, chimiste célèbre, contemporain de Lavoisier, et mort à Paris en 1826, avait remarqué depuis longtemps les cristallisations qu'un acide met à découvert sur une lame étamée avec de l'étain pur. Ce n'est pourtant que vers 1816 qu'un nommé Allard tira vraiment parti de cette propriété et sut en faire naître une industrie nouvelle et très-étendue. Elle eut une vogue immense, mais éphémère, et Allard fut ruiné par les nombreux contrefacteurs qui s'emparèrent de sa découverte, malgré le brevet d'invention que le Gouvernement lui avait accordé gratuitement, le 3 décembre 1816.

On modifie presque à volonté la cristallisation de l'étain sur la feuille de tôle, et par suite l'aspect du moiré, qui offre tantôt des dessins très-petits, comme ceux du granit, tantôt des feuilles, des étoiles, des nodules plus ou moins larges, qu'on rend encore plus apparents en les recouvrant d'un vernis coloré.

Les fourchettes de fer sont étamées par un procédé analogue à celui qui sert pour la fabrication du fer-blanc. On les é cure avec du sablon, on les essuie bien, on les plonge dans un bain d'étain couvert de sel ammoniac, et on les frotte avec des étoupes pour bien égaliser la couche d'étain qui doit y adhérer.

Il en est de même des ustensiles en fer battu, qui remplacent maintenant, avec tant d'avantages, la chaudronnerie, la ferblanterie, la fonderie et la poterie d'étain. Le fer battu jouit, en effet, d'une grande solidité, et la modicité de son prix le met à la portée de toutes les classes. Ce n'est guère que depuis une trentaine d'années qu'on en



fabrique en France; cette industrie s'exerce annuellement sur une valeur de 2 millions de francs et plus.

Acier. — L'acier est du fer combiné à quelques millièmes seulement de carbone et de silicium; il est donc beaucoup moins carburé que la fonte. Il possède un ensemble de précieuses qualités qui le font préférer au fer dans une infinité de cas.

Ainsi, il est susceptible d'un beau poli; il est plus léger, plus flexible, plus dur, plus fusible, plus malléable, mais moins ductile que le fer. Il se laisse forger comme lui, et c'est ordinairement sous la forme de barres façonnées au marteau qu'il est mis dans le commerce; il a, dans cet état, une texture grenue, à grains fins, blanc-grisâtre et mats, sans aucune apparence de fibres, de lames ni de facettes, ce qui permet déjà de le distinguer du fer et de la fonte.

Mais ce qui l'éloigne encore plus de ceux-ci, c'est, d'une part, qu'il est beaucoup plus attirable à l'aimant et qu'il conserve plus longtemps la propriété magnétique qu'on lui a communiquée, d'où la préférence qu'on lui accorde pour la confection des aimants; et, d'autre part, la faculté d'acquérir une extrême dureté, jointe à une assez grande fragilité, lorsqu'après avoir été rougi au feu, il est brusquement refroidi par son immersion dans l'eau ou dans tout autre liquide. On lui restitue sa force de résistance en le réchauffant à une température plus ou moins élevée et le laissant ensuite refroidir lentement.

Trempe et recuit de l'acier. — La première de ces opérations s'appelle la *trempe*; la seconde, le *recuit*. C'est par leur emploi habituellement combiné qu'on donne à l'acier les degrés de dureté et d'élasticité variables et appropriés au genre de fabrication auquel on le destine.

Il ne sera pas sans intérêt de placer sous vos yeux les divers degrés de température auxquels on expose les pièces d'acier que l'on veut tremper pour en fabriquer les instruments et outils les plus en usage. C'est en examinant avec attention les différentes nuances de couleurs par lesquelles passent les pièces soumises à l'action du feu, que l'ouvrier reconnaît d'une manière certaine qu'elles ont acquis la température convenable pour être plongées dans l'eau, c'est-à-dire *trempées*

TABLEAU DES TREMPES EMPLOYÉES POUR QUELQUES INSTRUMENTS
ET OUTILS D'ACIER.

TEMPÉRATURE à laquelle LES PIÈCES D'ACIER sont exposées.	COULEURS que prennent LES PIÈCES D'ACIER à ces diverses températures.	INSTRUMENTS qui exigent LES DIVERSES ESPÈCES DE TREMPES rapportées en regard.
221°,1 centigr.	Blanc tirant un peu sur le <i>jaune</i>	Lancettes des chirurgiens.
223°,3 —	Couleur <i>paille</i>	Bons rasoirs et la plupart des instruments de chirurgie.
243°,3 —	Couleur <i>jaune foncé</i> ...	Rasoirs communs, canifs et quelques instruments de chirurgie.
254°,4 —	Couleur <i>brune</i>	Outils de jardinage, tels que bêche, houe, etc., diverses espèces de ciseaux, etc.
265°,5 —	Brun parsemé de taches pourpres.....	Haches, cisailles, lames de ra- bots, couteaux de poche.
276°,6 —	Couleur <i>pourpre</i>	Forceps, couteaux de table.
287°,7 —	<i>Bleu clair</i> ou <i>de ciel</i> ...	Lames d'épée, ressorts de montre, de bandage, de son- nette, etc.
293°,3 —	<i>Bleu foncé</i>	Petites scies, poignards, ta- rières.
315°,5 —	<i>Bleu obscur</i> tirant sur le noir.....	Certains ressorts, outils que les ouvriers affilent eux-mê- mes sans les recuire.

Les différentes teintes qui apparaissent sur l'acier, suivant la chaleur qu'il a acquise, proviennent d'un commencement d'oxydation de la surface extérieure qui a le contact de l'air. Il se forme des pellicules minces d'oxyde, qui réfléchissent des couleurs très-variables suivant leur épaisseur. C'est donc un phénomène de même ordre que celui des anneaux colorés ou des bulles de savon qui se diaprent à la lumière de couleurs si vives et si variées.

J'ajouterai que, pour la trempe, les ouvriers ont très-souvent recours à des liquides autres que l'eau, dans l'intention d'obtenir des effets que celle-ci ne produit pas toujours. Ils se servent, en effet, de mercure, de métaux fondus (plomb, étain, bismuth), de presque tous les acides, des huiles, du suif, de la résine, de la cire, et de mélanges plus ou moins bizarres dont la théorie est impuissante à justifier le choix. Dans tous les cas, la nature du liquide, sa faculté conductrice, sa température, exercent une grande influence sur la dureté de la trempe.

On ignore tout à fait ce qui se passe dans la trempe de l'acier, quelles sont les modifications physiques qu'il éprouve, bien que ce

phénomène ait fixé depuis longtemps l'attention des physiciens et des artistes.

Indépendamment de la trempe, il y a encore un autre moyen de distinguer l'acier du fer. C'est de déposer à sa surface une goutte d'acide sulfurique affaibli. Il se produit une tache noire à cause du charbon mis à nu, tandis que sur le fer il n'apparaît qu'une tache verdâtre que l'eau enlève aisément. Le même moyen peut servir à constater l'homogénéité d'un acier. Dans ce cas, les taches noires formées par l'acide doivent avoir la même intensité de couleur.

Historique. — La découverte de l'acier et par suite celle des instruments tranchants fabriqués avec ce fer carburé modifié par la trempe, est extrêmement ancienne, et a été faite sur les bords de l'Indus et du Gange. Elle parvint de bien bonne heure aux Égyptiens par la voie de la mer Rouge, 1600 ans environ avant Jésus-Christ. Les Grecs en eurent également connaissance les premiers temps de leur histoire, puisque Homère en parle plusieurs fois en termes non équivoques.

Il faut bien que l'emploi de l'acier ait été connu des anciennes nations de l'Asie, de l'Afrique et de l'Europe, car avec quel autre métal auraient-elles pu tailler, polir et sculpter le granite, le porphyre, le basalte, et creuser dans ces pierres si dures, ces hiéroglyphes, ces bas-reliefs qui nous étonnent par la netteté et la profondeur de leurs traits? Des maillets et des ciseaux de fer ordinaire, de cuivre, de bronze, eussent été trop mous.

Nos pères les Gaulois ne connaissaient pas encore l'acier lorsqu'ils combattirent pour la première fois les Romains; ils n'avaient que des sabres de fer non trempé et sans pointe, dont le tranchant se faussait aisément. C'est surtout à partir du dixième siècle que les armes blanches furent fabriquées avec l'acier; toutefois, ce n'est guère que vers le treizième siècle qu'on commença à faire usage d'épées.

Les petits instruments d'acier, tels que couteaux, ciseaux, ne furent en usage que plus tard. On ne vendit des aiguilles, en Angleterre, que sous le règne de la reine Marie, et des épingles qu'à la fin du règne de Henri VIII.

Ce n'est qu'en 1604 que la fabrication de l'acier fut introduite en France par Camus, qui établit un atelier de fonderie à Paris à l'embouchure de la rivière des Gobelins. Tout l'acier qu'on employait alors en France venait en grande partie du Piémont, de l'Allemagne et de la Hongrie.

Les coutelleries françaises fines étaient en réputation au dix-septième siècle. Jusqu'au règne de George III, les Anglais se fournissaient en France des instruments de chirurgie. Les fabricants français expatriés pour cause de religion se classèrent au premier rang dans les pays étrangers. Cette supériorité s'est maintenue, d'après M. Le Play, par l'esprit d'invention, l'élégance des produits et la perfection du travail.

Les plus grands centres de production et de commerce de la coutel-

lerie et des instruments en acier sont, en Europe : les districts de Solingen (Prusse rhénane), de Sheffield (Angleterre), la Styrie, la Carinthie et le Tyrol (Autriche) ; en France, les villes de Paris, de Langres, de Nogent, de Thiers et de Châtellerauld.

Préparation. — On obtient l'acier soit en décarburant la fonte, soit en carburant directement le fer au sein du charbon porté au rouge. De là diverses espèces d'acier, dont voici les principales :

1° L'acier naturel, l'acier de fonte, l'acier de forge, provient du traitement des minerais de fer manganésifères très-riches par la méthode Catalane, ou par l'affinage des fontes blanches manganésifères. C'est l'espèce la plus commune, avec laquelle on fabrique les sabres, les épées, les fleurets, les scies, les ressorts de voitures, la grosse coutellerie, les faux et les instruments aratoires. Cet acier manque d'homogénéité et ne peut être produit qu'en petite quantité à la fois.

2° L'acier puddlé, dont la fabrication ne remonte qu'à peu d'années, s'obtient en traitant dans le four à puddler des fontes au bois ou même au coke, dont on arrête l'affinage avant que tout le carbone soit brûlé. On l'emploie pour pièces mécaniques, bandages de roues, rails de chemins de fer, outils et gros instruments de quincaillerie, etc. Cette sorte d'acier présente beaucoup d'inégalité dans sa qualité.

3° L'acier de cémentation ou acier poule est préparé en chauffant fortement du fer en barres, dans de grandes caisses en briques réfractaires, au milieu d'un ciment ou poussière compo-

sée de charbon de bois dur, de suie, de cendres et de sel marin. Les caisses C, C (fig. 554) sont placées dans un four, à voûte surbaissée M, sur les deux côtés d'une grille G, sur laquelle on brûle de la houille

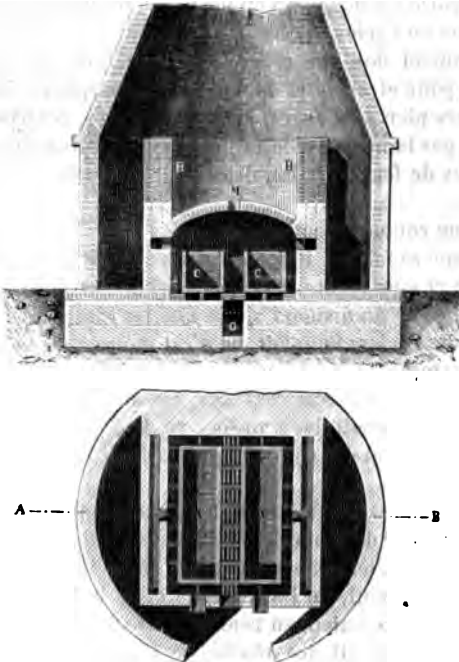


Fig. 554. — Four à cémentation.



grasse à longue flamme, de manière à produire dans les caisses une température de 800°. La chauffe dure pendant six jours; on laisse refroidir le four pendant trois jours afin de retirer les barres changées en acier.

Comme les barres sont plus fortement imprégnées de carbone dans leurs parties externes que dans le centre, on en réunit plusieurs paquets qu'on chauffe au rouge et qu'on forge. On obtient ainsi l'*acier corroyé*.

Les aciers de cémentation servent à la fabrication des limes, des objets de quincaillerie; on les soude au fer pour armer des marteaux, des cisailles, des enclumes, etc.

4° L'*acier fondu* ou l'*acier fin*, le plus homogène de tous les aciers, s'obtient par la fusion des précédentes espèces dans des creusets de terre qu'on chauffe dans un fourneau à vent entre 1300 et 1400° (Fig. 555). Au bout de quatre heures, le métal étant bien fluide, on le coule dans des lingotières en fonte, puis on le martèle et on l'étire en barres.

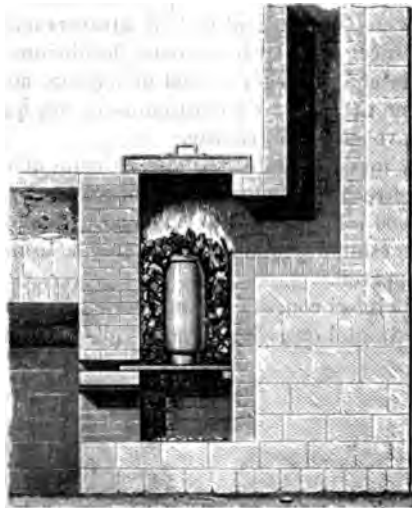


Fig. 555. — Préparation de l'acier fondu.

C'est un nommé Benjamin Huntsman qui, en 1740, créa la première usine où l'on fit de l'acier fondu, à Handsworth près de Sheffield dans le Yorkshire. Comme cet acier peut acquérir par le temps une dureté et une ténacité très-grandes, c'est avec

lui qu'on confectionne les burins et les ciseaux capables de couper la fonte, le fer et les autres aciers, les forts poinçons à percer, les matrices à estamper, les coussinets de filière à tarauder, les tables d'enclume, les cylindres de laminoirs, les ressorts de wagons, les essieux et bandages de roues, les tiges de pistons, les tôles d'acier pour le blindage des navires, les coins des monnaies, etc.

Comme c'est aussi celui qui prend le plus beau poli, on l'emploie de préférence pour la belle coutellerie fine, la bijouterie d'acier, les instruments de chirurgie, les ressorts de montres, etc. C'est aussi celui qui se soude le mieux avec le fer et avec lui-même; aussi sert-il à faire ce qu'on appelle les *étoffes d'acier*, mélange de barres d'acier fondu et de fer ductile forgées ensemble, avec lequel on fabrique les canons de fusils, les grosses pièces de tir, etc.

Pendant longtemps, on ne pouvait fondre que 20 kilogr. d'acier à la fois, ce qui entraînait la consommation d'une très-forte proportion de combustible. Les Allemands ont trouvé, les premiers, des procédés de fusion différents, qui économisent mieux le charbon, et ils fondent l'acier en grandes masses. Ainsi, à l'exposition universelle de Londres en 1862, M. Krupp présentait un lingot d'acier fondu de 20000 kilogr., à côté d'un arbre coudé plus surprenant encore, puisqu'il provenait d'un lingot de 25000 kilogr.

Depuis une quinzaine d'années, une autre modification importante a été apportée dans la préparation de l'acier fondu par un ingénieur anglais, M. Bessemer. Son procédé, qui a subi dans les usines du Continent des changements qui l'ont rendu tout à fait pratique, consiste à injecter violemment de l'air à travers une masse de fonte en fusion de manière à brûler le carbone, le silicium et les autres éléments étrangers et à l'amener à l'état de fer pur, auquel on donne ensuite le carbone nécessaire en y introduisant des quantités variables d'une fonte convenablement choisie.

L'un des grands avantages de cette méthode si simple, c'est de permettre de fabriquer, d'un seul coup et dans le même appareil, jusqu'à 10000 kilogr. d'acier, tout en n'exigeant d'autre combustible que celui qui est indispensable pour opérer la fusion de la fonte et pour chauffer l'appareil.

Celui-ci consiste en une sorte de cubilot mobile autour d'un axe horizontal (fig. 556), formé de plaques de tôle boulonnées et garni inté-

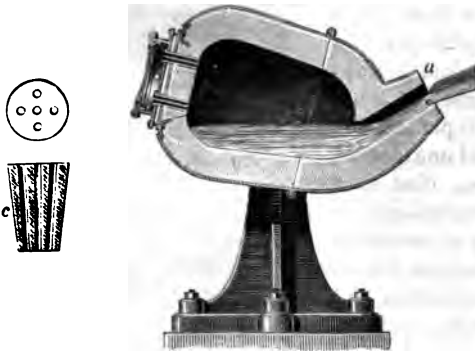


Fig. 556. — Appareil de M. Bessemer pour la fabrication de l'acier.

rieurement de terre réfractaire. Il est suspendu de manière à pouvoir être incliné et même renversé sans la moindre difficulté.

A la partie supérieure se trouve l'ouverture *a*, par laquelle on introduit la fonte en fusion, et près du fond *b* du cubilot sont fixées sept tuyères *c* en terre réfractaire, percées chacune de sept petites ouver-



tures. Au-dessous de ces tuyères, se trouve un cylindre métallique, fermé par une plaque de fonte clavetée de même dimension que celle qui supporte les tuyères ; l'air de la soufflerie y est amené par un tuyau qui permet aux tuyères de conserver leur activité, quelle que soit la position de l'appareil ; l'air arrive sous une pression d'un peu plus d'un kilogramme par centimètre carré, ce qui est plus que suffisant pour empêcher la fonte liquéfiée de s'introduire dans les tuyères.

Voici maintenant comment on opère à Sheffield, d'après M. E. Kopp :

Avant d'introduire la première charge de fonte, l'intérieur de l'appareil est porté à une très-haute température en le remplissant de coke incandescent et faisant fonctionner la soufflerie pendant un certain temps. On renverse alors le cylindre en le faisant pivoter sur ses axes, et on en fait tomber tout le coke.

Après avoir ramené l'appareil dans une position à peu près horizontale, on y fait couler la fonte en maintenant pendant tout ce temps la position horizontale, pour éviter que la fonte en fusion ne s'introduise dans les tuyères. Toute la charge de fonte ayant été amenée dans l'appareil, on met en mouvement la soufflerie, et immédiatement après on ramène le cylindre dans la position verticale normale, avec l'ouverture à la partie supérieure. L'air à haute pression s'échappant par les 49 trous des tuyères est obligé de traverser toute la charge de fonte, à laquelle il imprime une agitation violente. Le silicium, qui forme toujours une partie constituante de la fonte, est oxydé en premier lieu et se transforme en acide silicique ; celui-ci se combine avec une certaine quantité d'oxyde de fer qui, prenant naissance en même temps par oxydation de quelques centièmes de fer, forme une scorie fluide de silicate ferreux. Une très-petite quantité de carbone se trouve également oxydée dans la même période. La chaleur, par suite de ces réactions, s'élève continuellement jusqu'à ce que la presque totalité du silicium ait été oxydée, ce qui a lieu dans les douze premières minutes de l'opération. A partir de ce moment, le carbone de la fonte commence à se brûler en plus forte proportion, produisant d'abord une petite flamme, qui se développe cependant avec tant de rapidité, qu'au bout de trois minutes la combustion est devenue des plus intenses : le métal monte de plus en plus dans le cylindre, occupant quelquefois un espace double de son volume primitif, et dans cet état de boursofflement, il présente une surface énorme à l'action de l'air qui le traverse : toute la masse paraît être un mélange intime de fonte et de feu.

Aussi le carbone est-il brûlé avec une si grande énergie qu'il se produit une série de petites explosions, à la vérité tout à fait inoffensives, qui projettent les scories fluides en quantité considérable, tandis qu'une flamme blanche volumineuse s'échappe de l'ouverture de l'appareil, illuminant tout le bâtiment et servant, à l'œil exercé de l'ouvrier, d'in-

dicateur très-sensible des différentes phases de transformation que subit la fonte.

En Suède, on arrête la soufflerie, et par conséquent l'oxydation du métal, lorsque le nombre de minutes écoulées depuis l'apparition de la flamme et l'apparence de cette dernière font connaître que la fonte est arrivée au point de transformation où elle est convertie en acier.

A Sheffield, au contraire, on préfère dépasser ce point, et on continue le courant d'air jusqu'à ce que la cessation presque subite de la flamme brillante et volumineuse indique l'instant où la fonte est sur le point de se transformer en fer malléable. On ajoute alors au métal une petite quantité, exactement pesée, de bonne fonte au bois, renfermant une proportion connue de carbone, et l'on peut ainsi produire à volonté un acier d'un degré déterminé de carburation.

On incline l'appareil en avant, et on arrête la soufflerie pour l'introduction de cette petite quantité additionnelle de fonte; après quoi on reprend l'insufflation d'air, mais seulement pendant quelques secondes, probablement pour déterminer un mélange exact de toutes les parties de la masse.

On fait alors basculer l'appareil, et on laisse couler l'acier fondu dans une grande poche en fer suspendue à une grue. Cette poche, enduite partout d'argile réfractaire, est percée d'une ouverture à la partie inférieure. Cette ouverture est fermée par une soupape conique en terre réfractaire, qu'on peut manœuvrer facilement, et qui permet d'ouvrir et de fermer la soupape à volonté. Ayant transporté la poche avec l'acier en fusion qu'elle renferme au-dessus des moules, on soulève la soupape, et l'acier fondu s'écoule tout à fait exempt de scories en un jet vertical, tombant directement au fond du moule sans en toucher les parois.

Les moules sont légèrement coniques, de manière que le lingot d'acier, en se contractant, se détache spontanément et complètement des parois, et on les dispose en cercle correspondant au rayon de la grue.

Le plus grand appareil est celui qui fonctionne à l'aciérie d'Atlas-steel-work, à Sheffield. Il peut convertir 4000 kilogr. de fonte en acier fondu en 28 minutes, et avec un déchet de 10 p. 100.

La méthode de Bessemer n'est applicable, toutefois, qu'à des fontes très-pures, ne renfermant ni soufre, ni phosphore, ce qui est assez rare; et de plus, le métal qu'elle fournit n'est pas de l'acier dans la rigoureuse acception du mot, comparable aux bonnes qualités de Sheffield ou de St-Étienne. M. Fremy le considère comme un mélange de fer fondu avec quelque peu de fonte aciéreuse, possédant seulement quelques-unes des propriétés de l'acier.

En réalité, le métal Bessemer n'a d'autre avantage que celui de remplacer le fer dans les cas où l'on exige une qualité supérieure, une résistance plus grande et un poids plus considérable.

M. Aristide Bérard, ingénieur français des plus distingués, a tout



récemment perfectionné la méthode anglaise et l'a rendue applicable à toutes les fontes sans exception. Son procédé consiste, après avoir traité le bain métallique par injection d'air, comme le fait Bessemer à faire traverser le même bain par un courant d'hydrogène carboné chauffé au rouge. Ce gaz réduit l'oxyde de fer qui s'est formé dans la période d'oxydation, enlève le soufre et le phosphore à l'état de composés hydrogénés, et retarde en même temps la décarburation de la fonte, ce qui permet une épuration plus complète.

La fonte soumise à l'action alternante d'oxydation et de réduction donne un métal bien supérieur à l'acier Bessemer; celui-ci ressemble plus ou moins, dans sa cassure, à la fonte cristallisée; il se trempe mal et se soude difficilement; l'autre, au contraire, a l'aspect grenu de l'acier fondu, se travaille avec facilité, se soude parfaitement, se trempe à un haut degré, et jouit de la résistance des meilleurs aciers.

Les perfectionnements apportés depuis une quinzaine d'années dans la fabrication des aciers fondus ont opéré une véritable révolution dans leur emploi et leur rôle industriel. Grâce à l'abaissement considérable de leur prix de revient, on les substitue partout au fer dans la confection des rails de chemins de fer, des générateurs, des canons et d'une foule de pièces et d'organes de machines.

5° L'acier damassé, nommé aussi *acier Indien*, *Woutz*, a ceci de particulier que les acides faibles font paraître à sa surface des dessins moirés très-variés, des veines alternativement blanches et noires, fines ou rubanées, entrelacées, croisées ou parallèles. Leur tranchant est si bon, et les Orientaux sont si habiles à s'en servir, qu'ils coupent une masse de coton mouillé aussi facilement qu'un pain de beurre; mais ces lames ont le défaut d'être fragiles comme le verre.

Les dessins qui se montrent sur cet acier paraissent être dus à la présence, dans la pâte, d'un carbure de fer régulièrement cristallisé, qui se trouve mis à découvert par l'action des acides affaiblis, et produit alors cette espèce de moiré grisâtre qui se détache sur un fond plus clair.

C'est cet acier, célèbre dans l'antiquité, qui devint en Asie un important objet de commerce. Les artisans de Damas, ville de Syrie, l'emploient depuis des siècles pour confectionner avec les lames qu'il fournit et celles d'un fer doux, alternativement juxtaposées, puis tordues et retordues en tous sens, ces *étoffes métalliques* avec lesquelles ils fabriquent leurs excellentes armes damassées.

On ne connaît pas le procédé des Orientaux, mais grâce aux recherches de plusieurs chimistes, nos fabriques produisent maintenant des lames damassées qui offrent tout à fait l'aspect, la qualité et la légèreté de celles qui nous viennent de l'Orient. Les manufactures des Bouches-du-Rhône envoient même en Orient de très-belles lames damassées, où le platine est uni à l'acier. On sait, en effet, qu'en ajoutant à l'acier ordinaire quelques centièmes seulement de platine, ou d'argent, ou de quelques autres métaux, on lui fait acquérir d'excellentes qualités et

la faculté de prendre un beau damassé par l'acide sulfurique. L'ancienne industrie syrienne est donc en grande partie détrônée.

Je terminerai cette partie technique de l'histoire du fer en vous montrant les divers degrés d'impureté des fontes, des aciers et du fer ductile, révélés par l'analyse chimique.

Préparation du fer pur. — De tous les fers du commerce, les moins impurs sont ceux, comme je l'ai déjà dit, qui ont été éfilés en fils, et qu'on appelle *fils de clavessin* ou *d'Archa*. C'est avec ces fils que, dans les laboratoires, on obtient le fer chimiquement pur, en les chauffant au feu de forge dans un creuset de porcelaine avec $\frac{1}{3}$ d'oxyde de fer et une petite quantité de verre en poudre. Le charbon, le silicium, le phosphore, le manganèse sont oxydés par l'oxygène de l'oxyde de fer; le fondant dissout toutes ces matières étrangères, avec l'excès d'oxyde; on a donc des scories et un culot de fer pur d'un blanc d'argent et très-malléable.

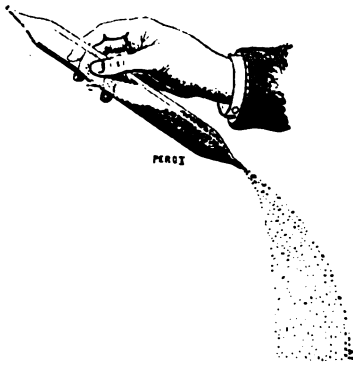


Fig. 557. — Inflammation spontanée du fer réduit par l'hydrogène.

On peut encore, en réduisant par l'hydrogène le peroxyde ou le protochlorure de fer, obtenir le métal dans un grand état de pureté. Dans le premier cas, le fer est en poudre grise très-fine, pyrophorique au contact de l'air (Fig. 557); dans le deuxième, il est en lames brillantes et en petits cristaux cubiques très-réguliers. Le fer métallique pulvérisé joue maintenant un très grand rôle comme médicament tonique et astringent.

Pour cette dernière application, on chauffe le sesquioxyle au rouge obscur, en petit, dans un tube de porcelaine ou un canon de fusil; en grand, dans un de ces tuyaux de fonte, qui sont communément employés comme conduits d'eaux; on fait passer à travers un courant d'hydrogène pur et sec jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeur d'eau.

La condition essentielle du succès de l'opération réside tout entière dans la température: si celle-ci reste au-dessous du rouge obscur, la réduction ne s'opère pas; si l'on chauffe trop, le fer se réduit, mais il s'aglutine en lames ductiles et n'offre plus le degré de finesse et de division que l'on recherche pour l'emploi médical. Le fer réduit, bien préparé, se présente sous l'apparence d'une poudre excessivement ténue, d'un gris de fer, se dissolvant rapidement avec effervescence dans les acides.

M. Collas obtient du fer chimiquement pur pour l'usage médical, en décomposant les sels de protoxyde par la pile; le fer déposé est friable; on le pulvérise sans peine dans un mortier.

TABEAU
DES SUBSTANCES CONTENUES DANS DIVERS ACIERS, FONTES ET FERS DUCTILES.

	FONTES GRISSES		PONTÉ BLANCHE DE L'ISÈRE, AU CHARBON DE BOIS.	ACIERS				FERS DOUX			
	DE CHAMPAGNE, AU CHARBON DE BOIS.	DU CREUZOT, AU COKE.		NATUREL DE RIVES.	DE GEMMATION, de LA MOSELLE.	ANGLAIS.	FRANÇAIS.	DE SÈDE 1 ^{re} QUALITÉ.	DU CREUZOT.	DE CHAMPAGNE.	OBTENU AVEC la VIEILLE FÉCHAILLÉ DE PARIS.
Carbone.....	2,100	2,021	2,636	0,25	0,08	0,62	0,65	0,24	0,159	0,193	0,245
Silicium.....	1,060	3,490	0,240	0,58	0,12	0,03	0,04	0,25	traces.	0,015	0,020
Phosphore.....	0,869	0,604	0,280	"	0,82	0,03	0,07	traces.	0,412	0,210	0,160
Manganèse...	traces.	traces.	2,137	"	"	"	"	traces.	traces.	traces.	traces.
Fer pur.....	95,971	93,885	94,687	99,17	98,38	99,32	99,21	99,51	99,429	99,582	99,573
	100,000	100,000	99,980	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,000	100,000	99,998

TRENTIÈME LEÇON

SUITE DES MÉTAUX DE LA TROISIÈME SECTION. — DES MÉTAUX DE LA QUATRIÈME.

Sommaire. — Des oxydes et des sels de fer. — Du sulfate ou *couperose verte*. — Variétés commerciales. — *Fer passif*. — Des sulfures de fer ou *pyrites*. — Extraction du soufre des pyrites. — Fabrication de l'acide sulfurique avec les pyrites. — Purification de l'acide sulfurique arsenical. — Du **CHROME**. — Oxyde et acide du chrome. — Chromates de potasse et de plomb. — Usages de tous les composés de ce métal comme principes colorants.

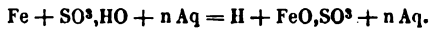
Des composés du fer.

Le fer, dans ses combinaisons avec l'oxygène, le soufre et les acides, fournit plusieurs substances utiles aux arts. Je dois vous dire quelques mots des principales.

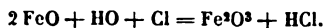
Oxydes du fer. — Il y a quatre degrés d'oxydation du fer, à savoir :

Le protoxyde, base puissante.....	FeO	dont l'équivalent =	3
Le sesquioxyde, base faible.....	Fe ² O ³	—	= 80
L'oxyde noir ou magnétique, oxyde salin.	Fe ³ O ⁴	—	= 116
L'acide ferrique, acide faible.....	FeO ³	—	= 52

1° *Protoxyde*. — Cet oxyde se produit lorsqu'on traite le métal par l'acide sulfurique affaibli. Vous savez que, dans ce cas, il se dégage de l'hydrogène, et qu'il reste en dissolution du sulfate de protoxyde de fer :



Si dans cette dissolution on verse de la soude, il se dépose une matière blanchâtre, un hydrate de protoxyde, qu'il est impossible d'amener à l'état sec, en raison de la promptitude avec laquelle il absorbe l'oxygène de l'air, et se change en sesquioxyde. Voici déjà cette matière blanchâtre qui a changé de couleur depuis qu'elle est précipitée ; elle devient successivement verdâtre, brune, jaune, puis rouge, à mesure que sa suroxydation fait des progrès. Je vais lui faire acquérir à l'instant la couleur rouge en l'arrosant de chlore liquide, qui, en décomposant l'eau et en s'emparant de son hydrogène, va mettre en liberté son oxygène que le protoxyde de fer absorbera immédiatement. L'équation suivante représente cette réaction :



On est parvenu, dans ces derniers temps, à obtenir le protoxyde de fer anhydre, en faisant passer un mélange d'acide carbonique et d'oxyde de carbone sur du sesquioxyde de fer chauffé au rouge (Debray),



en chauffant au rouge vif des faisceaux de fils de fer très-fins, enroulés en spirales dans un tube de porcelaine traversé par un courant d'acide carbonique (Tissandier). Dans le premier cas, le protoxyde produit est noir et pulvérulent; dans le second, il est noir, brillant, d'un bel aspect cristallin et attirable à l'aimant; il est inattaquable par l'acide sulfurique, même chaud.

En se dissolvant dans les acides, le protoxyde de fer donne naissance à des sels facilement cristallisables, colorés en vert-émeraude pâle. Ces sels sont blancs, quand ils sont anhydres. Leur dissolution n'est pas colorée, ni colorée par l'hydrogène sulfuré, mais elle donne un précipité noir avec les sulfures alcalins. — Elle ne prend aucune coloration par la décoction de noix de galles. — Le *prussiate jaune de potasse* y donne un précipité blanc qui bleuit promptement. — Le *prussiate rouge de potasse* y forme un précipité bleu foncé qu'on nomme *bleu de Prusse*.
 2° *Sesquioxyde ou peroxyde*. — Le *sesquioxyde* ou *peroxyde*, si abondant dans la nature, est un oxyde indifférent; qui, lorsqu'il est anhydre et amorphe, est d'un brun rouge.

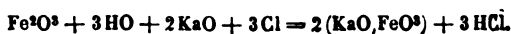
Les chimistes l'obtiennent pur en dissolvant du fer dans l'eau régale, précipitant la dissolution par un léger excès d'ammoniaque. Il se dépose des flocons rougeâtres, qui sont un hydrate, ainsi constitué... $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{HO}$. Dans cet état, il constitue le *safran de Mars astringent* ou le *van apéritif* des pharmacies.

La rouille qui se forme à la surface du fer, de la fonte et des aciers abandonnés dans l'air humide est un autre hydrate = $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{HO}$.

Le *sesquioxyde hydraté* se dissout facilement dans les acides les plus faibles; il abandonne son eau facilement, et lorsqu'on le chauffe presque au rouge, il devient tout à coup incandescent; mais ce phénomène dure qu'un instant; l'oxyde qui reste est, comme celui qui provient de la calcination de la couperose ou de tout autre sel de fer, tellement dur qu'il n'est plus que difficilement attaqué par les acides énergiques et bouillants.

Dans tous les cas, les sels de *sesquioxyde* sont jaunes ou rouges; ils ont une réaction acide. — L'hydrogène sulfuré les décolore en les ramenant à l'état de sels de protoxyde et en abandonnant du soufre; mais les sulfures alcalins y produisent un précipité noir. — La décoction de noix de galles y forme un précipité noir-bleu qui constitue l'*encre*. — Le *prussiate jaune de potasse* fait naître un beau précipité bleu foncé; le *prussiate rouge* ne donne pas de précipité.

3° *Acide ferrigueux*. — Quand on fait passer un courant de chlore dans la dissolution concentrée de potasse au sein de laquelle se trouve le *sesquioxyde* est en suspension, ce dernier, par suite de la décomposition d'une certaine quantité d'eau, se convertit en *acide ferrigueux* qui se combine à l'alcali et colore la dissolution en rouge:



Cet *acide ferrique*, découvert en 1841, par M. Frémy, est tellement instable, que, dès qu'on cherche à l'isoler de la potasse, il se décompose en oxygène et en sesquioxyde. On lui donne encore naissance en calcinant au rouge blanc une partie de ce dernier oxyde avec 4 parties de nitre. Il se forme, comme avec le peroxyde de manganèse, un véritable caméléon qui consiste en *ferrate de potasse*, dont la dissolution aqueuse est d'un beau rouge violet très-intense.

4° *Oxyde noir ou magnétique*. — Quant à l'*oxyde noir de fer*, qui est identique à l'*oxyde magnétique* naturel, il se forme quand on chauffe le fer au contact de l'air, ou qu'on martèle du fer rouge de feu sur une enclume; les écailles noires et brillantes qui se détachent du métal dans ce dernier cas sont connues sous le nom de *battitures*.

Il se produit encore quand on fait passer un courant de vapeur d'eau sur le même métal porté au rouge.

Enfin, quand on humecte d'eau de la limaille de fer, et qu'on abandonne cette pâte pendant quelque temps à l'air ou dans des vases fermés, on obtient encore de

l'oxyde noir, qui porte dans les pharmacies le nom d'*éthiops martial*; mais dans ce cas il renferme toujours une petite quantité d'ammoniacque, comme on s'en assure en le chauffant doucement dans un tube de verre avec un peu de soude caustique (Fig. 558); les vapeurs qui s'en dégagent ramènent au bleu un papier de tournesol rougi placé dans le haut du tube.

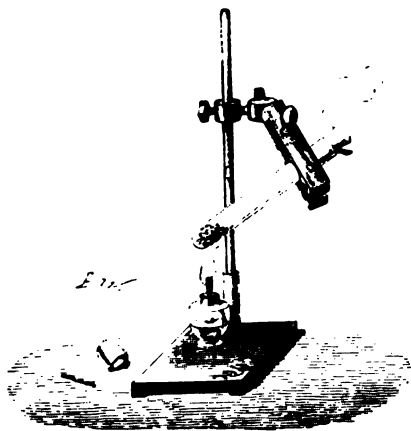


Fig. 558. — Calcination de l'éthiops martial pour en isoler l'ammoniacque.

Sulfate de fer. — De tous les sels de fer, le plus important, sans contredit, est celui qui porte, depuis long-

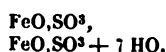
temps, les noms de *vitriol*, de *vitriol vert*, de *vitriol martial* ou *romain*, de *couperose verte*, et ceux plus scientifiques de *sulfate de protoxyde de fer*, de *sulfate ferreux*. Les anciens le connaissaient; dans Pline, on le voit désigné sous les noms de *misy*, de *sory* et de *calcanthum*.

Il sert à obtenir l'encre; c'est le principal ingrédient de la teinture en noir, en gris, en olive et en violet; c'est avec lui qu'on monte les cuves d'indigo à froid, qu'on prépare le bleu de Prusse, le colcothar, l'acide sulfurique de Saxe; qu'on obtient l'or en poudre, nécessaire à la dorure de la porcelaine. Je n'indique ici, Messieurs, que les usages les plus saillants de ce sel.

Composition. — Voici quelle est sa composition :

	anhydre.	crystallisé.
Acide sulfurique	52,63	29,00
Protoxyde de fer.....	47,37	25,42
Eau combinée	»	45,58
	<hr/> 100,00	<hr/> 100,00

Il est représenté par les formules suivantes :



Caractères distinctifs. — Pur, il se présente en gros prismes rhomboïdaux obliques (fig. 559) transparents, d'un beau vert d'émeraude. Il a une saveur d'encre très-prononcée. Il est légèrement efflorescent, et, à la longue, il se couvre de taches d'un jaune rougeâtre dues à une suroxydation du protoxyde ; c'est un sous-sulfate de peroxyde qui se produit et qui a pour formule $\text{SO}^3, 3 \text{Fe}^2 \text{O}^3$.

100 parties d'eau à $+ 15^\circ$ en dissolvent 70 parties, et, à l'ébullition, 333 parties 1/3. La solution est d'un vert clair ; elle a toujours une réaction acide. Au contact de l'air, elle absorbe rapidement l'oxygène, devient d'un vert foncé, puis rougeâtre ; elle laisse déposer du sous-sulfate ferrique, et ne retient plus en dissolution que du sulfate neutre de peroxyde : $\text{Fe}^2 \text{O}^3, 3 \text{SO}^3$.

Le seul moyen de préserver cette dissolution de l'oxydation, c'est de la renfermer dans un flacon avec des baguettes de fer qui plongent dans toute la profondeur du liquide.

Tous les corps oxydants, chlore ou hypochlorites, acides hypoazotique ou azotique, permanganate de potasse, convertissent le sulfate de protoxyde en sulfate de peroxyde. C'est ce qu'il est facile de reconnaître au moyen des réactions suivantes : la solution de couperose pure et récente ne prend aucune coloration avec le *sulfocyanure de potassium*, et fournit un beau précipité bleu avec le *prussiate rouge de potasse*. Après l'action des corps oxydants, le sulfocyanure lui communique une magnifique couleur rouge intense, et le prussiate rouge ne la précipite plus : deux caractères distinctifs des sels de sesquioxyde de fer.

Le sulfate de protoxyde de fer peut à son tour servir d'excellent réactif pour reconnaître dans une liqueur la présence de l'acide azotique libre ou combiné. On délaye, pour cela, une petite quantité de ce sel finement pulvérisé dans de l'acide sulfurique pur et on y ajoute quelques gouttes de la liqueur à essayer ; pour peu qu'elle contienne d'acide

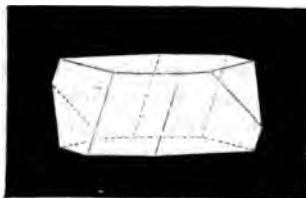
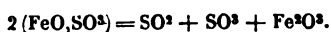


Fig. 559. — Forme cristalline de la couperose.

azotique ou d'azotate, il s'y produit immédiatement une coloration rose ou brune, suivant la proportion de l'acide azotique; mais il faut avoir soin de ne pas mettre trop de la liqueur, autrement le mélange s'échauffe et la coloration disparaît.

Lorsqu'on chauffe brusquement au rouge le sulfate de protoxyde, il éprouve la fusion aqueuse, se boursoufle, perd son eau de cristallisation et devient blanc grisâtre. A une température plus élevée, il se décompose en donnant du gaz sulfureux, de l'acide sulfurique anhydre, et du peroxyde de fer :



Emploi du Colcothar. — Le sesquioxyde de fer, ainsi obtenu, est d'un beau rouge. Basile Va'entin l'a nommé le premier *colcothar*; il est encore appelé, dans le commerce, *rouge d'Angleterre*, *rouge de Prusse*. Il sert, en raison de sa dureté, à polir les glaces, les pierres dures, l'acier, les métaux, l'argenture, et, en raison de sa couleur, dans la peinture à l'huile, dans la coloration des porcelaines et des émaux. — Délavé dans un mélange de résine et de suif en fusion, il constitue le *mastic des fontainiers*, dans lequel les ouvriers ajoutent souvent de la brique pilée et tamisée.

On l'emploie aussi comme poudre à rasoir, mais alors on le prépare d'une autre manière, en calcinant au rouge vif de la couperose mêlée avec 3 fois son poids de sel marin. Le peroxyde de fer, au moment de sa formation, se trouvant en présence d'un sel fusible qui lui fait prendre l'aspect cristallin, il affecte, dans ce cas, la forme de lamelles micacées, d'un violet presque noir, semblables aux cristaux de fer oligiste des volcans. Le sel marin se volatilise en grande partie et n'agit que mécaniquement dans cette préparation. Le produit de la calcination est lavé, soumis à des lévignations, ce qui fournit une poudre d'un brun chocolat, très douce au toucher. C'est cette poudre qui, porphyrisée avec de l'émeri de première qualité, et incorporée dans du suif, constitue la pâte dont on se sert généralement pour affiler les rasoirs.

Fabrication de la Couperose. — On prépare la couperose très en grand, dans plusieurs départements, en lessivant les pyrites martiales effleuries au contact de l'air, comme je le dirai bientôt, ou en traitant les vieilles ferrailles par l'acide sulfurique ne marquant que 12 à 15°. C'est ainsi qu'on opère à Paris, à Honfleur, à Lyon et dans d'autres grandes villes manufacturières.

On utilise pour cela, d'une part, les eaux acides qui proviennent de l'épuration des huiles, et, de l'autre, les tournures de fer partiellement oxydées que fournissent le tournage et le forage des outils de ce métal.

L'acide faible et impur est d'abord porté à une certaine température dans des chaudières en fonte doublées de cuivre; on y introduit les



nares par fractions ; elles se dissolvent rapidement ; l'hydrogène, se dégage en abondance par suite de la décomposition de l'eau, en se dans une cheminée d'appel les vapeurs infectes dues aux miasmes huileuses dont l'acide est souillé.

Quand le liquide ne dissout plus de fer, on le concentre jusqu'à pellete ; on le laisse en repos pendant quelque temps pour qu'il abandonne les matières en suspension qui le troublent, puis on le décante dans des cristallisoirs en bois doublés de plomb. Le sulfate de fer se cristallise en beaux cristaux verdâtres tant sur les parois des bassins que sur des perches en bois qu'on fait plonger dans la liqueur.

variétés commerciales de Couperose. — Dans le commerce, on désigne les diverses espèces de couperoses par les noms des pays de provenance. On connaît donc : les *couperoses de Paris*, de *Honfleur*, de *Andrieux*, de *Forges*, de *Bouxwiller*, d'*Angleterre*, d'*Allemagne*. Toutes sont impures ; elles renferment presque toujours un excès d'acide, du sulfate ferrique, et parfois de l'alun, des sels de chaux, de magnésie, de manganèse et de cuivre. Les couperoses fabriquées de toutes ces matières sont les moins impures. Pour dissimuler leur grande acidité, les fabricants ont pris l'habitude de les colorer en vert foncé au moyen d'un peu de noix de galle ou de mélasse. La couleur foncée des couperoses n'est donc pas un indice de bonne qualité, comme le supposent les teinturiers et les autres industriels qui en ont usage.

Il faut éviter d'employer les couperoses acides pour le mordantage des tissus, attendu que l'excès d'acide sulfurique attaque le coton et les étoffes en général et rend ces substances dures et cassantes. Les couperoses cuivreuses et celles qui contiennent beaucoup de sulfate ferrique ne conviennent nullement pour monter les cuves d'indigo à froid. On reconnaît très-aisément les couperoses cuivreuses, en plongeant dans leur dissolution une lame de fer bien décapée qui, au bout de quelques minutes, se recouvre d'un enduit rouge de cuivre métallique.

Purification des Couperoses. — On peut très-aisément purifier une couperose et lui enlever l'excès d'acide sulfurique et les petites quantités d'oxyde de cuivre ou de peroxyde de fer qu'elle contient. On le fait de la manière suivante :

On met 20 kilogr., par exemple, de couperose impure dans une chaudière de fonte avec 40 litres d'eau et 1 kil. de limaille de fer ou de vieille ferraille. On fait bouillir pendant quelques heures. Le fer, s'il y a un excès d'acide, détermine la décomposition de l'eau, et la production d'une quantité proportionnelle de sulfate de protoxyde. S'il y a du cuivre, ce métal est précipité par le fer métallique ; enfin, s'il s'y trouve du peroxyde de fer, il est réduit ou précipité à l'état de sel basique. — On filtre la liqueur, on nettoie la chaudière, et on fait évaporer rapi-

dement la dissolution jusqu'à 32° de l'aréomètre; on la verse dans des terrines où par le refroidissement elle dépose des cristaux très-purs, qu'on fait égoutter sur une claie d'osier. L'eau-mère, concentrée à 36°, donne de nouveaux cristaux.

Caractères distinctifs des Couperoses du commerce. — Voici quelles sont les principales espèces de couperoses du commerce, avec leur pureté relative et leurs prix.

1. *Couperose de Paris.* En petits cristaux d'un vert brun foncé, entremêlés de cristaux d'un vert clair et transparent. Elle est très-acide, et par cela même constamment humide. Elle est recouverte d'une légère couche de mélasse.

Il y a les *couperoses de fabrique*, ou de 1^{re} cristallisation,

Et les *couperoses de fonte*, ou de 2^e cristallisation.

Elles contiennent, en moyenne, 48 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Elles ne renferment qu'un peu de sulfate de peroxyde.

12 à 12 fr. 50 les 100 kilogrammes.

2. *Couperose de Honfleur.* Cristaux d'un vert clair, mêlés de petits fragments plus foncés, offrant çà et là des taches d'un brun intense. Très-acide; légère odeur de mélasse.

48 1/3 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Ne renferme que du sulfate ferrique.

Quoiqu'elle n'ait pas une belle apparence, c'est une des plus pures du commerce.

14 à 15 fr. les 100 kilogrammes.

3. *Couperose de Forges.* Gros cristaux, d'un vert émeraude assez foncé, se recouvrant facilement de taches ocreuses. Très-peu acide, sans odeur.

47 1/2 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Elle renferme du sulfate de sesquioxyde, du sulfate de cuivre et 2 p. 100 d'alun.

On la distingue en :

Menu sel ou 1^{re} cristallisation. 23 à 24 fr. les 100 kilogrammes;

Couperose de fonte. 27 à 28 fr. les 100 kilogrammes.

4. *Couperoses de Picardie.* Elles sont assez nombreuses. Voici comment on les subdivise :

A. *Couperose de Noyon O.* Petits cristaux d'un vert-pâle, entremêlés de fragments brunâtres presque en poudre, très-efflorescents, acides, et avec odeur de mélasse. Elle ressemble beaucoup à la couperose de Honfleur.

44 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Elle renferme du sulfate ferrique, du sulfate de cuivre, du sulfate de zinc et 4 p. 100 d'alun.

9 fr. les 100 kilogrammes.

B. *Couperose de Noyon OC.* Cristaux d'un vert clair, entremêlés d'un grand nombre de fragments plus foncés. Moins efflorescente que la

précédente; très-acide; odeur peu prononcée. Ses cristaux sont colorés par la noix de galle.

44, 8 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Mêmes impuretés que dans la précédente.

C. *Couperose de Noyon* R. Beaux cristaux d'un vert bleuâtre, sans mélange de petits fragments, transparents, très-efflorescents, légèrement humides. On ne rencontre pas sur cette couperose les taches d'un brun noir qu'on voit sur les cristaux des précédentes. Odeur nulle. Rougit assez fortement le tournesol. Non colorée artificiellement.

45,8 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Mêmes impuretés, mais en très-petites quantités.

12 fr. les 100 kilogrammes.

D. *Couperose de Mairancourt* O. Petits cristaux, d'un vert clair, tachés de brun par la noix de galle. Odeur nulle.

41 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Renferme du sulfate ferrique, un peu de zinc et de manganèse, 3 p. 100 de sulfate de cuivre et 4 p. 100 d'alun. C'est une des plus impures.

10 fr. les 100 kilogrammes.

E. *Couperose de Mairancourt* PS. C'est, pour ainsi dire, une poudre mélangée de petits cristaux fragmentaires. Couleur d'un vert foncé sale, tachée çà et là de brun. Très-humide et imprégnée de mélasse; très-acide.

40 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Renferme du sulfate ferrique, 3 p. 100 de sulfate de cuivre, 5 1/2 p. 100 d'alun et un peu de sulfate de chaux. Elle est donc très-impure.

8 fr. les 100 kilogrammes.

F. *Couperose de Saint-Urcel* CF. Petits cristaux mélangés de poudre, d'un vert foncé, tachés de noir, très-acides et par cela même très-humides; odeur très-prononcée de mélasse.

42 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Renferme plus de 3 p. 100 de sulfate ferrique, mais moins de cuivre et d'alun que les précédentes.

12 fr. 50 les 100 kilogrammes.

G. *Couperose de Montataire*. Cristaux d'un vert clair, légèrement effleuris, ne présentant aucune tache brune; sans odeur sensible.

45 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Renferme plus de 3 p. 100 de sulfate ferrique, 3 p. 100 d'alun et très-peu de cuivre, avec traces de manganèse.

11 à 12 fr. les 100 kilogrammes.

H. *Couperose de Beauvais*. 50 p. 100 de sulfate de protoxyde pur.

Traces d'alun et de sulfate ferrique.

40 fr. les 100 kilogrammes.

I. *Couperoses d'Alsace*. Elles sont plus pures que les couperoses de Picardie. Elles se divisent ainsi qu'il suit :

- A. *Couperose de Mulhouse*. 48,8 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Beaucoup d'alun.
40 fr. les 100 kilogrammes.
- B. *Couperose de Thann*. 49 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Traces de sel ferrique.
24 fr. 80 c. les 100 kilogrammes.
- C. *Couperose de Sultzbach*. 45 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Sous-sel de fer, cuivre et alun.
19 fr. les 100 kilogrammes.
- D. *Couperose de Bouxwiller* :
- 1° *Couperose vert foncé*. 48 1/2 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Un peu d'alun.
48 fr. les 100 kilogrammes.
- 2° *Couperose façon Beauvais*. 48,8 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Sous-sel de fer et alun.
48 fr. les 100 kilogrammes.
- 3° *Couperose double refonte*. 50 1/2 p. 100 de sulfate de protoxyde pur. Traces de sels étrangers.
20 fr. les 100 kilogrammes.

Il résulte de ce qui précède :

1° Que les couperoses les moins impures sont celles : de Honfleur, de Paris, de Thann, de Forges, de Beauvais, de Bouxwiller vert foncé, de Bouxwiller double refonte ;

2° Que les plus acides sont celles de Paris, de Honfleur, de Mairancourt PS, de Saint-Urcel CF ;

3° Que les plus chargées de sel ferrique sont celles de Noyon O, de Mairancourt O, de Montataire, de Saint-Urcel, de Mairancourt PS, de Sultzbach, de Noyon OC, de Forges ;

4° Que les plus cuivreuses sont celles : de Mairancourt PS, de Mairancourt O, de Saint-Urcel, de Sultzbach, de Noyon OC, de Noyon R, de Montataire, de Noyon O ;

5° Enfin que les couperoses les plus riches en alun sont celles : de Mulhouse, de Mairancourt PS, de Mairancourt O, de Noyon O, de Noyon OC, de Sultzbach.

Je déduirai de ces faits, les conclusions suivantes à l'usage des teinturiers et des indienneurs :

1° Pour le mordantage des fils et tissus, il faut rejeter les couperoses acides de Paris, de Honfleur, etc., et employer de préférence celles de Forges, de Noyon O et OC, de Montataire et d'Alsace ;

2° Les meilleures pour le montage des cuves d'indigo sont les couperoses faites de toutes pièces, notamment celles de Paris et de Honfleur, parce qu'elles ne contiennent ni sels ferriques, ni cuivre, ni alun. Leur grande acidité ne nuit pas, dans cette circonstance, puisqu'elle se trouve neutralisée par la chaux des cuves ;



3° Les couperoses chargées de sels ferriques, de cuivre et d'alun doivent être réservées pour la teinture en noir et autres couleurs foncées. Elles sont très-bonnes dans ce cas.

Presque tous les autres sels de fer sont ou peuvent être employés dans la teinture. Les indienneurs font un fréquent usage de l'acétate, de l'azotate et du chlorure de fer.

Fer passif. — Une particularité curieuse, signalée d'abord par Schönbein, c'est que le fer, qui est attaqué si violemment par l'acide azotique ordinaire, cesse de l'être par le même acide fumant, c'est-à-dire aussi concentré que possible; et, ce qui n'est pas moins singulier, c'est qu'au sortir de ce dernier liquide, il n'est plus susceptible d'être dissous par l'acide ordinaire, à moins d'un temps très-long ou d'une élévation de température, ou du contact momentané d'une tige de cuivre ou de fer ordinaire. Schönbein a désigné cet état particulier du fer, dû sans doute à une cause électrique, sous le nom de *passivité du fer*. Certains autres liquides, tels que l'acide acétique cristallisable, l'alcool anhydre, l'acriméniaque, les solutions alcalines, le sulfure de potassium, peuvent aussi rendre le fer *passif*.

Sulfures de fer. — Déjà, à plusieurs reprises, je vous ai parlé, Messieurs, des *pyrites de fer*. C'est ici le lieu de vous faire connaître les substances auxquelles on donne vulgairement ce nom, ainsi que les dénominations de *pyrites martiales*, de *pyrites ferrugineuses*. Pour les chimistes, c'est du *bisulfure* ou *persulfure de fer*.

Les unes sont jaunes et cristallisées en cubes striés dans trois directions (fig. 560), ou en dodécaèdres pentagonaux (fig. 561), ou en icosaèdres (fig. 562) modifiés d'un grand nombre de manières. — Les autres sont d'un jaune verdâtre et cristallisées dans un système tout différent; en effet, ce sont des prismes rhomboïdaux diversement modifiés (fig. 563), ou des octaèdres (fig. 564 et 565), modifiés d'un grand nombre de manières.

Néanmoins, malgré ces caractères physiques différents, elles contiennent exactement la même proportion de soufre, c'est-à-dire 118 pour 100 parties de métal, et elles sont représentées par la même formule FeS^2 . C'est là un nouvel exemple de corps *polymorphes*.

La pyrite cubique est connue sous les noms spécifiques de *pyrite jaune*, *fer sulfuré jaune*. Ses cristaux se conservent parfaitement.

La pyrite prismatique est désignée par les noms spéciaux de *pyrite blanche*, *fer sulfuré blanc*, *sperkise*. Ses cristaux se désagrègent avec la plus grande facilité, se fendillent, se gonflent, puis éclatent et tombent en poussière; le fer s'oxyde, le soufre s'acidifie; ces deux nouveaux produits se combinent, et il en résulte alors du sulfate de fer qui s'effleurit à la surface des fragments, sous forme de petites aiguilles d'un blanc

grisâtre, d'une saveur atramentaire et très-solubles. Mais il y a toujours dans ces efflorescence de l'acide sulfurique en excès, dont vous com-

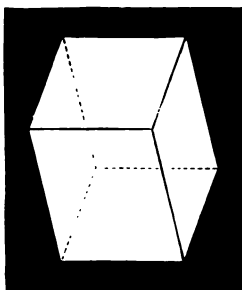


Fig. 563.

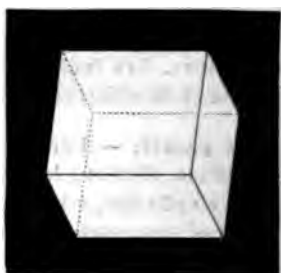


Fig. 560.

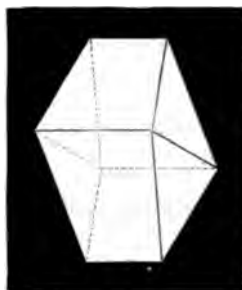


Fig. 564.

Formes cristallines de la pyrite blanche.



Fig. 561.

Formes cristallines de la pyrite jaune.

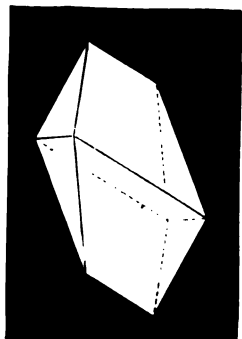


Fig. 565.

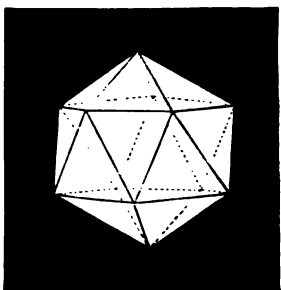


Fig. 562.

prenez mieux la production par l'équation suivante qui représente l'action de l'air sur la pyrite blanche :



Cette oxydation des pyrites par l'air étant toujours accompagnée de chaleur, celle-ci s'élève parfois assez haut pour déterminer l'inflammation des matières combustibles environnantes. C'est ainsi qu'on explique



les incendies spontanés qui se déclarent dans les schistes houillers et par suite dans les mines de charbon. La montagne brûlante de Sarrebourg n'est qu'une houillère enflammée par le sulfure de fer.

Aucune substance minérale n'est plus répandue que ce composé. Presque toutes les mines, superficielles ou profondes, presque tous les terrains, à quelque formation qu'ils appartiennent, en contiennent; aussi est-il bien connu des gens du monde et des habitants des campagnes, qui le prennent pour du l'or à cause de sa couleur et de son vif éclat métallique. Bien des fois la découverte de pyrites jaunes dans les terrains de craie a fait naître des espérances que j'ai eu beaucoup de peine à détruire. Le mica jaune a souvent occasionné de semblables méprises. On pourrait dire, avec Haüy, de ces deux substances, que ce sont les mines d'or de l'ignorance.

Ce qui distingue surtout le persulfure de fer et le fait aisément reconnaître, c'est qu'il perd son éclat à la simple flamme d'une bougie, en exhalant une odeur d'acide sulfureux et devenant brun; qu'il donne des étincelles par le choc du briquet, en répandant la même odeur. C'est à cause de cette dernière propriété que les anciens lui donnèrent le nom de *pyrite*, dérivé d'un mot grec qui signifie feu. Ils l'appelèrent aussi *Pierre de foudre*, parce qu'ils croyaient qu'il était lancé sur la terre par le tonnerre. Longtemps on s'en est servi, à cause de sa dureté, pour armer les carabines: de là le nom de *Pierre de carabine* qu'il a porté. Chez les Romains, les patrouilles militaires ne marchaient pas sans avoir des pyrites, afin de se procurer subitement du feu; voilà pourquoi ils les appelaient *lapis luminis*, *lapis ignifer* (Pierre de lumière, Pierre à feu).

Utilisation des pyrites. — Malgré leur richesse en fer, les pyrites ne sont jamais exploitées pour l'extraction de ce métal, parce que le produit serait trop dispendieux et de mauvaise qualité. Mais on les utilise soit comme mine de soufre, soit pour en obtenir de la couperose, soit enfin pour la fabrication du gaz sulfureux destiné à la production de l'acide sulfurique.

a. Extraction du soufre. — C'est surtout la *pyrite jaune*, en masses denses ou en rognons compactes, qui sert, en Belgique, en Angleterre, en Saxe, en Bohême, en Hongrie et autres pays très-éloignés des solfatares, à l'extraction du soufre. Voici comment on y procède.

On calcine la pyrite dans des tuyaux en grès ou en terre réfractaire A, A, de forme conique, placés transversalement, au nombre de 12 ou de 24, sous une légère inclinaison, dans un fourneau de galère (Fig. 566). À l'extrémité la plus inclinée de ces tuyaux, on ajuste un tube *b* qui conduit le soufre dans un récipient en fonte C. La calcination dure de 6 à 8 heures, pour des charges de 12 kil. 1/2 à 25 kilogr. Le soufre a une couleur verdâtre due à un peu de sulfure entraîné; on le purifie par la fusion et la décantation dans des moules.

La pyrite renferme 54 pour 100 de soufre; on pourrait, en la calcinant fortement, en séparer la moitié, soit 27 pour 100; mais, pour avoir cette proportion de soufre, on perdrait les tuyaux, attendu que le résidu,



Fig. 566. — Calcination des pyrites jaunes pour l'extraction du soufre.

fondu par la haute température employée, ne pourrait être retiré de leur intérieur. On préfère donc n'extraire que le quart du soufre contenu dans la pyrite, en n'employant qu'une chaleur modérée. Le résidu demeure pulvérulent et peut être facilement enlevé. C'est alors un double sulfure, ou ce qu'on appelle de la *pyrite magnétique*, composée de 1 équivalent de bisulfure et de 6 équivalents de protosulfure :



Cette extraction du soufre des pyrites est liée à la fabrication de la couperose, car le résidu pulvérulent qu'on retire des

tuyaux, étant très-perméable, ne tarde pas à se sulfatiser au contact de l'air. Par des lessivages méthodiques, on obtient une solution marquant de 30 à 36°, qu'on concentre dans des chaudières jusqu'à 40°, et qu'on met ensuite à cristalliser dans des bassins en pierre.

Comme la fabrication du même sel au moyen de la pyrite blanche est intimement liée à celle de l'alun, je vous en parlerai plus tard.

b. Fabrication de l'acide sulfurique. — Le haut prix du soufre brut, survenu en 1836 à la suite de mesures fiscales prises par le gouvernement des Deux-Siciles, reporta l'attention des savants et des industriels sur d'anciennes tentatives faites par Clément Desormes pour substituer au soufre les pyrites dans la fabrication de l'acide sulfurique. Depuis longtemps, l'usine de Falun, en Suède, n'employait pour cette fabrication que le soufre des pyrites très-abondantes dans cette localité. C'est M. Michel Perret qui introduisit le premier en France, dans l'usine de son père à Lyon, la combustion directe des sulfures métalliques pour la production du gaz sulfureux à déverser dans les chambres de plomb. Cette pratique s'est rapidement généralisée dans la presque



totalité des usines de la Belgique, de l'Allemagne, de l'Angleterre, et dans nombre de fabriques françaises, surtout dans le Nord, si bien qu'il se consomme actuellement en Europe, année commune, 80 000 tonnes de pyrites, représentant environ 250 000 tonnes de soufre pur.

La forme des fours dans lesquels on grille les pyrites varie beaucoup, suivant qu'on opère sur des morceaux ou sur du menu.

Dans le premier cas, le minerai, lavé s'il y a lieu pour le débarrasser de sa gangue, est bocardé pour le réduire en fragments de la grosseur d'une noisette. Le four le plus généralement adopté, construit en briques, est formé de deux murs réunis par une voûte de plein cintre (Fig. 567); il a 1^m,20 de hauteur environ, une profondeur un peu plus



Fig. 567. — Four coulant pour le grillage des pyrites.

considérable et une largeur moitié moindre. Au tiers de sa hauteur se trouve une grille A, et dans la voûte une ouverture centrale O qu'on ferme par un obturateur mobile c; c'est par là qu'on introduit, d'abord du combustible pour élever graduellement au rouge vif la température des parois, puis le minerai par portions de 50 kilogr. Celui-ci ne tarde pas à s'enflammer, sous l'influence du courant d'air qui arrive sous la grille par le cendrier C. On ferme l'ouverture centrale O, seulement de temps en temps on soulève l'obturateur c pour charger de nouvelles doses de minerai de manière que la couche ait à peu près 30 à 60 cent. d'épaisseur. Le gaz sulfureux produit et l'air en excès sortent par une buse latérale d pour aller dans les chambres de plomb. Cette buse est munie d'un registre qui la ferme tant que le combustible brûle sur la grille, afin que la fumée du combustible n'aille pas dans les chambres et se répande dans l'atmosphère. On passe de temps à autre un ringard entre les barreaux de la grille pour faire tomber en C la pyrite brûlée et faciliter l'accès de l'air; le soufre que contient encore le ré-

sidu pulvérisent réuni en C achève de s'y brûler, et chaque fois que l'on introduit de nouvelles pyrites par l'ouverture O, on ferme la porte B afin que le tirage se fasse momentanément par cette ouverture.

Ce mode est très-économique, parce qu'il n'exige que fort peu de combustible, les pyrites, une fois enflammées, fournissant la chaleur nécessaire à l'entretien de la combustion.

On assemble ordinairement un certain nombre des fours précédents autour d'une cheminée commune qui reçoit tous les courants de gaz sulfureux qui en sortent. Le haut de cette cheminée cylindrique est fermé par une plaque en grès percée de trous et recouverte de gros fragments de coke destinés à arrêter les poussières qui ne se seraient pas déposées au bas de la cheminée. Au dessus s'élève un large tube en fonte sur lequel on adapte un coude en tôle qui entre dans le premier tambour des chambres.

A Chessy, à Javelle, les fours à cuve profonde reçoivent jusqu'à 400 kil. de pyrites formant un lit d'une épaisseur de près d'un mètre; la combustion marche avec une grande lenteur, les portes étant bien lutées, de manière qu'un fragment de minerai met 48 heures à descendre de la partie supérieure du four jusqu'à la grille. De 3 en 3 heures, on jette 50 kil. de matière par l'ouverture supérieure, tandis que l'on fait tomber dans le cendrier la pyrite brûlée qui reste sur la grille. Dans ces conditions, la combustion est aussi complète que possible.

A Marseille et autres localités du Midi, le même four sert à la fois au grillage des pyrites et à la production des composés de l'azote. La coupe verticale et le plan ci-dessous (*fig.* 568 et 569), montrent les dispositions

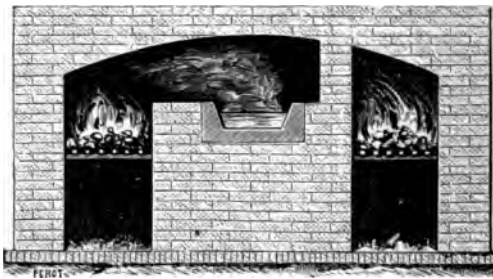


Fig. 568. — Coupe verticale du four à pyrites de Marseille.

principales de ce four. Les grilles de combustion placées des deux côtés du four sont formées de barreaux mobiles en fer carré de 2 centim. $1/2$ environ; entre les deux se trouve une cuvette rectangulaire en grès qui reçoit l'acide sulfurique et l'azotate de soude qui doivent fournir l'acide azotique nécessaire à l'oxydation de l'acide sulfureux. Ces gaz se mélangent déjà avant d'entrer dans la buse de sortie placée dans la paroi postérieure du four.

Le grillage des pyrites en poussière ou du *menu* provenant du cassage des morceaux, offre plus de difficultés, parce que l'accès de l'air se trouve empêché par le tassement des matières. De tous les appareils



Fig. 569. — Plan du four à pyrites de Marseille.

successivement essayés, celui qui fournit les meilleurs résultats a été imaginé par M. Michel Perret, de Lyon; il a été adopté par un grand nombre d'usines que les mines de Chessy et de Saint-Bel alimentent de

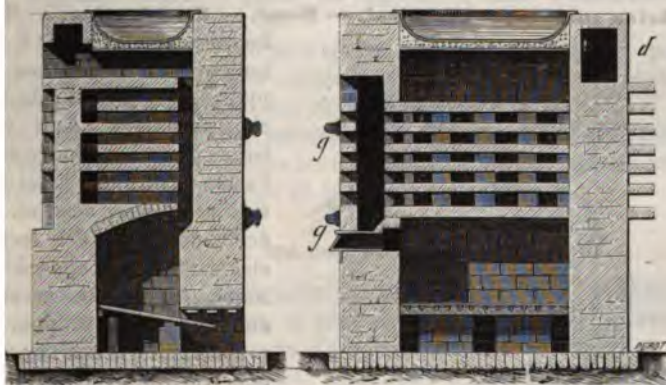


Fig. 570. — Four à pyrites de M. Perret.

pyrites cuivreuses. La figure 570 vous donnera une idée suffisante de l'appareil.

A une petite distance de la couche de pyrites en morceaux, brûlant dans le four à cuve ordinaire muni d'une grille à barreaux mobiles, se trouvent six à huit soles en terre réfractaire, séparées les unes des autres par un intervalle de 10 centimètres, et fixées dans une maçonnerie où sont ménagées des ouvertures disposées de manière que le courant d'air et d'acide sulfureux s'élevant de la grille puisse, en serpentant, traverser la surface du menu déposé en couches de 3 centimètres sur cha-

cune de ces soles. Les ouvertures par lesquelles on charge celles-ci sont bouchées par des tampons mobiles. On laisse un léger accès à l'air extérieur au niveau du troisième étage lorsque la combustion du menu a trop élevé la température et absorbé trop d'oxygène.

Les gaz, avant de sortir par la buse *d*, qui les dirige dans les chambres de plomb, passent dans un large conduit sur lequel est installé un bassin en plomb où l'on concentre jusqu'à 60° l'acide des chambres. Ordinairement on accole sur un même plan à côté l'un de l'autre deux fours, de manière que le gaz de la huitième sole supérieure de l'un d'eux, conduit par un carneau, puisse aller à son tour passer sur la surface de la couche inférieure de l'autre.

La charge a lieu toutes les 36 heures; pendant ce temps on brûle 1000 kilogr. de pyrite menue. Le déchargement s'effectue en retirant avec un râble, par les ouvreaux *g, g*, la cendre ferrugineuse qui reste sur chaque sole; cette cendre, qui ne renferme plus que 4 à 5 p. 100 de soufre non brûlé, tombe dans un conduit vertical commun aux huit étages et se rassemble dans une cavité en bas du four.

Dans les fours bien construits et bien dirigés de l'usine de Lyon on obtient en acide sulfurique à 66°, 126 p. 100 du poids de la pyrite, ce qui suppose que, sur 45 de soufre qu'elle contient, on en utilise 42.

Acide sulfurique arsenical. — Essai. — Purification. — Mal-



Fig. 571. — Essai de l'acide sulfurique arsenical.

heureusement, comme il y a toujours de l'arsenic dans les pyrites, il se produit de l'acide arsénieux, dont une bonne partie se retrouve dans l'acide sulfurique à l'état d'acide arsénique; aussi un tel acide donne-t-il des taches abondantes avec l'appareil de Marsh (fig. 571). On ne peut en faire usage ni pour la préparation des acides acétique, tartrique, citrique si employés dans l'économie domestique, ni pour certaines opérations industrielles, telles, par exemple, que le

décapage de la tôle qu'on veut convertir en fer-blanc, attendu que l'arsenic en se déposant par plaques sur le fer nuirait à la régularité de l'étamage.

A Lyon, on purifie cet acide arsenical, tel qu'il sort des chambres, en y versant du sulfure de baryum dissous, qui forme du sulfate de baryte et du sulfure d'arsenic insolubles dans l'acide. En Allemagne, on préfère y faire passer un courant d'acide sulfhydrique jusqu'à ce qu'il ne



se forme plus de flocons jaunes de sulfure d'arsenic. Dans certaines usines on chauffe l'acide à 66° jusqu'à 150° et on y fait passer du gaz acide chlorhydrique jusqu'à volatilisation complète du chlorure d'arsenic; on chasse ensuite l'excès d'acide chlorhydrique par un courant d'air.

L'acide chlorhydrique du commerce renferme presque toujours du chlorure d'arsenic (AsCl_3), 1 décigr. par kilogr., en moyenne, d'après M. Houzeau, par suite de l'emploi d'acide sulfurique arsenical pour le traitement du sel marin dans les grandes fabriques de soude artificielle. Il suffit de faire bouillir l'acide chlorhydrique pendant quelque temps dans une fiole à fond plat, pour le débarrasser complètement du chlorure d'arsenic : ainsi 3 litres de cet acide, entretenus en ébullition pendant 3 heures environ, fournissent 2 litres d'acide faible privé d'arsenic.

Importance des pyrites. — Ce qui précède vous prouve, Messieurs, que le bisulfure de fer, pour ainsi dire sans valeur autrefois, est devenu, depuis une trentaine d'années, une matière première d'assez grande importance, qui alimente un commerce fort actif. Les exploitations les plus considérables sont surtout celles de Thoneux, dans le pays de Liège, de San-Domingo, province de Beja, en Portugal, dont les produits sont expédiés en grande partie en Angleterre, celles d'Alais dans le Gard, de Chessy près Lyon, etc.

En alliant ce bisulfure de fer à un peu de cuivre, on en fait ce qu'on appelle la *marcassite* dans le commerce, et on en fabrique des chatons de bague, des boutons et autres ouvrages du même genre.

Les antiquaires nomment *miroir des Incas* des plaques polies du même sulfure, qu'on a trouvées dans les tombeaux des anciens princes péruviens. Ils pensent qu'elles ont dû leur servir de miroir.

Du Chrome.

Extraction. — En 1797, notre compatriote Vauquelin, examinant un minéral alors peu connu, la *mine de plomb rouge de Sibérie*, reconnut que c'est une combinaison d'oxyde de plomb et d'un acide nouveau, dont le radical métallique n'avait point encore été obtenu. En chauffant très-fortement cet acide dans un creuset brasqué (fig. 572), il le réduisit en un métal d'un blanc grisâtre, très-dur et cassant, auquel il donna, d'après le conseil de Haüy, le nom de *chrome*, de *chroma*, couleur, pour rappeler les propriétés éminemment colorantes de tous ses composés. La découverte de Vauquelin est une de celles dont l'industrie a tiré le plus grand parti (1).



Fig. 572. — Creuset brasqué pour l'extraction du chrome.

État naturel. — Le chrome, qui n'existe libre que dans

(1) L'histoire de Vauquelin, comme celle de Scheele, est un des exemples de ce que peuvent la patience et une volonté forte de s'instruire. Né en mai 1763,

les météorites, dans quelques minerais de fer en masses et en grains, forme deux composés oxygénés fort remarquables.

L'un, Cr^2O^3 , est un oxyde pourvu d'une magnifique couleur verte, qu'il communique à plusieurs minéraux, et entre autres à l'émeraude, à la diallage verte, à l'actinote ou amphibole vert, aux pyroxènes olivins, aux serpentines, aux diorites, etc.

L'autre, CrO^3 , est un acide d'un rouge purpurin, qui sert de principe colorant au rubis spinelle, et dont les sels, appelés chromates, offrent les teintes les plus variées et les plus belles.

L'acide chromique n'a guère d'emplois dans son état de liberté, attendu qu'il est instable et tend toujours à se dédoubler en oxyde et en oxygène : $2\text{CrO}^3 = \text{Cr}^2\text{O}^3 + \text{O}^3$. Mais l'oxyde de chrome est une des couleurs minérales les plus solides et les plus utiles. Dans les manufactures de porcelaine, il sert à faire des fonds verts très-foncés et très-beaux sur ces sortes de poteries : c'est avec lui qu'on colore en vert toutes les matières vitreuses, les strass, les émaux. On peut l'utiliser pour la peinture à l'huile et les vernis. Le vert de chrome des marchands de couleurs n'est autre chose que l'oxyde dont je vous parle ; malheureusement son prix ne permet pas de l'employer pour tous les genres de peinture, et cela est d'autant plus fâcheux que c'est le vert le plus solide qu'il y ait ; il résiste fort longtemps, en effet, à l'air, aux rayons solaires et aux émanations sulfureuses.

de pauvres cultivateurs, à Saint-André-d'Hébertot, petite commune du département du Calvados, Vauquelin fut d'abord destiné aux fonctions les plus humbles. Il entra comme garçon de laboratoire chez Mézaize, pharmacien de Rouen, et là il puisa cette ardeur pour la chimie qui le conduisit plus tard aux honneurs et à la fortune. Avec 6 francs pour tout bien, le jeune Vauquelin fit le voyage de Paris, dans l'espérance d'y trouver les moyens de s'instruire. D'abord élève en pharmacie, il dut à l'un de ses maîtres la connaissance de Fourcroy, qui, ayant remarqué son aptitude et l'espèce d'avidité avec laquelle il écoutait ses discours, lui proposa de le prendre chez lui, en lui donnant le logement, la table et cent écus par an. Ces conditions parurent magnifiques au pauvre élève, qui s'empressa d'autant plus d'accepter, qu'il atteignait, en entrant dans un laboratoire de chimie, le but de tous ses désirs. Là, travaillant avec une persistance incroyable, et dirigé par les conseils éclairés de Fourcroy, il acquit bientôt une telle habileté et un tel savoir, que ce dernier l'associa à ses recherches et lui confia les répétitions de ses cours. Quelques années s'étaient à peine écoulées que l'Académie royale des sciences comptait Vauquelin au nombre de ses membres. En 1794, il était professeur à l'École polytechnique, inspecteur et professeur de docimastie à l'École des Mines, puis professeur de chimie appliquée au Muséum d'histoire naturelle. Il est peu de chimistes qui aient eu une carrière aussi longue et aussi laborieuse. Plus de 250 mémoires ont été publiés par lui sur presque toutes les branches de la science. Il avait un talent remarquable pour l'analyse. Ses recherches, ses découvertes ont eu presque toutes de brillantes applications dans les arts ; elles ont rendu des services non moins signalés à la physiologie, à la médecine légale, à l'économie domestique. On peut dire que Vauquelin avait fait et vu à peu près tout ce qu'il était possible de faire et de voir en chimie. Cet homme célèbre, qui honore tant la France, et en particulier la Normandie, est mort au château d'Hébertot, le 14 novembre 1829.



Parmi les chromates, il en est deux surtout qu'il importe de connaître : ce sont ceux de potasse et de plomb, qui jouent un très-grand rôle dans nos ateliers de teinture et d'indiennes. Comme c'est avec le chromate de potasse qu'on prépare tous les autres composés, je dois vous dire dès à présent comment on se le procure.

Mine de chrome ou fer chromé. — On trouve dans des roches de serpentine, à Baltimore, à Chestercoutz (États-Unis), en Silésie, en Sibérie, dans les monts Ourals et à Gassin, sur la plage de Cavalaire (département du Var, un minéral d'un gris noirâtre, avec un léger éclat métallique, le plus souvent en grosses masses irrégulières, fort dures, compactes, ou lamellaires. C'est un composé d'oxyde de chrome et de sesquioxyde de fer, que les minéralogistes désignent sous les noms de *fer chromé*, de *chromite de fer*, de *sidérochrome*, et que les marchands nomment tout simplement *mine de chrome*. La composition de ce minéral varie singulièrement suivant les localités ; ainsi on y trouve :

Depuis 32	jusqu'à 58,6	p. 100	d'oxyde de chrome,
— 33	— 41,0	—	de peroxyde de fer,
— 6	— 21,0	—	d'alumine,
— 1	— 8,0	—	de silice.

Voici la richesse comparative en oxyde de chrome pur suivant les pays :

MINÉRAI	}	de Silésie.....	32,3	p. 100.
		de Saint-Domingue	37,0	—
		du Var.....	37,0	—
		de Baltimore	51,6	—
		de l'Oural.....	53,0	—
		de la Styrie.....	55,5	—
		de Turquie ou de l'Asie Mineure....	58,6	—

C'est surtout de Baltimore et de l'Asie Mineure qu'arrive le minéral traité dans nos fabriques.

Fabrication industrielle des chromates de potasse. — Jusque dans ces dernières années, on obtenait les chromates de potasse en sur-oxydant le sesquioxyde de chrome naturel, au moyen d'un mélange de nitre et de potasse du commerce, sous l'influence d'une haute température. Un procédé plus facile d'exécution et plus économique est aujourd'hui adopté dans les usines, grâce aux travaux de MM. Allain, Jacquelin et Delacretaz ; voici en quoi il consiste :

On calcine dans un four à réverbère à voûte surbaissée A (fig. 573) un mélange aussi intime que possible de 300 parties de *mine de chrome* très-finement pulvérisée, 300 parties de chaux vive qu'on a soin d'éteindre et 100 parties de carbonate de potasse. A la chaleur du rouge blanc et au contact de la chaux, l'oxyde de chrome absorbe l'oxygène de l'air et se change en acide chromique qui, saturant immédiatement la potasse du carbonate, donne naissance à un chromate neutre soluble. Trois ou quatre heures suffisent pour cette réaction. Le mélange

prend une consistance pâteuse et présente en refroidissant une belle couleur verte ; on le retire du four.

Par des lavages méthodiques, on l'épuise du chromate neutre de

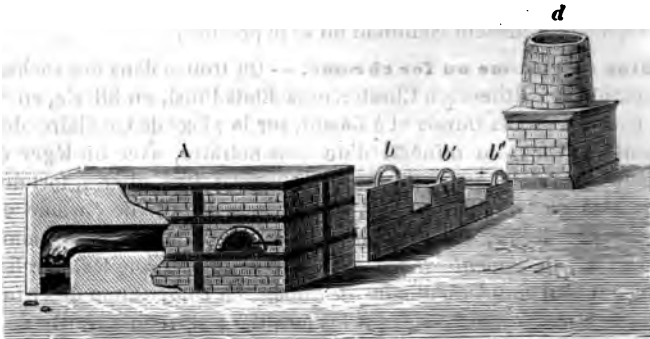


Fig. 573. — Préparation des chromates de potasse.

potasse formé, et on concentre les liqueurs dans des chaudières peu profondes en tôle *b, b', b''* ; celles-ci sont disposées en gradins à la suite du four et chauffées par les produits de la combustion, qui circulent dans des carneaux installés au-dessous d'elles, avant de se rendre dans la grande cheminée *d*. Les liqueurs les plus faibles sont mises dans la chaudière *b* qui reçoit le plus de chaleur, les plus fortes dans la chaudière *b''*, où s'achève la concentration qu'on pousse jusqu'à 32° de l'aréomètre. De là, elles sont dirigées dans une chaudière en plomb (qu'on ne voit pas dans la figure), chauffée par la vapeur, et amenées à 36°. On les met alors à cristalliser dans des bacs en bois doublés de plomb.

La majeure partie du chromate jaune obtenu est convertie en bichromate, parce que ce dernier cristallise mieux, est plus facile à purifier et contient deux fois plus d'acide que le premier. On ajoute pour cela aux liqueurs à 36°, dont il vient d'être question, 6 p. 100 d'acide sulfurique ordinaire ; mais cette addition se fait par fractions, pour éviter que la température ne s'élève trop. On met ensuite à cristalliser, en couvrant les bacs et les entourant de grosses toiles pour que le refroidissement soit aussi lent que possible. Ce n'est qu'au bout de plusieurs jours qu'on fait écouler les eaux-mères et qu'on détache les beaux cristaux rouges de bichromate qu'on sèche à l'air.

Composition des chromates de potasse. — Les deux chromates de potasse ont la composition suivante :

	Chromate neutre.	Bichromate.
Potasse.....	48,38	31,91
Acide chromique.....	51,62	68,09
	<hr/> 100,00	<hr/> 100,00
Formules.....	KO,CrO_3	$\text{KO},2\text{CrO}_3$



DES CHROMATES DE POTASSE.

395

Caractères distinctifs. — Le chromate neutre est d'un jaune pâle, en prismes droits rhomboïdaux, transparents (fig. 574), toujours



Fig. 574. — Forme cristalline du chromate neutre de potasse.

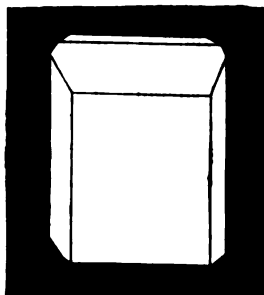
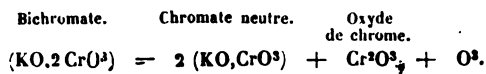


Fig. 575. — Forme cristalline du bichromate de potasse.

insolubles et inaltérables à l'air. Sa saveur est fraîche, amère, désagréable. Cent parties d'eau froide en dissolvent 48 parties 1/3; l'eau bouillante en dissout plusieurs fois son poids; sa dissolution, qui a une réaction alcaline, passe du jaune au rouge par les acides qui convertissent le sel neutre en bichromate. — Le pouvoir colorant de ce sel est très-intense, qu'il suffit d'un seul gramme pour colorer sensiblement une 40 litres d'eau.

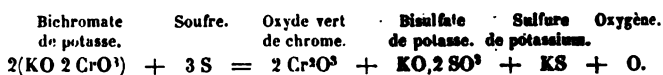
Le bichromate a une belle couleur rouge orangé foncé. Il cristallise en tables rectangulaires à bords aigus (fig. 575), transparentes, insolubles, inaltérables à l'air. Sa saveur est amère et métallique. — Il se dissout dans dix fois son poids d'eau froide; l'eau bouillante en dissout bien davantage. A une température élevée, il perd de l'oxygène, et se convertit à l'état de chromate neutre qui reste coloré en vert par de l'oxyde de chrome.



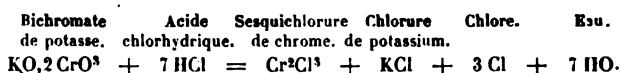
Les matières susceptibles d'absorber de l'oxygène, comme le soufre, l'acide sulfureux, l'acide sulfhydrique, les substances végétales, les matières colorantes, jouissent de la propriété de ramener l'oxyde chromique de ces sels à l'état d'oxyde vert.

Si, au lieu de faire fondre dans un creuset parties égales de soufre et de bichromate de potasse, j'obtiens une masse verte, qui, épuisée par l'eau bouillante, laisse un oxyde très-beau et très-léger.

Il se produit, dans cette réaction, outre l'oxyde, du bisulfate de potasse, du sulfure de potassium et un dégagement d'oxygène :



Si je verse dans la solution de bichromate de potasse de l'acide sulfureux, ou si je fais légèrement chauffer la même solution avec de l'acide chlorhydrique et de l'esprit-de-vin, la liqueur ne tarde pas à devenir verte, preuve de la transformation de l'acide chromique en oxyde vert, que je puis isoler au moyen d'une lessive alcaline. Avec le premier, il se forme du sulfate de chrome ; avec le dernier, du sesquichlorure de chrome, du chlorure de potassium, du chlore et de l'eau :



La solution d'acide arsénieux ou d'arsénite de potasse, à froid, et plus rapidement à chaud, colore en vert les mêmes chromates et détermine un précipité vert, abondant, gélatineux.

Enfin les matières organiques, colorées ou non, en présence des acides, produisent la même désoxygénation et sont en même temps plus ou moins attaquées par l'oxygène qui devient libre. La réaction est plus facile à constater avec les matières colorantes, parce que celles-ci sont blanchies comme avec le chlore. En voici la preuve : je trempe dans de l'acide chlorhydrique cette bande de calicot qui a d'abord été teinte en bleu d'indigo, puis passée dans une solution de bichromate de potasse et séchée à l'ombre ; aussitôt le contact de l'acide, elle est subitement décolorée, et la liqueur acide devient verte.

C'est James Thomson, de Manchester, qui, en 1831, a découvert cette action décolorante des chromates en présence des acides et a introduit dans les fabriques d'indiennes ce mode de produire des dessins blancs sur les fonds bleus et verts solides, sur les fonds carminés et autres.

Préparation de l'oxyde de chrome. — L'oxyde de chrome, qui prend ainsi naissance toutes les fois qu'on désoxygène partiellement le chromate de potasse, peut être obtenu en belles lames vertes, larges, brillantes et friables, lorsqu'on fait passer du chlore sec sur du chromate neutre de potasse, chauffé au rouge brun dans un tube de porcelaine. Le chlore est entièrement absorbé, et le chromate se trouve converti en chlorure de potassium et en oxyde de chrome. Lorsque la température du tube est au rouge vif, l'oxyde qui se dépose

est alors, d'après M. Fremy, en cristaux noirs, très-brillants, d'un bel éclat métallique, très-durs et tout à fait semblables à ceux du peroxyde de fer natif (fer oligiste). Par la trituration, ils donnent une belle poudre verte.

Une circonstance très-curieuse dans laquelle l'oxyde de chrome se produit, c'est la décomposition par une douce chaleur du *chromate acide* ou *bichromate d'ammoniaque*. Si l'on expose pendant quelques secondes, à la flamme d'une lampe à esprit-de-vin, dans une petite capsule plate, 10 grammes de ce sel en beaux cristaux rouges, ceux-ci se gonflent, éprouvent une forte ignition, et de chacun d'eux sortent avec violence, dans toutes les directions, des masses vertes volumineuses d'oxyde de chrome, qui ont, dans leur forme, une ressemblance si frappante avec des feuilles de thé, roulées, qu'un connaisseur même pourrait s'y méprendre.

Une expérience non moins intéressante a encore été indiquée par M. Bœttger. On mélange très-intimement 48 parties de poudre à tirer, 240 parties de bichromate de potasse parfaitement sec et 5 parties de chlorhydrate d'ammoniaque tout aussi sec. Le mélange réduit en poudre est passé à travers un tamis extrêmement fin. Si l'on remplit de ce mélange sec un verre conique à vin de Champagne, qu'on couvre celui-ci avec une plaque de fer, et qu'on lui imprime alors un mouvement de rotation, on voit, avec un peu de précaution dans la manipulation, le contenu du verre se dresser en forme de cône. Si, ensuite, l'on place sur ce dernier un petit morceau d'amadou enflammé, on voit le cône s'allumer et s'éteindre lentement jusqu'à la base comme un volcan. Si l'on lave enfin avec de l'eau la masse restante, encore en ignition, et qui a un aspect noir-gris, on obtient un oxyde de chrome, d'un vert clair magnifique, sous forme pulvérulente.

Verts de chrome du commerce. — La peinture à l'huile est en possession, depuis près de trente-cinq ans, d'un vert de chrome très-riche, très-solide et presque transparent, connu sous le nom de *vert émeraude* ou de *vert Pannetier*, du nom de son inventeur. Le procédé de préparation était resté inconnu, et le prix fort élevé de cette belle couleur, 140 fr. le kilogr., en limitait singulièrement l'emploi. En 1838, M. Guignet, répétiteur à l'École polytechnique, a fait breveter une méthode particulière qui lui permet de préparer en grand, pour les besoins de l'industrie, un magnifique vert de chrome hydraté dont l'usage est actuellement répandu non-seulement en France, mais en Angleterre et en Allemagne.

Le procédé consiste à calciner au rouge sombre, dans un four à réverbère de construction particulière, un mélange de 3 parties d'acide borique pour 1 partie de bichromate de potasse, mis en bouillie épaisse avec de l'eau. Il y a boursoufflement, dégagement d'eau, d'oxygène, formation d'un borate double d'oxyde de chrome et de potasse,

qui offre une teinte foncée d'un très-beau vert d'herbe. On retire du four la matière avec un ringard pour la plonger dans l'eau pendant qu'elle est encore rouge de feu : elle s'y désagrège et se dédouble en borate acide de potasse soluble et en sesquioxyde de chrome insoluble ; ce dernier s'empare, à l'état naissant, de 2 équivalents d'eau pour former un hydrate, $\text{Cr}^2\text{O}^3, 2 \text{HO}$, d'une superbe couleur (1). On épuise la poudre par l'eau bouillante et on l'amène à un état convenable de ténuité au moyen d'un appareil à gobilles. Une grande partie de l'acide borique est retirée des eaux-mères et rentre en fabrication.

Le procédé de M. Guignet est exploité de la manière la plus habile dans l'usine de M. Charles Kestner, à Thann (Haut-Rhin). On livre la couleur en pâte très-finement broyée aux imprimeurs d'indiennes, à moins de 8 fr. le kilogr. renfermant 30 p. 100 d'oxyde de chrome sec. Pour la peinture à l'huile, on la fait sécher ; elle se vend alors 20 fr. le kilogr., c'est-à-dire le cinquième ou le sixième du prix de l'ancien vert-émeraude. Elle est complètement inaltérable à l'air et au soleil, et elle a, de plus, le grand avantage de conserver sa nuance et son éclat à la lumière artificielle ; qualité précieuse et très-recherchée, qui n'est partagée, de tous les verts employés jusqu'ici dans l'industrie, que par le vert de Chine et le vert de Schweinfurth.

Le vert *Guignet*, d'une innocuité parfaite, fait abandonner peu à peu l'usage des verts à l'arsenic et au cuivre, qui déterminent tant d'accidents malheureux.

L'impression des tissus de coton n'est pas la seule industrie qui l'emploie. Pur ou mélangé de *blanc fixe*, il donne des verts absolument inaltérables pour les papiers peints ; ceux-ci peuvent être collés sur des plâtres frais ou des enduits de ciment sans subir aucune modification dans leur nuance. La peinture en bâtiments s'en sert aussi avec beaucoup d'avantage, en mélange avec le blanc de zinc, pour faire des *verts d'eau* de la nuance la plus fraîche et insensibles aux émanations sulfureuses (cabinets de bains de Barèges, etc.). — Enfin son mélange avec l'*acide picrique*, dit *vert-nature*, sert à préparer les papiers que mettent en œuvre les fabricants de fleurs artificielles ; ces fleurs peuvent être préparées, maniées par les ouvrières et portées sans aucun danger.

Vous ne serez donc pas surpris d'apprendre que M. Guignet ait obtenu un des prix Montyon de l'Institut, une médaille d'or de la Société industrielle de Mulhouse et une médaille d'argent de la Société d'encouragement.

M. Salvétat a fait connaître, de son côté, un *vert turquoise* qui jouit, comme le précédent, de la propriété de ne pas changer à la lumière

(1) Cette formule résulte des analyses de MM. Salvétat et Guignet. Les analyses postérieures de M. Scheurer-Kestner s'accordent mieux avec la formule $2 \text{Cr}^2\text{O}^3, 3 \text{HO}$. La présence de la potasse n'est pas nécessaire pour la production de cet hydrate, puisqu'on l'obtient aussi par l'action de l'acide borique sur l'acide chromique ou sur le sesquioxyde de chrome hydraté ordinaire.

EXTRACTION DE L'OXYGÈNE DES CHROMATES. 399

artificielle. Il le prépare en calcinant 40 parties d'alumine hydratée, 30 de carbonate de cobalt et 20 d'oxyde de chrome. On lave et on broie parfaitement. La nuance est d'un bleu verdâtre particulier, que ne donnerait pas facilement un mélange de bleu et de vert.

On doit encore à M. Salvétat un oxyde de chrome alumineux, couleur vert d'herbe, qui, tout en étant moins vive et moins transparente que le vert *Guignet*, est cependant une couleur de plus à ajouter à la palette industrielle des fabricants de papiers peints et de tissus imprimés.

Préparation de l'oxygène au moyen des chromates. — La facilité avec laquelle l'acide chromique, libre ou combiné aux bases, abandonne l'oxygène pour se convertir en oxyde vert de chrome, a suggéré, en 1842, à un chimiste anglais, M. Balmain, l'idée d'employer le bichromate de potasse pour obtenir rapidement de grandes quantités de gaz oxygène très-pur, dont on a si souvent besoin dans les laboratoires. Il suffit de chauffer, sur une lampe à esprit-de-vin, dans une cornue spacieuse (fig. 576), 3 parties du sel en question et 4 par-

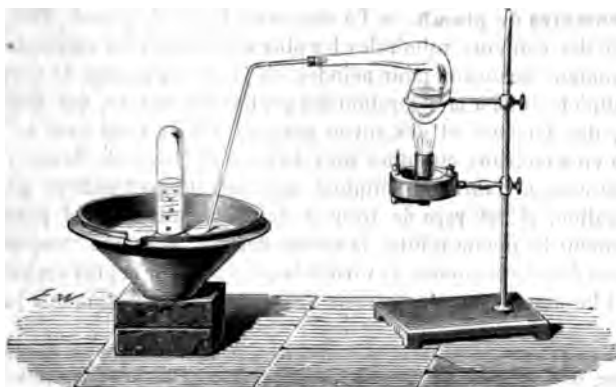
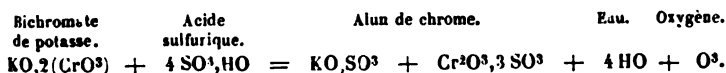


Fig. 576. — Préparation de l'oxygène au moyen du bichromate de potasse.

ties d'acide sulfurique ordinaire. Une portion de cet acide s'empare de la potasse, et l'autre détermine la transformation de l'acide chromique en oxyde vert, avec lequel il s'unit. La moitié de l'oxygène de l'acide chromique est donc mise en liberté, et il reste dans la cornue un sulfate double de potasse et d'oxyde de chrome, $\text{KO}, \text{SO}^3 + \text{Cr}^2\text{O}^3, 3\text{SO}^3 + 2\text{HO}$, qui se dépose en cristaux octaédriques violets tout à fait semblables aux octaèdres de l'alun ordinaire; aussi l'appelle-t-on *alun de chrome*.

La réaction s'expose ainsi :



Chromates métalliques. — Rien de plus facile que d'avoir les divers chromates métalliques, qui sont insolubles; il suffit de verser dans des dissolutions métalliques une solution de chromate de potasse jaune ou rouge; il y a double décomposition, et le nouveau chromate insoluble se dépose avec sa couleur propre. Ainsi, on obtient, par ce moyen, dans les sels

De plomb neutres.....	un précipité	jaune éclatant.
— basiques.....	—	jaune orangé ou rougeâtre.
De bismuth.....	—	jaune-citron.
De zinc.....	—	jaune-bouton d'or (1).
De chaux.....	—	jaune-paille (2).
De baryte.....	—	jaune-citron (3).
De prototype de mercure..	—	jaune orangé (4).
De bioxyde de mercure....	—	rouge-brique très-foncé, quelquefois violacé (5).
D'argent.....	—	rouge pourpre très-beau (6).
De cuivre.....	—	brun rouge.

Chromates de plomb. — Le chromate jaune de plomb, PbO, CrO_3 , est une des couleurs minérales les plus éclatantes; les carrossiers en consomment beaucoup pour peindre en jaune les caisses de voitures; on l'emploie aussi à la coloration des papiers de tenture, des différents tissus, des faïences et des autres poteries. On le vend dans le commerce en morceaux cubiques sous le nom de *jaune de chrome*; mais comme chaque fabricant emploie une recette particulière pour sa préparation, il est rare de trouver deux échantillons qui possèdent exactement la même teinte, la même densité, la même composition. Dans ces dernières années, la variété la plus belle et la plus recherchée portait le nom de *jaune de chrome Spooner*, dont on distinguait jusqu'à

(1) Cette couleur, mise dans le commerce par MM. Leclair et Barruel, est désignée sous le nom de *jaune-bouton d'or*. Elle s'allie très-bien aux autres produits employés dans la peinture à l'huile, couvre parfaitement et mérite, sous tous les rapports, de remplacer le jaune de chrome qui noircit assez rapidement à l'air.

(2) Cette couleur peut être employée comme la craie pour la peinture en détrempe et pour les papiers peints. Mais la plus grande partie de celle qui est fabriquée sert à frauder le chromate de plomb qu'on vend à bas prix.

(3) Connue dans les arts sous le nom de *jaune d'outre-mer*; il a la même destination que le chromate de chaux.

(4) Il sert uniquement dans les fabriques de porcelaine à préparer l'oxyde de chrome d'un beau vert, pulvérulent et d'un emploi facile; on le calcine, pour cela, dans un creuset ou une cornue; l'acide chromique perd la moitié de son oxygène, tandis que l'oxyde de mercure est réduit; le métal se convertit en vapeur.

(5) C'est un chromate tribasique, que, dans le commerce des couleurs, l'on désigne sous le nom de *rouge-pourpre*, et qu'on utilise pour la peinture des décors qui ne doivent pas être exposés à une lumière vive.

(6) Il est employé pour la peinture en miniature. On l'appelle aussi *rouge-pourpre*.

6 numéros particuliers, offrant des teintes depuis le jaune clair jusqu'au jaune orangé.

Ce qu'on vend en trochisques sous le nom de *jaune de Cologne*, est un mélange de 25 parties de chromate de plomb, 15 de sulfate de plomb et 60 de sulfate de chaux. Cette couleur, moins riche que le jaune de chrome pur, a néanmoins beaucoup d'éclat et une grande solidité ; on s'en sert pour la peinture en détrempe.

On appelle *pâte orange* un sous-chromate ou chromate bibasique de plomb, $\text{CrO}^3, 2 \text{PbO}$, d'une belle couleur rouge, très-employé dans la peinture à l'huile, la fabrication des toiles et celle des papiers peints. On le prépare en mêlant deux dissolutions bouillantes de chromate jaune de potasse et de sous acétate de plomb, et faisant chauffer avec un peu d'alcali le précipité orangé obtenu.

On obtient un produit encore plus beau en faisant bouillir, pendant une heure et demie, 15 parties de chromate jaune de plomb avec 2 parties de chaux caustique, préalablement délitée et délayée dans une petite quantité d'eau. Il se forme du chromate de chaux soluble et du chromate basique de plomb, qui est lavé, séché, puis calciné dans un creuset, jusqu'à ce qu'il ait pris une nuance écarlate.

Le *jaune de chrome jonquille* du docteur Winterfeld est du sous-chromate de plomb qui n'a pas subi la calcination. Il est hydraté, et souvent même mélangé de carbonate de plomb. Il est employé, comme le précédent, pour les teintes orange et jaune d'or.

En associant au chromate de plomb du bleu de Prusse, tous deux récemment précipités et encore humides, lavant le mélange et le séchant doucement à l'étuve, on produit le *cinabre vert*, que les peintres à l'huile utilisent quelquefois ; mais c'est une couleur peu solide au soleil et que les émanations sulfureuses noircissent rapidement.

Enfin, pour terminer la série des nombreux services que rendent les divers composés du chrome, je vous apprendrai que depuis 1855, grâce à M. Poitevin, célèbre photographe, on fait un très-utile emploi des sels de ce métal dans ce qu'on appelle la *Photolithographie* et la *Gravure héliographique*, c'est-à-dire les arts qui permettent de transporter sur pierre ou sur métal les épreuves photographiques et de les tirer avec l'encre lithographique ou les autres encres grasses qui servent dans la gravure ordinaire sur cuivre. Les sels de chrome, dans ces cas, associés en certaines quantités aux matières gommeuses, gélatineuses ou albumineuses dont on recouvre les plaques métalliques qui doivent recevoir l'action des rayons lumineux, rendent insolubles les parties influencées par la lumière qui peuvent dès lors prendre et retenir les encres grasses d'impression. L'invention remarquable de M. Poitevin a été singulièrement perfectionnée dans ces derniers temps par nombre de photographes, et spécialement par M. Tessié du Motay.

Application des composés du chrome à la peinture, à la

teinture et à l'impression. — Vingt-un ans après la découverte de Vauquelin, le chrome faisait son entrée dans l'industrie, en 1818, sous la forme de chromate de plomb, pour la coloration des papiers peints, dans la belle manufacture de M. Zuber, à Rixheim, en Alsace. Un an après, en 1819, un chimiste de Paris, Lassaigue, attirait l'attention des teinturiers sur l'utilité que ce même sel coloré pouvait rendre dans la décoration des tissus, et presque immédiatement, en 1820, messieurs Kœchlin frères, de Mulhouse, livraient au commerce des indiennes avec des dessins en jaune de chrome solide. Bientôt les teinturiers en fils et en pièces sur coton et sur soie les imitèrent et produisirent ces nouvelles nuances dites *jaune Aladin, jaune et orange de chrome, vert-printemps*, qui eurent tant de succès. Depuis ce moment, l'usage des chromates n'a fait que s'étendre et se perfectionner ; aussi en fait-on une prodigieuse consommation.

Rien de plus simple que de colorer la soie et le coton par ces sels. Voici quelques écheveltes que j'ai trempées à l'avance dans de l'azotate de plomb. Les fils, bien rincés et séchés, n'offrent jusqu'ici aucune couleur ; mais si je les plonge dans un bain de chromate de potasse, les voilà bientôt enrichis d'une belle teinte jaune de bouton d'or, parce qu'il se sera produit sur les fils ce qui a eu lieu tout à l'heure dans mon verre, c'est-à-dire une double décomposition des deux sels et la formation d'un chromate de plomb qui restera fixé sur les fibres du coton ou de la soie. Si maintenant je plonge pendant une minute ces fils colorés dans une eau légèrement alcaline et bouillante, la nuance jaune tournera à l'aurore, l'alcali enlevant au chromate de plomb une partie de son acide et le ramenant à l'état de sous-chromate qui jouit de cette couleur.

Ces expériences vous donnent une idée, Messieurs, de la facilité avec laquelle on peut, une fois qu'on possède des notions de chimie, déterminer sur les tissus les mêmes réactions que celles qu'on produit dans les verres des laboratoires ; elles vous montrent de plus en plus que la teinture et la peinture des toiles sont des arts entièrement chimiques, qu'on ne peut pratiquer avec succès qu'autant qu'on est versé dans les principes de la science.

Le bichromate de potasse rend d'autres services chez les indienneurs, qui l'utilisent pour ronger ou enlever les couleurs, pour préparer certains composés qui renferment de l'oxyde de chrome, seul ou associé à l'acide arsénique, et avec lesquels on produit sur calicot des impressions ou des fonds couleur gris-vert.

En 1832, une nouvelle série d'applications a été trouvée par M. Leykauf, de Nuremberg. Ce chimiste a constaté que le bichromate de potasse, employé seul, peut agir comme oxydant et contribuer à développer, à fixer et même à rehausser le ton de plusieurs matières colorantes jaunes et rouges. Cette découverte n'a pas été moins profitable que les précédentes à la teinture et à l'impression, notamment

pour obtenir des bruns au cachou, des noirs au campeche, et toutes ces nuances foncées désignées sous le nom de *couleurs de conversion*.

C'est en présence de ces effets si variés que M. Camille Kœchlin a pu dire, avec beaucoup de raison, que le chrome est devenu, pour les arts de la teinture et de l'impression, le *métal de la coloration*, autant que le fer est, pour le monde, le *métal de la civilisation*.

TRENTE-UNIÈME LEÇON

MÉTAUX DE LA QUATRIÈME SECTION.

SOMMAIRE. — De l'ALUMINIUM et de l'Alumine. — Corindon et Emeri. — De l'ALUN. — Procédés divers à l'aide desquels on l'obtient pour les besoins de l'industrie. Ses propriétés et ses applications. — Des argiles. — Art du potier ou céramique. — Classification des poteries : briques, poteries communes vernissées, faïence commune, faïence fine, grès, porcelaines.

Sur les dix métaux de la quatrième section, il n'y en a que trois, l'ALUMINIUM, l'ÉTAIN, l'ANTIMOINE, dont il soit vraiment nécessaire de vous parler, car les autres, sans applications jusqu'ici en raison de leur rareté, n'ont d'intérêt que pour les savants.

De l'Aluminium.

Il n'est aucun de vous, Messieurs, qui ne connaisse, au moins de nom, le sel qui, sous la dénomination vulgaire d'Alun, rend des services si importants à nos teintureries et à nos fabriques d'indiennes, et qui ne sache que les poteries de toutes sortes sont confectionnées avec ces terres argileuses dont nos terrains recèlent tant de dépôts. Eh bien ! la base essentielle de ces diverses substances, si curieuses à étudier, est l'OXYDE D'ALUMINIUM OU ALUMINE, dont je dois d'abord vous dire quelques mots.

Alumine. — État naturel. — Cet oxyde, isomorphe avec les sesquioxides de fer, de manganèse, de chrome, comme le montre sa formule, Al^2O^3 , est assez rare dans la nature à l'état de pureté. Anhydre et cristallisé, on le trouve dans les Indes Orientales, le Thibet, l'île de Ceylan, etc. Il est connu des lapidaires sous le nom de *corindon* (Ag. 577), et il constitue alors la pierre précieuse la plus dure et la plus recherchée après le diamant.

Cette pierre s'appelle *rubis*, quand elle est colorée en rouge de feu ;

topaze orientale, quand elle est d'un beau jaune de citron ; *saphir oriental*, lorsqu'elle a une couleur bleue ; *améthyste orientale*, si sa teinte est pourpre ou violette.

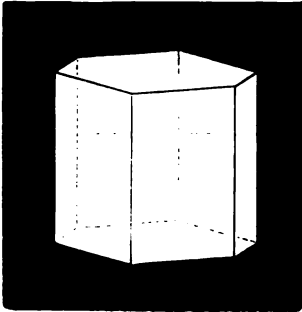


Fig. 577. — Forme cristalline du corindon des lapidaires.

Ces diverses variétés de corindon doivent leurs belles nuances à des quantités pour ainsi dire infinitésimales d'oxydes métalliques. Une fois taillées, elles acquièrent des prix excessifs dans le commerce de la joaillerie. En 1861, on a trouvé, dans la commune de Saint-Eble, canton de Langeac (Haute-Loire); un magnifique saphir du poids de $3\frac{1}{2}$ grammes, dont la valeur a été estimée par les connaisseurs à 1 million $\frac{1}{2}$.

Émeri. — L'Émeri ou Émeril dont on fait tant usage dans les arts, en raison de sa dureté, pour user, aplanir ou disposer au poli les glaces, les cristaux, les métaux, les marbres et les aciers, n'est autre chose que du corindon en grains irréguliers, mêlé à beaucoup d'oxyde de fer. Il est surtout très-abondant, sous cette forme, dans l'île de Naxos, au cap Emeri, dans les îles de Jersey et de Guernesey, à Ochsenkopf près de Schwartzenberg, en Saxe, à Gumuch-Dagh, près d'Éphèse, en Asie-Mineure, dans les environs de Chester en Massachusetts (Amérique du Nord). Aujourd'hui la plus grande partie de l'émeri est apportée des Indes.

Avant de l'employer à l'usure et au polissage des corps durs, on réduit l'émeri en poudre fine sous des meules d'acier, et on délaye ensuite cette poudre dans l'eau, que l'on décante à plusieurs reprises, afin d'avoir des dépôts de plus en plus ténus.

Dans les flacons que l'on dit *bouchés à l'émeri*, on a usé le bouchon de verre dans le col même du vase, à l'aide de cette substance ; aussi le contact des deux surfaces est-il parfait, qualité très-importante pour conserver à l'abri de l'air les liquides volatils ou facilement altérables.

Le *papier de verre*, si employé et si commode pour faire disparaître la rouille de la surface des ustensiles en fer, est préparé de la manière suivante : on imprègne d'une forte dissolution de colle forte une feuille de papier, puis on la saupoudre avec de l'émeri fin ou du grès pulvérisé. Le verre ou la ponce pilés produisent le même effet. On recouvre ensuite la feuille saupoudrée d'une autre feuille sur laquelle on passe un rouleau en appuyant fortement, afin que toutes les parties pulvérulentes adhèrent au papier. On secoue celui-ci lorsqu'il est sec, pour faire tomber ce qui n'est pas solidement fixé. On varie la finesse des matières dures qui recouvrent ce papier, suivant qu'on veut donner au fer un poli plus ou moins beau.



Rubis spinelle. — On trouve l'alumine combinée à la magnésie, MgO, Al_2O_3 , dans le *rubis spinelle* ou *rubis balais*, pierre précieuse de Ceylan, assez estimée des lapidaires à cause de sa belle teinte rouge qui paraît due à des traces d'acide chromique.

Silicates d'alumine. — Feldspaths. — Un très-grand nombre de *silicates d'alumine*, simples, doubles, triples, quadruples, existent dans la nature et constituent des espèces minérales plus ou moins communes, dont l'étude appartient au minéralogiste. Parmi ces minéraux, les plus intéressants pour nous sont ceux que l'on désigne sous le nom générique de *feld-path*, silicates doubles chez lesquels une des deux bases est toujours l'alumine, tandis que l'autre base, qui est variable, est tantôt alcaline (potasse, soude, lithine), tantôt alcalino-terreuse (chaux, magnésie).

Le caractère le plus remarquable des *feldspaths*, c'est d'éprouver, sous l'influence des agents extérieurs, une altération telle que les deux bases se séparent en se partageant l'acide silicique d'après des lois particulières, d'où il résulte que le silicate primitif se dédouble en deux silicates indépendants l'un de l'autre. Le silicate alcalin ou alcalino-terreux est dissous ou entraîné par les eaux, tandis que le silicate d'alumine, qui est toujours le plus abondant et complètement insoluble, reste habituellement sur place et forme des couches de matières d'apparence terreuse qu'on désigne sous le nom spécial d'*Argiles*.

Alumine pure des laboratoires. — C'est une poudre légère, blanche, insipide, inodore, que la chaleur de nos plus violents feux de forge ne peut faire entrer en fusion. C'est sur cette dernière propriété qu'est fondé l'usage général que l'on fait des terres alumineuses pour la construction des fourneaux, des creusets et autres ustensiles en poterie, qui doivent aller au feu. Mais l'alumine devient fusible, dès qu'elle est mêlée à quelque oxyde alcalin, à la chaux, par exemple; aussi les argiles sont-elles d'autant plus estimées qu'elles contiennent moins de chaux et plus d'alumine.

Cet oxyde terreux est tout à fait insoluble dans l'eau, malgré la grande affinité qu'il manifeste pour elle. Il l'absorbe avec promptitude, s'y délaye aisément et forme avec une suffisante quantité de liquide, une pâte liante, propriété qu'il communique à toutes les matières avec lesquelles il se trouve mêlé naturellement ou à dessein. Cette pâte, exposée à l'action du feu, se dessèche, durcit et acquiert une telle cohésion, qu'elle ne peut plus se délayer dans l'eau et qu'elle résiste pendant longtemps à l'action des liquides les plus énergiques. C'est ce changement de propriétés par la cuisson, qui rend l'alumine si précieuse pour la confection des poteries et des ustensiles analogues.

Récemment précipitée d'une de ses combinaisons solubles, l'alumine est sous forme de gelée blanche ou d'hydrate, qui se dissout très-bien dans les acides, ainsi que dans la potasse et la soude. Avec les pre-

miers, l'alumine joue le rôle de *base*; avec les alcalis, celui d'*acide*: dans ce dernier cas, les composés qu'elle forme sont des *aluminates*, qui ont ordinairement pour formule : $3MO, 2Al^2O^3$. L'alumine est le type des *oxydes indifférents*.

Parmi les acides, il en est un qui ne se combine pas avec elle; c'est l'acide carbonique. C'est là un caractère commun à presque tous les sesquioxides, et qui explique pourquoi on peut les précipiter de leurs dissolutions par cet acide libre, ou combiné aux bases alcalines.

A l'état de gelée ou d'hydrate, l'alumine a une affinité prononcée pour les matières colorantes, qu'elle enlève à l'eau et aux autres substances qui leur sont unies. C'est ce

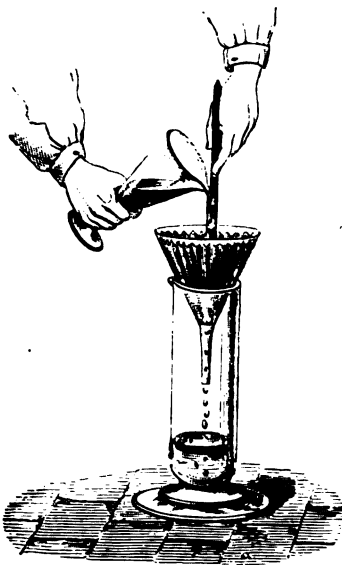


Fig. 578. — Décoloration d'une liqueur colorée par l'alumine.

que vous allez voir par l'expérience suivante : je délaye une certaine quantité d'alumine en bouillie claire dans cette décoction de cochenille, je chauffe légèrement et je jette le tout sur un filtre (fig. 578). Voilà la liqueur décolorée, et l'alumine se trouve actuellement imprégnée de la belle couleur rouge de la cochenille.

C'est à ces composés insolubles d'alumine et de matière colorante qu'on donne, dans les arts, le nom de *laques*. On en fait un grand usage pour la peinture et l'impression des papiers de tenture.

A cause de cette propriété remarquable, l'alumine mérite surtout l'attention de ceux qui s'occupent de la coloration des tissus. Libre ou combinée, elle constitue un des *mordants* les plus précieux

et les plus fréquemment employés, et c'est à elle que l'*ALUN* doit toutes les qualités qui le font rechercher pour la teinture.

Il est nécessaire d'étudier ce sel avec quelques détails.

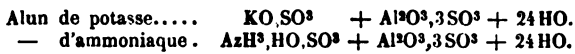
Des Aluns. — Sous le nom univoque d'*Alun*, on désigne, dans le langage vulgaire de la chimie, tantôt un sulfate double d'alumine et de potasse, tantôt un sulfate double d'alumine et d'ammoniaque, tantôt enfin un mélange des deux précédents. Le premier est appelé *alun à base de potasse*, le deuxième *alun à base d'ammoniaque*, le troisième *alun ammoniacal*.

Voici la composition des deux premiers sels doubles :



ALUN A BASE DE POTASSE.		ALUN A BASE D'AMMONIAQUE.	
Sulfate d'alumine.....	36,20	Sulfate d'alumine.....	38,64
— de potasse.....	1 ^{rs} ,34	— d'ammoniaque.....	12,88
Eau combinée.....	45,46	Eau combinée.....	48,48
	100,00		100,00

Ils sont représentés par les formules suivantes :



L'alun à base de potasse est bien plus anciennement connu que le second (1).

Il existe tout formé aux environs de plusieurs volcans, mais la quantité en est si faible qu'il faut recourir à différents procédés pour fournir au commerce les 5 ou 6 millions de kilogrammes qui lui sont annuellement nécessaires. Je vais vous les indiquer succinctement.

Fabrication industrielle. — 1° *Procédé italien.* — Ce procédé, le plus anciennement pratiqué, repose sur l'exploitation de l'alunite, si abondante en Italie, en Syrie et en Hongrie. Cette roche est, d'après Cordier, une combinaison de 57 d'alun de potasse anhydre et de 43 d'hydrate d'alumine sur 100.

On brise cette roche et on en calcine les fragments dans des fours peu différents des fours à chaux. On chasse ainsi l'eau de l'hydrate et on donne beau-

(1) Ce sel a été employé dans les Indes de toute antiquité, et dès les premiers siècles de l'ère chrétienne il était importé d'Orient en Europe, surtout en Italie. Jusqu'au quinzième siècle, il fut exclusivement préparé à Constantinople, à Alep et à Rocca, aujourd'hui Édesse, près de Smyrne, d'où lui est venu probablement le nom d'alun de roche, qu'il porte encore dans le commerce. On le fabriquait avec un minerai, très-commun dans ces localités, qu'on appelle aujourd'hui *alunite* ou *Pierre d'alun*.

Un marchand génois, nommé Perdrix, qui avait beaucoup voyagé en Orient, et qui s'était arrêté quelque temps à Rocca, établit sur l'île d'Ischia la première fabrique d'alun, vers le milieu du quinzième siècle. A la même époque, un autre Génois, Jean de Castro, frappé des analogies qu'il remarquait entre les terrains de Rocca et ceux de la Tolfa, près de Civita-Vecchia, rechercha et ne tarda pas à découvrir l'alunite; il éleva alors à la Tolfa une usine d'alun qui est devenue très-célèbre, qui n'a cessé d'être en activité jusqu'à nos jours et qui a été une source de richesse pour les États de l'Eglise. Enfin, Antonio de Piena fonda, un peu plus tard, une usine semblable à Volterra, dans le grand-duché de Toscane.

Plusieurs autres exploitations de mines d'alun s'élevèrent successivement à Viterbe, au cap Misène, à la solfatara de Naples, puis en Allemagne, en Espagne et en France, au seizième siècle; Thomas Chaloner importa ce genre d'industrie en Angleterre sous le règne d'Élisabeth. Dans ces dernières régions, toutefois, ce ne fut plus l'alunite qu'on utilisa, mais bien des schistes alumineux, qui sont si abondants. Cet art était cependant encore dans l'enfance à cette époque, et il ne fit des progrès sensibles que lorsque la chimie put le guider par des données plus précises. C'est surtout aux recherches de Marggraf, Monnet, Erleben, Bergmann, Bérard, Chaptal, Descroizilles, Vauquelin et Curaudau, qu'on doit les développements de cette importante fabrication.

coup de cohésion à l'alumine, si bien qu'en lessivant la masse calcinée, après l'avoir entretenue humide pendant plusieurs mois, on enlève tout l'alun qu'on fait cristalliser.

Il se dépose d'abord des cristaux octaédriques (fig. 579), puis des cubo-octaèdres, et enfin, lorsque les liqueurs sont refroidies à 40°, l'alun prend la forme

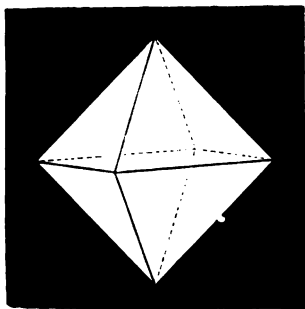


Fig. 579. — Alun en octaèdre.

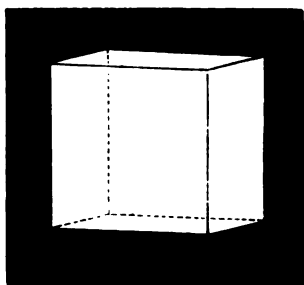
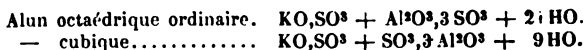


Fig. 580. — Alun en cube.

cubique (fig. 580). Cela est dû à de l'alumine divisée qui est en suspension dans les liqueurs et qui finit par se combiner en partie avec l'alun ordinaire, en le changeant en alun basique. Les formules suivantes montrent la différence de composition des deux sortes d'alun :



Ce mélange d'aluns de diverses formes est coloré en rose par un peu de sesquioxyde de fer retenu mécaniquement entre les particules des cristaux. Il porte le nom d'*alun de Rome* dans le commerce.

Les alunières de la Tolfa, qui appartiennent au domaine des États romains, occupent encore aujourd'hui de 6 à 700 ouvriers. C'est Cœsalpin d'Arezzo, médecin naturaliste du seizième siècle, qui a donné, en 1593, la première description de leur exploitation. Les alunières de Montioni (Toscane) fournissent depuis près de trois siècles un alun qui rivalise avec celui de la Tolfa.

Exploitation de l'alunite du Mont-Dore. — Depuis février 1868, M. Régis Faure, ancien élève de l'École centrale des arts et manufactures, a créé à Clermont-Ferrand une usine pour l'exploitation de la mine d'alunite que Cordier signala en 1826 au haut de la vallée de la Dore, en un lieu qu'on nomme le ravin de la Craie, à la base même du pic de Sancy.

On ne se contente pas de retirer de cette alunite près de 50 pour 100 d'alun de potasse, mais pour ne pas perdre, comme en Italie, la grande quantité d'alumine qui reste, on fait intervenir l'acide sulfurique de la manière suivante.

Le minerai, transporté à Clermont par une locomobile, est concassé, calciné au rouge sombre pendant 3 à 4 heures dans des cornues de fonte afin de recueillir l'acide sulfureux qui se dégage et qu'on dirige dans des chambres de plomb, puis entassé dans de vastes bassins en lave de Volvic et arrosé d'acide sulfurique au degré de concentration des chambres. Après une macération qui dure plusieurs semaines, l'alumine libre est sulfatisée. On épuise alors par de l'eau chaude le minerai ainsi transformé. Les liqueurs donnent par le repos des cristaux d'alun ; les eaux-mères retiennent le sulfate simple d'alumine, dont le rendement s'élève à près de 160 pour 100.



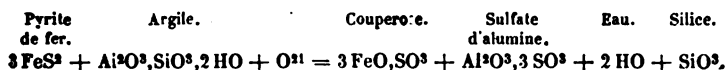
FABRICATION INDUSTRIELLE DE L'ALUN. 409

L'alun obtenu du *premier jet* peut être immédiatement livré au commerce, en raison de la pureté du minéral. Quant au sulfate d'alumine, ou on le vend tel quel, ou on le convertit en alun en y ajoutant du sulfate de potasse ou d'ammoniaque, ainsi qu'on le pratique dans les autres procédés dont je vais parler.

2° Procédé allemand. — Dans un grand nombre de localités de la Picardie, dans l'Oise et les Ardennes, à Bouxwiller dans le Bas-Rhin, en Belgique, en Hollande, en Bohême, au Hartz, en Angleterre, en Écosse, en Suède, en Norvège, on exploite des schistes alumineux qui se rencontrent en abondance dans le voisinage des mines de houille et des dépôts de lignites. Au point de vue de leur composition, ces schistes peuvent être considérés comme des mélanges, en proportions variables, de silicates d'alumine analogues aux argiles, de matières charbonneuses, bitumineuses et de pyrites de fer.

Lorsque ces schistes renferment assez de pyrites pour s'échauffer spontanément à l'air, on les empile au sortir de la mine en tas de dimensions plus ou moins considérables, depuis 1 jusqu'à 10 mètres de hauteur ; on les arrose avec assez d'eau pour les maintenir quelque temps humides. Sous l'influence simultanée de l'air et de l'humidité, la pyrite s'oxyde et se change en sulfate de protoxyde de fer avec acide sulfurique libre ; ce dernier attaque le silicate d'alumine et donne lieu à du sulfate simple d'alumine.

L'équation suivante représente cette réaction :



Ces phénomènes sont activés par l'embrassement des matières charbonneuses et bitumineuses disséminées dans la masse. On a soin d'entretenir celle-ci dans un état convenable d'humidité. Au bout d'un temps plus ou moins long, qui varie de quelques mois à un an ou deux, le tout est converti en une sorte de cendre grise, couverte d'efflorescences, qu'il ne s'agit plus que de lessiver. Les eaux sont concentrées, éclaircies par un repos momentané et conduites dans de vastes citernes en béton où le sulfate de fer s'isole et cristallise.

Les eaux-mères qui conservent le sulfate d'alumine sont soutirées et soumises au *brevetage*, c'est-à-dire qu'on y ajoute une quantité convenable de sulfate de potasse ou d'ammoniaque pour convertir le sulfate d'alumine en alun.

Pour 100 parties de sulfate d'alumine, en dissolution, on ajoute :

50,9 de sulfate de potasse
ou 47,4 de sulfate d'ammoniaque.

Comme l'alun est peu soluble dans l'eau à la température ordinaire, il se dépose bientôt après l'addition du sulfate alcalin sous la forme d'une poudre blanche. On favorise du reste la combinaison des deux sels et la précipitation de l'alun en poussière farineuse, facile à laver, par l'agitation des liqueurs avec de longs râbles de bois.

Quand les schistes ont trop de cohésion pour s'effleurir à l'air, on les dépose lit par lit avec du bois ou de la houille en tas plus ou moins hauts et longs, et on y met le feu. La combustion dure très-longtemps et ne donne guère pour produit que du sulfate d'alumine, parce que le sulfate de fer ne peut pas se former à cette température en présence de l'alumine.

On lessive ensuite la matière, on concentre et l'on obtient par la cristallisation une certaine quantité d'alun, dont la formation est due à la potasse contenue dans le bois qui a servi au grillage, ou à l'ammoniaque provenant de la combustion de la houille. On ajoute ensuite dans les eaux-mères du sulfate de potasse ou d'ammoniaque pour changer le sulfate simple d'alumine en alun, qu'on réunit au premier.

Dans la vallée de la Meuse, entre Hüy et Liège, où, depuis le dix-septième siècle, on se livre très en grand à la production de l'alun, parce que les montagnes environnantes renferment d'abondants dépôts de schistes alumineux et potassiques, qui fournissent, après le grillage, la lixiviation et la cristallisation, environ 2 pour 100 de leur poids d'alun, on tire aujourd'hui un parti très-avantageux des résidus rougeâtres qui sont encore très-riches en alumine. M. de Laminne a eu l'heureuse idée de creuser au sein de ces résidus, qui forment de véritables collines, des canaux à claire-voie, dans lesquels il dirige les produits gazeux des fours qu'il a inventés pour griller le sulfure de zinc ou *blende*. L'acide sulfureux, mis en contact avec ces schistes humides, se change en acide sulfurique, qui les transforme à son tour en sulfate d'alumine. Ces schistes ainsi sulfatés donnent alors, par une nouvelle lixiviation, une liqueur contenant 25 à 30 pour 100 de sulfate d'alumine qu'on brevète ensuite avec le sulfate d'ammoniaque. En 1867, 1500 tonnes d'alun ont été fabriquées de cette manière qui atteint le double but de condenser un produit nuisible et de le transformer en un produit utile. La Société de la Vieille-Montagne a suivi cet exemple dans son usine de Flonk.

En Angleterre, M. Spence, de Manchester, utilise pour la fabrication de l'alun les schistes qui limitent les lits de houille. Accumulés sur place en petits tas et calcinés au moyen d'un peu de combustible, auquel vient se joindre d'ailleurs la matière bitumineuse dont ils sont imprégnés, ils sont ensuite pulvérisés, puis traités dans de grandes cuves en plomb chauffées par-dessous par un excès d'acide sulfurique à 1,40 de densité. Quand on suppose que l'alumine des schistes est dissoute, on fait arriver directement dans les cuves, au moyen de l'ébullition des eaux ammoniacales du gaz, la quantité d'alcali nécessaire pour produire de l'alun. Les liqueurs concentrées sont évacuées dans un grand réservoir en briques goudronnées peu profond, où un agitateur mécanique hâte le refroidissement; il se précipite de l'alun en poussière, qu'on purifie par le lavage.

L'usine de M. Spence fournit plus du tiers de l'alun produit annuellement en Angleterre, et à des prix bien plus rémunérateurs que par les autres méthodes.

Dans tous les cas, les aluns obtenus en poussière farineuse sont plus ou moins imprégnés de sulfate de fer; on les en dépouille par des lavages à courre eau, aussi froide que possible.

On donne ensuite à l'alun la forme commerciale en le faisant dissoudre dans l'eau bouillante, de manière que la solution marque 48 à 50° Baumé. On opère sur des quantités considérables de sel, dans de grandes chaudières en fonte doublées de plomb dans lesquelles circulent des serpentins à vapeur. On met la liqueur à cristalliser dans d'immenses cuiviers en bois sous forme de tronc de cône allongé dont les douves mobiles sont maintenues par des cercles en fer boulonnés. On obtient ainsi des blocs d'alun de 5 à 600 kilogrammes qu'on divise en gros pains rectangulaires au moyen de la scie.

C'est ainsi qu'arrivent dans le commerce les *aluns de Picardie*, de *Liège*, d'*Angleterre*, d'*Allemagne*. Ils sont toujours plus ou moins ferrugineux.

3° *Procédé français*. — Il consiste à fabriquer de toutes pièces le sulfate d'alumine au moyen d'argiles choisies et à convertir ensuite ce sulfate en alun au moyen du *brevetage*. Cette industrie est due à Curaudau (1) qui l'établit, il y a

(1) Curaudau (François-René), né à Sées en 1765, mort à Paris en 1813, apporta d'abord la pharmacie sous Deyeux et Bouillon-Lagrange, puis s'adonna à la chimie industrielle qu'il enrichit de ses vues ingénieuses et de ses découvertes. Il fut professeur de pyrotechnie et l'un des membres les plus actifs et les plus distingués de la Société d'encouragement. On a de lui un *Traité sur le blanchissage à la vapeur* (1 vol. in-8°, Paris, 1806), et une foule de mémoires qui ont été insérés dans le *Journal de physique*, les anciennes *Annales de chimie*,

environ quatre-vingts ans, à Javelle près Paris, et à Chaptal qui l'introduisit à Montpellier, à peu près à la même époque. Elle porta un coup fatal aux alunières de la Tolfa et de Montioni qui, jusqu'alors, avaient fourni à la consommation de toute l'Europe.

On donne la préférence aux argiles plastiques qui contiennent le moins d'oxyde de fer et de carbonate de chaux, notamment aux *kaolins* de Limoges et du Cornouailles. On les soumet à une calcination légère pour les rendre poreuses et faciles à pulvériser, et aussi pour suroxyder le fer qui devient alors moins attaquable. Sur 100 parties de matière calcinée et pulvérisée, on verse 40 d'acide sulfurique à 52°, c'est-à-dire tel qu'il sort des chambres de plomb, et on fait digérer à une température de + 70°, soit dans des bassins en dalles de grès dur, soit dans des chaudières en tôle plombée. Après plusieurs jours de contact, la décomposition du silicate d'alumine est à peu près opérée; on l'achève en portant la masse pâteuse dans un four à réverbère où elle est soumise, pendant huit à dix heures, à une température voisine du point d'ébullition de l'acide.

On procède ensuite au lessivage; les eaux sont concentrées à 25° si l'on veut obtenir de l'alun ammoniacal, ou à 40° si l'on se propose de préparer de l'alun de potasse, et on les mélange ensuite avec des quantités calculées de sulfate d'ammoniaque ou de potasse. L'alun en farine est ensuite converti en alun commercial, comme dans le procédé allemand. Il est vendu sous le nom d'*alun fin de Paris*; c'est le plus pur de tous.

L'alun à base d'ammoniaque est actuellement le plus commun en France, parce qu'on utilise à sa fabrication le sulfate d'ammoniaque provenant des usines à gaz et qui est à très-bas prix.

Variétés commerciales d'alun. — Voici quelles sont les principales espèces commerciales d'alun :

1. *Alun de France ou de fabrique.* — Masses grosses, unies, d'un blanc et d'un éclat vitreux, d'une transparence un peu louche, d'une cassure sèche, assez brillante, offrant un aspect humide.

Ces masses sont obtenues en soumettant les cristaux d'alun à la fusion aqueuse, et coulant le liquide dans de grands vases où il se fige.

Emballage. — Barriques de bois blanc de 400 à 600 kilogr.

2. *Alun fin de Paris.* — Masses irrégulières et morceaux de toutes dimensions. Blanc mat, transparence pure, cassure fraîche et brillante.

Emballage. — Futailles de 500 kilogr.

3. *Alun de Liège.* — Masses plus ou moins considérables, d'une transparence nébuleuse, d'un blanc moins pur que dans les précédentes, à cassure vitreuse.

Autrefois l'alun de Liège, produit par une trentaine de petites fabriques, était sale et impur. Les masses avaient un *piéd* considérable, c'est-à-dire que la partie inférieure des blocs était colorée en gris et presque opaque, souillée par un dépôt terreux et ocracé. Aujourd'hui,

le *Journal d'économie rurale*, les *Bulletins de la Société d'encouragement*. Ses travaux les plus importants sont ceux sur les appareils de chauffage économique, de distillation, d'évaporation des liquides, la fabrication du savon, de l'alun, le sucre de betterave, les métaux alcalins, le chlore, l'acide borique, le radical prussique, la décomposition du sel marin, le tannage des toiles à voile et des filets de pêche, etc.

il est presque aussi beau que les aluns de France ; il est préparé avec beaucoup plus de soin par la fabrique de Saint-Nicolas, près Corphalie, entre Liège et Hüy, sur les bords de la Meuse.

Emballage. — En vragués.

4. *Alun de Rome.* — Petits morceaux, dont beaucoup ont la forme cubique ou cubo-octaédrique, recouverts d'une efflorescence farineuse rosée, et offrant dans leur cassure des couches parfaitement incolores et des couches rosées.

Emballage. — En caisses et en barils de tous poids.

5. *Alun du Levant, dit de Smyrne.* — En morceaux irréguliers, rougeâtres.

On le confond avec l'alun de Rome, dont il offre toute l'apparence.

Caractères distinctifs de l'alun. — Voyons, avant d'aller plus loin, quels sont les caractères essentiels de l'alun pur.

Il cristallise en beaux octaèdres bien réguliers, souvent d'un grand



Fig. 581. — Bloc d'alun cristallisé.

volume (fig. 581). Ses cristaux sont efflorescents et se recouvrent d'une poussière blanche et opaque.

Il a une saveur d'abord douceâtre, mais ensuite fortement astringente.

Il est beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid, puisque, d'après M. Poggiale, 100 parties d'eau en dissolvent : 9,52 à $+10^{\circ}$, et 357 parties $1/2$ à 100° .

Sa dissolution rougit la teinture de tournesol. Elle est troublée par l'eau de chaux, les carbonates alcalins, le bicarbonate de chaux, mais



non par le sulfate de chaux. Conséquemment, si les eaux dures décomposent l'alun, elles doivent cette propriété, non au sulfate de chaux, mais au bicarbonate de chaux qui s'y trouve.

Les eaux de potasse et de soude produisent, dans cette même dissolution, des flocons blancs gélatineux d'hydrate d'alumine, mais un excès d'alcali les redissout, parce qu'il se forme un *aluminat de potasse* ou de soude soluble.

L'ammoniaque caustique ou carbonatée précipite également l'alumine de l'alun, mais sans la dissoudre ensuite : aussi, quand on veut se procurer l'*alumine en gelée*, verse-t-on un excès de carbonate d'am-



Fig. 582. — Toile ou carrelet pour le filtrage et l'égouttage des précipités.

moniaque dans une solution étendue d'alun ammoniacal. Le dépôt gélatineux est ensuite lavé soigneusement avec de l'eau distillée bouillante et mis à égoutter sur une toile (fig. 582). On le conserve sous forme de pâte humide, ou en bouillie dans l'eau.

L'alun, soumis à l'action de la chaleur, se fond dans son eau de cristallisation vers $+ 92^{\circ}$. A partir de 100° , il perd de plus en plus de son eau, et à 200° il n'en garde plus qu'un demi-équivalent. Pendant cette dessiccation, le sel se boursoufle considérablement et forme une sorte de champignon (fig. 583) qui s'élève progressivement au dehors du creuset à une assez grande hauteur : c'est alors l'*alun calciné* que les médecins emploient, comme caustique, pour ronger les ulcères et les chairs baveuses.

Si l'on pousse la chaleur jusqu'au rouge, le sel se décompose, dégage de l'acide sulfurique et de l'oxygène avec un peu d'acide sulfurique anhydre, et laisse pour résidu un mélange d'alumine et de sulfate de potasse, ou simplement de l'alumine, si c'est de l'alun à base d'ammoniaque qu'on calcine.

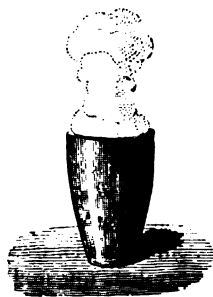


Fig. 583. — Alun calciné.

Pyrophore de Homberg. — Si l'on chauffe fortement l'alun desséché avec un tiers de son poids de charbon ou d'une substance végétale quelconque, sucre, miel, farine, on obtient un résidu noirâtre pulvérulent, qui jouit de la propriété de s'enflammer au contact de l'air humide, et de brûler à la manière de l'amadou. Cela est dû à la grande combustibilité du sulfure de potassium, qui résulte de la décomposition de l'alun par le charbon, et à l'état de porosité du charbon et de l'alumine qui l'accompagnent. Ces corps, condensant brusquement l'air et la vapeur aqueuse, déterminent dans la masse une élévation de température qui provoque l'inflammation du sulfure de potassium, et par suite celle du charbon. Ce mélange pyrophorique est connu sous le nom de *pyrophore de Homberg*, parce que c'est ce chimiste qui l'a obtenu, en 1710, en distillant des excréments humains avec de l'alun.

Je vous dirai, en passant, que Gay-Lussac a découvert un pyrophore beaucoup plus combustible que le précédent en calcinant en vase clos 2 parties de sulfate de potasse avec 1 partie de noir de fumée, c'est-à-dire avec bien plus de charbon qu'il n'en faut pour ramener le sel à l'état de sulfure.

Alun à base d'ammoniaque. — L'alun à base d'ammoniaque jouit, à peu d'exceptions près, des mêmes propriétés que l'alun à base de potasse, et il revêt les mêmes formes cristallines; on le distingue :

1° Parce que, trituré avec de la chaux en poudre et un peu d'eau, il exhale une odeur ammoniacale très-prononcée;

2° Parce que, chauffé au rouge, il se décompose entièrement et ne laisse pour résidu que de l'alumine pure;

3° Enfin, parce qu'il ne peut point donner de *pyrophore* comme le précédent.

Essai et purification des aluns. — Les aluns sont d'autant plus estimés qu'ils contiennent moins de sulfate de fer, attendu que ce sel leur communique des propriétés nuisibles, notamment celle de brunir les couleurs délicates de la gaude et de la cochenille. On reconnaît leur impureté, quand leur dissolution prend une teinte bleue, au bout de peu de temps, par l'addition de quelques gouttes du réactif nommé *prussiate de potasse ferrugineux*. Les aluns les plus purs sont ceux de Rome et de Paris.

Pour vous montrer, Messieurs, l'influence fâcheuse des aluns ferrugineux dans une foule d'opérations de teinture. Je vais teindre en jaune de gaude ces deux écheveaux de soie, dont l'un a été imprégné à l'avance d'une solution d'alun pur, et l'autre d'alun impur. Après 10 ou 15 minutes de séjour dans une décoction de gaude, le premier écheveau aura acquis une couleur jaune très-vive et très-franche; l'autre aura une teinte plus ou moins olivâtre.



Il est heureusement facile de purifier l'alun. Il suffit, après l'avoir concassé grossièrement, d'en faire une couche de 40 à 50 centimètres d'épaisseur, et de l'arroser avec de petites quantités d'eau, jusqu'à ce que le liquide de lavage ne soit plus coloré en bleu par le prussiate de potasse. Le sulfate de fer, étant bien plus soluble que l'alun, est complètement entraîné par l'eau.

Alun de Rome. — Explication de la préférence que lui accordent les teinturiers. — L'alun de Rome a été, de tout temps, considéré par les teinturiers comme le meilleur qu'on puisse employer pour les teintures délicates, et cette opinion est fondée sur des faits de pratique bien constatés. On a cru d'abord que cette supériorité était due à ce qu'il est exempt de sulfate de fer ou qu'il n'en renferme jamais que des traces. Mais la véritable cause tient à ce que l'alun de Rome est bien plus riche en alumine que l'alun ordinaire, puisque, comme vous l'avez déjà appris, le sulfate d'alumine qui s'y trouve est un sel tribasique, et non un sel monobasique comme dans l'alun octaédrique.

Cet alun a, par suite, deux propriétés toutes spéciales : 1° sa forme cristalline n'est plus l'octaèdre, mais le cubo-octaèdre, et même le cube parfait ; 2° sa dissolution, chauffée au-dessus de + 40°, se trouble et laisse déposer une poudre blanche micacée qui est du sulfate d'alumine tribasique ; par l'ébullition, elle se dépouille de tout l'excès d'hydrate d'alumine qui s'y trouve, et elle ne fournit plus, par la cristallisation, que de l'alun octaédrique.

Ces caractères permettent de distinguer le véritable alun de Rome de certains aluns de Paris qui n'ont de commun avec lui qu'une nuance rosée, qu'on leur donne en les roulant dans une poussière formée de colcothar et d'alun.

On peut communiquer à l'alun octaédrique ordinaire toutes les qualités de l'alun de Rome, en faisant chauffer sa dissolution, opérée à + 30 ou 40°, avec 0,03 de carbonate de soude sec ; on l'amène ainsi à l'état d'alun cubique exempt de traces de fer. Les bons teinturiers sur coton et sur soie se servent depuis longtemps de ce moyen conseillé par d'Arcet.

Indépendamment des nombreux usages de l'alun dans l'art de la teinture proprement dite, comme matière première de laquelle dérivent, directement ou indirectement, toutes les préparations de l'alumine, tous les mordants acides ou alcalins de cette base, ce sel satisfait encore à beaucoup d'autres applications, ainsi que vous le verrez successivement.

Clarification des eaux troubles par l'alun. — Dans l'économie domestique, on peut en tirer un parti avantageux pour rendre de la limpidité à une eau bourbeuse. Depuis fort longtemps, on connaît

la propriété que possède l'alun d'éclaircir les eaux troubles. En Chine, on met un morceau de ce sel dans le creux de la jointure d'un bambou percé de plusieurs trous, et on agite fortement l'eau avec ce bambou pendant plusieurs minutes: cela suffit pour clarifier l'eau et la rendre potable.

Les blanchisseuses des environs de Paris se servent du même moyen pour éclaircir les eaux de la Seine que les orages ont rendues troubles (1).

Félix d'Arcet, pendant son séjour en Égypte dans les années 1828 et 1829, y a fait adopter l'usage de l'alun. Il a constaté qu'avec 1/2 gr. d'alun par litre d'eau du Nil, qui renferme, pendant l'inondation, jusqu'à 8 grammes de matières en suspension par litre, on obtient en une heure une clarification complète. Avec moitié moins de sel, l'effet est analogue, mais exige plus de temps. Pour les eaux de la Seine, il faut tout au plus 2 décigrammes d'alun par litre, soit par conséquent 20 grammes par hectolitre d'eau; mais il y reste des traces sensibles de ce sel; aussi M. Boultigny pense que cela peut, à la longue, exercer une fâcheuse influence sur la santé. Si cela est, l'emploi des filtres de charbon, quoique plus long, serait préférable lorsque l'eau doit servir de boisson (2).

Extinction des incendies par l'alun. — En 1830, le chevalier Origo, colonel des pompiers de la ville de Rome, a reconnu que l'eau saturée d'alun et tenant en suspension de l'argile, éteint beaucoup plus vite les incendies que l'eau ordinaire. C'est la reproduction du procédé qu'employaient les *Vigiles* de l'ancienne Rome, puisqu'à ces époques reculées, on faisait usage d'un mélange d'eau, de vinaigre et d'argile.

(1) En Égypte, on se sert d'un petit pain d'amandes pour clarifier l'eau. Le *sacca* ou porteur d'eau en frotte l'intérieur des vases qui renferment le liquide, en faisant entendre un sifflement aigu qu'il croit indispensable à la bonne réussite de l'opération; puis il agite l'eau fortement en tous sens et la laisse en repos pendant plusieurs heures. Elle est alors très-limpide et très-claire. C'est l'huile, provenant de la division du pain d'amandes, qui s'unit aux matières terreuses en suspension dans l'eau, les graisses pour ainsi dire, et les précipite en facilitant leur séparation d'avec le liquide. Au Caire et dans tous les bazars de l'Égypte, on vend de ces petits pains d'amandes au prix de 5 paras, ou environ 4 centimes. Au Sennaar et à Dongolah, en Nubie, on emploie, pour le même objet, des fèves, des haricots et même des graines de ricin.

(2) Arago parlait un jour de l'alunage de l'eau à un ingénieur anglais qui se lamentait sur l'imperfection actuelle des moyens de purification en grand. « Ah! que me proposez-vous? répondit-il sur-le-champ; *l'eau, comme la femme de César, doit être à l'abri du soupçon.* » Voilà, dit Arago, sous une forme peut-être singulière, mais vraie, la condamnation définitive de tout moyen de clarification qui introduit dans l'eau de rivière quelque nouvelle substance dont elle était d'abord chimiquement dépourvue. Il est ici question de l'eau qui doit servir de boisson, car pour celle qu'on applique aux autres usages de la vie, il est indifférent qu'elle renferme de l'alun, du sulfate de soude ou autres sels analogues, surtout en aussi petites proportions.



pour arrêter les progrès du feu. La faible dépense qu'occasionnerait le procédé de M. Origo, serait bien compensée par la rapidité avec laquelle on parviendrait à maîtriser l'action du feu (1).

Sulfate simple d'alumine. — On trouve dans le commerce le sulfate simple d'alumine, $Al_2O_3, 3 SO_3 + 18 HO$, en blocs ou morceaux rectangulaires, blancs, plus ou moins durs. Quelquefois, cependant, il est à l'état pâteux. Il a la saveur de l'alun, mais à un degré plus prononcé. Il a une réaction fortement acide ; il s'humecte à l'air ; il est facilement soluble dans l'eau froide, et on peut ainsi, sans application de la chaleur, en préparer les dissolutions les plus concentrées.

Ce sel est préparé par l'action directe de l'acide sulfurique faible sur les argiles les moins ferrugineuses. Son plus grand usage est l'encollage de la pâte à papier. On pourrait le substituer avec avantage à l'alun pour la préparation des laques et mordants, s'il était moins acide, plus exempt de fer, et d'une composition plus régulière. J'ai trouvé, dans divers échantillons de sulfate d'alumine du commerce, de 22 à 34 p. 100 d'acide sulfurique en excès, et de 20 à 31 p. 100 d'eau.

On obtient depuis quelques années dans l'usine de M. Merle, à Salyndres, près d'Alais, un sulfate très-pur et éminemment convenable pour la teinture, en opérant sur l'argile des Baux, près de Tarascon. On commence d'abord par préparer avec elle un aluminat de soude, en calcinant dans un four chauffé au rouge vif un mélange convenable de sel de soude et de cette argile pulvérisée. Le lessivage de la masse fournit une liqueur concentrée d'où l'on précipite de l'alumine très-pure, soit en neutralisant la soude par l'acide chlorhydrique, soit en faisant arriver à la surface de la liqueur un courant de gaz carbonique. Dans ce dernier cas, l'alumine se dépose en poudre grenue qu'on dépouille aisément de toute trace de soude par des lavages ; on

(1) M. Gaudin, calculateur du Bureau des longitudes, a proposé, en 1836, de faire servir au même usage l'eau chargée de chlorure de calcium, composé qui réunit à la fois l'abondance et le bas prix, la fusibilité et la solubilité la plus grande et la plus persistante, la décomposition la plus difficile, et par conséquent, vis-à-vis du bois en ignition, l'adhérence et la pénétration la plus intime, toutes qualités précieuses, sinon indispensables, pour l'objet en vue. Injecté en solution médiocrement concentrée sur des charbons ardents, il les couvre à l'instant d'une couche vitreuse qui arrête la combustion sur tous les points de la surface. La potasse du commerce peut remplir le même office que l'alun et le chlorure de calcium. Le docteur Clanny a publié, en 1843, que le sel ammoniac brut est très-efficace dans les cas d'incendie ; la dissolution, faite dans les proportions de 28 grammes de sel par litre d'eau, arrête instantanément le feu le plus violent. Enfin tout récemment un chimiste breton, M. Muterse, a prouvé l'efficacité du chlorure de magnésium. Il en fait des cartouches au poids de 1 kilogramme, qu'on déchire et dissout dans 1 hectolitre d'eau au moment de faire jouer les pompes.

la dissout ensuite très-facilement dans l'acide sulfurique chaud, avec lequel elle forme un sel sans excès d'acide et sans fer, qu'on coule en plaques pendant qu'il est encore fluide.

En chauffant l'argile des Baux avec du charbon et du sulfate de soude, on produit de l'aluminate de soude, et par suite du sulfate d'alumine, dans des conditions plus économiques.

Des Argiles.

L'alumine existe, je l'ai déjà dit, dans tous les sols propres à la culture, et surtout, en très-grande proportion, dans les espèces de terres qu'on désigne sous le nom spécial d'*Argiles*.

Ce qui caractérise essentiellement ces substances terreuses, c'est la propriété qu'elles ont de former avec l'eau une pâte ou bouillie glutineuse ayant assez de ténacité pour se laisser allonger en différents sens, et qui, par la cuisson, se durcit au point de ne pouvoir plus se délayer dans l'eau et d'étinceler par le choc du briquet.

État naturel. — Très-répan­dues à la surface de la terre, les argiles appartiennent en quelque sorte à tous les terrains. Dans ceux de transition et à la partie inférieure des terrains secondaires, elles forment fréquemment des collines remarquables en ce qu'elles ne présentent jamais le moindre escarpement, et sont d'une stérilité complète. C'est surtout dans les terrains les plus modernes qu'on les voit en couches ordinairement horizontales, souvent fort étendues et généralement situées à peu de profondeur. La densité de ces couches et leur disposition, qui ne permettent pas à l'eau de les traverser, influent beaucoup sur la direction des eaux souterraines, et déterminent la formation de ces grandes nappes d'eau que la sonde du mineur va chercher pour faire ce qu'on appelle les *puits jaillissants* ou *artésiens*.

Propriétés générales. — Toutes les argiles, par la calcination, éprouvent un *retrait* plus ou moins considérable suivant les variétés, mais d'autant plus prononcé que la température est plus élevée. C'est sur cette propriété qu'est fondé le *Pyromètre de Wedgwood* (fig. 584) (1),

(1) Wedgwood (Josiah), fils d'un pauvre potier, né en 1730 à Burslem, dans le Staffordshire (Angleterre), travailla dès l'âge de onze ans comme ébaucheur (*thr.wer*) dans la fabrique de son père. Grâce au génie industriel qu'il possédait et aux connaissances physiques et chimiques qu'il parvint à acquérir, il put, à partir de 1760, perfectionner le biscuit et le vernis des poteries communes, et créer en 1763 des poteries toutes nouvelles, de vraie faïence fine ou *terre de pipe*, des grès-cérames recouverts de vernis, des porcelaines tendres remarquables par leurs couleurs et leur charmant émail, enfin des jaspes et des terres noires dites *noir égyptien*. Toutes ces poteries si légères, d'un prix moyen si peu élevé, remplacèrent bientôt les pots d'étain dans les laiteries et les petits ménages, et eurent une telle vogue qu'elles firent la richesse de la province en même temps que la fortune de leur inventeur. Devenu grand industriel, Wedgwood



qui sert, dans l'industrie, à évaluer les températures supérieures à 300°. Il consiste en deux règles de laiton, disposées de manière qu'elles comprennent entre elles un angle très-petit, et en petits cylindres formés de parties égales d'argile et d'alumine calcinées, séchés à la chaleur du rouge naissant. Dans ces conditions, ces cylindres, placés entre les rè-

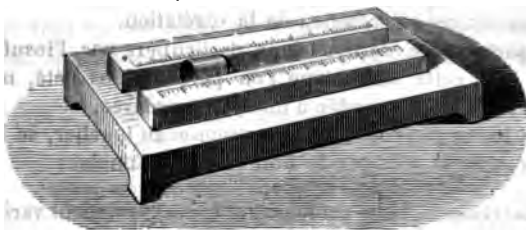


Fig. 584. — Pyromètre de Wedgwood.

gles, ne peuvent pénétrer au delà du trait marqué 0. Si alors on les porte dans le four dont on veut estimer la température, ils éprouvent un retrait en rapport avec celle-ci, ce que l'on constate en les engageant, après leur refroidissement, entre les règles dans la rainure desquelles ils pénétrèrent plus avant que primitivement. Si donc on a déterminé à l'avance les points où ils s'arrêtent pour chaque température, il sera facile de reconnaître, en opérant avec de nouveaux cylindres, si l'enceinte dans laquelle on les a fait séjourner est suffisamment échauffée pour amener telle ou telle fusion, pour produire telle ou telle réaction chimique.

Presque toutes les argiles absorbent l'eau avec promptitude, et même avec sifflement. C'est à la grande affinité qu'elles manifestent pour ce liquide, bien qu'elles y soient complètement insolubles, qu'elles doivent la propriété de s'attacher à la langue, en s'emparant de l'humidité qui recouvre cet organe. Cette propriété est désignée sous le nom de *happement à la langue*.

C'est encore à la même affinité qu'elles doivent d'attirer fortement la vapeur aqueuse atmosphérique, et de la retenir énergiquement dans leurs pores, en même temps que l'ammoniaque et les matières salines de l'air. Et comme, de plus, ces argiles possèdent, ainsi que le charbon, la propriété d'enlever aux liquides des engrais les matières organiques

forma une compagnie pour la construction d'un canal devant traverser le pays des poteries près de Liverpool. C'est à proximité de cette voie de transport qu'il établit, de 1768 à 1770, sa célèbre manufacture de porcelaines peintes et un beau village qu'il nomma *Etruria*. Il y mourut, en 1795, à l'âge de soixante-quatre ans, laissant une fortune de prince, qu'il employait aux plus nobles et aux plus charitables usages. Il était membre de la Société royale de Londres et de celle des Antiquaires. Nouvel exemple qu'avec l'amour du travail et la persistance dans les idées, on peut arriver à tout.

et les sels minéraux qui s'y trouvent, de les emmagasiner, pour ainsi dire, au profit des racines des plantes, vous devez comprendre combien, par tous ces motifs, les argiles exercent d'influence salutaire sur les terres de culture : comme elles s'y trouvent toujours en quantité variable, elles leur permettent de mieux résister à la sécheresse de l'air, et de conserver l'humidité, les principes azotés et salins des engrais, si nécessaires à l'entretien de la végétation.

La plupart répandent une odeur particulière par l'insufflation de l'haleine. C'est cette odeur que l'on perçoit, dans l'été, immédiatement après la première ondée d'une pluie modérée.

Presque toutes sont douces et onctueuses au toucher, se laissent facilement couper et polir par le frottement de l'ongle.

Composition. — Leur composition est extrêmement variable. Elles renferment :

	de 18 à 39 p. 100 d'alumine,
	46 à 67 — de silice,
	et 6 à 19 — d'eau.

Dans leur plus grand état de pureté, elles consistent en un silicate de la formule : $Al^2O^3, 3 SiO^2, 2 HO$.

Mais à ce *silicate d'alumine hydraté* s'ajoutent en mélange du sable ou de la silice libre, de la chaux, du carbonate de chaux ou de magnésie, des oxydes de fer et de manganèse, etc., dont les proportions varient à l'infini. On y trouve encore parfois des pyrites, du mica, des débris de roches feldspathiques, du bitume, des matières organiques. Il y a presque toujours de la potasse, dont la proportion peut s'élever jusqu'à 4 p. 100 d'après Mitscherlich. Cette potasse est à l'état de silicate, et elle provient évidemment de la décomposition du feldspath, du mica et d'autres roches siliceuses et alumineuses qui ont contribué à la formation des argiles.

La présence de chacun de ces corps influe sur les caractères des argiles et les rend quelquefois impropres à l'emploi auquel on les applique ordinairement. Ainsi, le sable diminue leur liant et leur ténacité, leur donne de l'âpreté quand il est en grande quantité. — Le carbonate de chaux les rend effervescentes et très-fusibles. — L'oxyde de fer les colore et leur donne aussi de la fusibilité. — Les bitumes leur communiquent de l'odeur. — La magnésie les rend généralement moins fusibles et leur procure une onctuosité particulière.

Il en est un grand nombre qui se colorent plus ou moins par la calcination ; quelques-unes, au contraire, qui sont colorées, perdent leur couleur par l'application du feu. Les premières sont celles qui renferment ou de l'oxyde de fer au minimum d'oxydation ou du sulfure de fer, qui passent à l'état de peroxyde par la chaleur et le contact de l'air. Les secondes sont celles qui contiennent du bitume ou autres matières organiques qui sont décomposées et réduites en produits vola-



tils par la calcination. On ne peut donc pas préjuger de la coloration que les argiles prendront au feu par la teinte qu'elles ont naturellement.

Classification des argiles. — Il existe, parmi les argiles, un très-grand nombre de variétés dont chacune a reçu quelque application particulière dans les arts, en raison de ses propriétés dépendantes de sa composition. On peut les partager en quatre grandes divisions :

- Les argiles *infusibles* ou *opyres*, nommées aussi argiles *plastiques*,
- plus ou moins fusibles, nommées *figulines*,
- plus ou moins calcaires ou *effervescentes*, dites *marnes*,
- creuses ou *ocres*.

Voici la composition et les applications des principales espèces :

§ 1. — Argiles infusibles ou plastiques.

	ALUMINE.	SILICE.	OXYDE DE FER.	EAU.	POTASSE.	EMPLOI.
Kaolin ou terre à porcelaine.....	37,3	46,8	»	13,0	2,5	Porcelaine.
Argile plastique de Forges.....	27,0	73,0	traces.	»	»	Creusets de verreries, poteries de grès, pipes.
Argile plastique de St-Amand.....	24,0	73,3	2,7	»	»	
Argile plastique de Montereau.....	27,0	73,0	traces.	»	»	Faïence fine ou anglaise.

§ 2. — Argiles fusibles.

	ALUMINE.	SILICE.	OXYDE DE FER.	CALCAIRE.	EAU.	EMPLOI.
Terre à foulon d'Angleterre.....	10,1	32,8	5,2	38,1	19,6	Dégraissage des draps.
Argile figuline de Provins.....	37,0	57,0	1,7	4,0	»	Poteries rouges, poteries communes, fourneaux ordinaires, moulages.
Argile figuline de Livernon.....	30,0	60,0	7,6	2,4	»	
Terre glaise.....	32,0	63,0	0,4	»	»	Briques, tuiles, carreaux, moulages.

§ 3. — Argiles effervescentes ou Marnes.

	ALUMINE.	SILICE.	OXIDE DE FER.	CHLORURE DE CHAUX.	EMPLOI.
Marne des environs de Paris.	17	46	6	22	Moulages, constructions, fourneaux.
— de Viroflay.	11	29	6	52	
— des environs de Rouen.	3,10	6	2	88,90	Agriculture.

§ 4. — Argiles ferrugineuses ou Ocre.

Sanguine ou crayon rouge.	} Employé par les menuisiers.
Bol d'Arménie ou argile ocreuse rouge.	
Terre sigillée ou argile ocreuse pâle.	} Employés en médecine.
Ocre jaune.	
Terre d'Ombre.	} Peinture grossière en bâtiments.
Terre de Sienné.	
Farine fossile.	} Peinture en détrempe, papiers peints.
	} Peinture.
	} Mangée par certains peuples.

Art du potier ou Céramique.

L'art de travailler les argiles pour les convertir en ustensiles domestiques ou en vases d'ornement a pris le nom de *Céramique*, du nom grec des poteries, *keramos*. Il est nécessaire de vous en donner une idée sommaire :

« Cet art, dit Brongniart, est, après l'art de fabriquer des armes pour leur défense, quelques tissus grossiers pour leurs vêtements, celui que les hommes ont cultivé le premier, celui qui a été comme la première ébauche de la civilisation : car les armes étaient indispensables pour soutenir et défendre la vie ; les tissus végétaux ou de peaux, pour éloigner les douleurs physiques, les deux seules choses évidemment et essentiellement utiles, tandis que la fabrication de la poterie la plus grossière est déjà un art de luxe. On peut vivre, et vivre sans souffrance, et ne point faire cuire ses aliments ; mais il faut peut-être, pour faire avec le limon le moins rebelle au maniement du potier, un vase qui se durcira à l'air et au feu, et ne servira qu'après le résultat éloigné de cette opération ; il faut, dis-je, plus de soins, de réflexions et d'observations, que pour façonner du bois, des os, des peaux et des filaments, des armes et des vêtements, car ces matériaux offrent immédiatement à l'ouvrier le résultat de son travail. »

La *Céramique* a donc été une des premières industries créées par l'homme, et elle fit de rapides progrès dans l'Asie orientale, mais sur-



tout chez les Indous, les Coréens, les Chinois, les Japonais. Avant tous les autres, ces peuples ont façonné l'argile, l'ont transformée en briques, en tuiles, en vases à cuire les aliments, à renfermer les liquides, les grains, etc., et il est à croire que ce sont leurs procédés qui ont pénétré peu à peu, d'abord dans toute l'Asie, en Afrique, et par suite en Europe. C'est à eux qu'on doit l'invention de la *tournette* ou *plateau tournant*, et de la *roue* ou *tour à potier*, évidemment les plus anciens des instruments industriels imaginés par l'homme.

Le choix de l'argile pour la confection des poteries est justifiée par la plasticité considérable dont elle jouit et par le durcissement qu'elle acquiert par la cuisson; mais à côté de ces deux qualités si précieuses viennent se placer deux propriétés qui les contre-balancent. La première est le *retrait* plus ou moins fort qu'elle éprouve par la cuisson, retrait qui tend à produire la déformation des vases façonnés avec cette substance. La seconde est sa *porosité*, qui laisserait suinter à travers les pores de ces vases les liquides qu'on y renfermerait.

On fait disparaître le premier inconvénient en ajoutant à l'argile une substance désignée sous le nom de *ciment* ou de *matière dégraissante* qui, diminuant sa plasticité, rend aussi son retrait moins considérable, et lui donne la propriété d'éprouver une demi-fusion. Les substances qui agissent ainsi sont : le silex, les sables, le quartz, le feldspath, la craie, les os calcinés, les sulfates de baryte et de chaux, l'argile calcinée.

On remédie au second inconvénient en recouvrant les argiles façonnées d'un enduit vitrifiable, nommé *émail*, *verniss*, *couverte*, qui les rend entièrement imperméables aux liquides. Les principales matières employées comme vernis sont : le feldspath, les ponces, le sel marin, les alcalis, l'acide borique, le phosphate de chaux, le sulfate de baryte, les silicates de plomb, l'acide stannique, les sulfates métalliques, les oxydes de plomb, de manganèse, de fer, de cuivre.

Les vernis transparents sont produits par des corps alcalins et vitreux, par le feldspath, l'oxyde de plomb. — Les vernis opaques s'obtiennent au moyen de l'acide stannique ou du phosphate de chaux. — Les vernis colorés se font en ajoutant aux vernis transparents ou opaques des oxydes ou des sulfures métalliques.

Toute poterie nécessite donc pour sa confection l'emploi d'une *argile* et d'une *substance dégraissante* qui, par leur mélange, servent à former la pâte destinée à façonner l'objet, et, presque toujours, en outre, celui d'un *verniss* ou *couverte* destiné à l'imperméabiliser et à rendre en même temps sa surface plus polie et plus agréable à l'œil.

Avant d'aller plus loin, il est bon de savoir que le mot *poterie*, dérivé du latin *potum*, nom du vase à boire, ne désigne plus seulement dans nos langues modernes les vases qui servent à renfermer des liquides ou à cuire des aliments, mais encore toute pâte argileuse cuite, quelle qu'en soit la destination industrielle ou artistique, depuis les produits

les plus grossièrement fabriqués, tels que briques, tuiles, pots à fleurs, conduites d'eaux, etc., jusqu'aux objets d'ornement les plus précieux, tels que terres cuites fines, vases étrusques, porcelaines, etc.

Classification des poteries. — Toutes les poteries connues peuvent être classées ainsi qu'il suit :

1 ^{re} Classe :	}	<i>Poteries mates, ordinairement sans vernis ou glaçure</i>
Poteries à pâte tendre et poreuse après la cuisson		(terres cuites, briques, tuiles, carreaux, tuyaux de conduite, de drainage, pots à fleur, réchauds, fourneaux portatifs, formes à sucre, alcarazzas, creusets, etc.).
		<i>Poteries communes vernissées grossières</i> (poêlons, vases de cuisine, etc.).
		<i>Poteries communes émaillées ou à couverture opaque</i> (faïence commune ou italienne).
2 ^e Classe :	}	<i>Poteries de grès</i> (grès cérames communs et fins).
Poteries à pâte dure, demi-vitrifiée et par suite imperméable.		<i>Poteries fines blanches ou à couverture transparente</i> (faïence fine ou anglaise, cailloutage, terre de pipe, etc.).
		<i>Porcelaines.</i>

Poteries mates. — Les *briques* ordinaires pour les constructions, les *tuiles*, les *carreaux* d'appartement, et autres *terres cuites sans vernis*, sont fabriqués avec des argiles figulines, des *terres glaises*, des marnes argileuses, auxquelles on ajoute du sable, quand elles sont trop grasses ou plastiques, ou des cendres de houille tamisées quand elles sont trop maigres, ainsi que cela se pratique avec les terres du département du Nord.

Le mode de fabrication est assez simple ; prenons les briques comme exemple.

Fabrication des briques. — On abandonne le plus habituellement à l'air pendant quelque temps l'argile extraite du sol ; on en sépare à la main les matières étrangères : cailloux, débris de racines, etc. ; puis on l'introduit dans une fosse avec de l'eau, de manière à la convertir en bouillie épaisse ; on rend celle-ci homogène par le marchage, c'est-à-dire en la faisant piétiner par des hommes à pieds nus ; quelquefois on malaxe la pâte dans des tonneaux à l'aide de couteaux diviseurs.

On façonne ensuite les briques, tantôt à la main, dans des cadres rectangulaires en bois, saupoudrés de sable, tantôt avec des machines qui en moulent de très-grandes quantités à la fois. On les laisse sécher à l'air lentement pour éviter le fendillement, et on les cuit dans des fours avec du bois ou autres combustibles de peu de valeur, ou, suivant la méthode flamande, on les dispose en tas considérables sous la forme d'un prisme à base carrée, en ménageant dans l'intérieur, de distance en distance, des espaces ou fourneaux qu'on remplit de houille menue, et laissant à la partie inférieure des carneaux où l'on place le bois qui doit allumer le charbon de terre. Le feu dure de huit à quinze jours.

Les briques perdent en cuisant un quart de leur poids, et, par le

retrait, 4 à 5 pour 100 de leur longueur : elles acquièrent une couleur rouge plus ou moins foncée suivant la proportion d'hydrate de fer contenue primitivement dans l'argile (1).

Les briques employées pour la construction des fourneaux, les creusets qui doivent supporter une forte chaleur sont confectionnées avec des argiles plastiques très-réfractaires, qu'on soumet à la lévigation et qu'on dégraisse avec une forte proportion de ciment de brique cuite ou de débris de creusets hors de service.

Alcarazzas. — Parmi les poteries mates non vernissées qui servent



Fig. 385. — Ébauchage et tournassage de la pâte argileuse pour faïence ou porcelaine.

aux usages domestiques, les plus remarquables sont celles dont la pâte très poreuse laisse échapper l'eau qui s'évapore aussitôt que les gouttelettes du liquide, par l'infiltration capillaire, arrivent à la surface

(1) Les briques ont été les premiers matériaux employés par les hommes lorsqu'ils ont commencé à bâtir. Elles entrent dans la construction de la plupart des bâtiments les plus anciens, surtout de ceux qu'on trouve encore dans les plaines de l'Asie, où l'on suppose que se sont formées les premières sociétés. Plusieurs de ces anciennes briques sont très-grosses en comparaison des nôtres, et ne paraissent pas avoir été cuites au feu ; elles ont été simplement séchées au soleil. Pour leur donner plus de solidité, on ajoutait à l'argile sablonneuse dont elles étaient composées, de la paille hachée, et même des fragments de joncs et d'autres plantes de marais. Telles sont les briques de l'Égypte et de l'ancienne Babylonie. On avait aussi employé, dans la construction de Babylone, des briques cuites, et même vernissées ou émaillées de couleurs assez vives.

extérieure. L'évaporation absorbe de proche en proche la chaleur du vase et de l'eau qui s'y trouve, de sorte que la température de celle-ci s'abaisse de 5 à 8° au-dessous de celle du lieu où le vase est placé.

Ce genre de poteries est fabriqué depuis des siècles, dans toutes les parties chaudes de l'ancien monde et dans quelques contrées du nouveau, avec des argiles figulines ou des marnes argileuses additionnées d'une certaine quantité de sable fin; la pâte moulée est cuite à une faible température. Souvent aussi on introduit dans cette pâte des poussières qui sont enlevées soit par la cuisson, soit par l'eau, telles que du sel marin qui laisse, par suite de sa dissolution, un grand nombre de petites vacuoles.

Les vases confectionnés ainsi s'appellent *Gargoulettes* dans l'Inde, *Quolleh*, *Burdaques*, *Bardach* et *Balasse* en Égypte, *Alcarazzas* et *Alcaradzas* en Espagne et en Portugal, *Canuris* dans les colonies de l'Amérique. Fourmy leur a donné le nom générique et assez significatif d'*Hydrocraques*, c'est à-dire de vases à eau ou de vases qui suent.

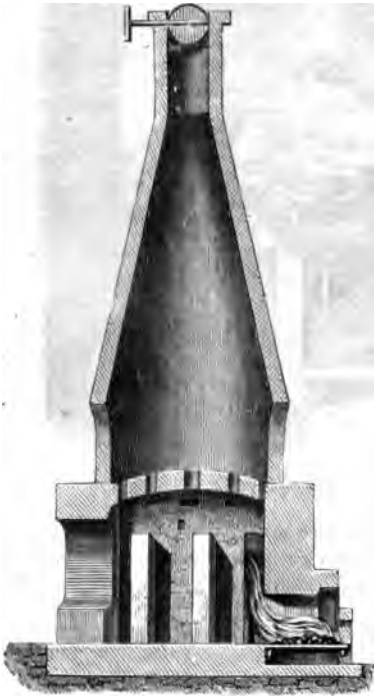


Fig. 586. — Four à faïence.

Poteries communes vernissées. — Les poteries communes vernissées sont fabriquées avec des argiles figulines auxquelles on ajoute une certaine quantité de marne et de sable. La pâte en est jaunâtre, rouge et quelquefois complètement noire. Je vous ai déjà dit qu'on les recouvre d'un vernis épais, translucide, incolore ou coloré, à base de plomb.

La faïence commune ou italienne est préparée avec une argile figuline plus ou moins calcaire, et dégraissée avec du sable; on soumet la terre à des lavages; on la conserve en fosse pendant un certain temps, on la marche, on la

divise en masses de 25 kilogr. qu'on bat pour augmenter l'homogénéité, et on la façonne au tour (fig. 585) ou par moulage.

On opère la cuisson en deux fois dans un four à alandiers à deux étages (fig. 580); les pièces, placées dans des étuis ou *cuzettes* en argile

réfractaire, sont mises dans le haut du four où la température, élevée au rouge blanc, les amène à l'état de *biscuit*. Après le défournement, on les passe lestement dans de l'eau tenant en suspension une poudre impalpable d'émail blanc et opaque, composé essentiellement d'oxydes de plomb et d'étain (fig. 587) ; on les sèche et on les soumet à une seconde cuisson dans la partie basse du four dont la chaleur fond l'émail et le



Fig. 587. — Vernissage de la faïence par immersion.

fait adhérer au biscuit. Pour la faïence brune, on fait entrer dans la composition de l'émail un peu de bioxyde de manganèse.

Cette dernière résiste mieux au feu que la faïence blanche. Celle-ci sert principalement pour faire les carreaux émaillés, les poêles et les plaques de cheminée.

Malheureusement la faïence offre peu de résistance, et sa couverture est sujette à tressaillir, souvent même à se fendiller et à se détacher en écailles : on remédie à ce défaut en donnant à la pâte plus de fusibilité par l'addition de matières calcaires ou alcalines (1).

(1) C'est chez les Persans et les Arabes que paraît avoir été inventée la faïence stannifère, qui ne fut connue en Europe que vers le dixième siècle. Des ouvriers maures ou espagnols, tenant leurs procédés des Arabes, venus des îles Baléares en Italie, l'introduisirent dans cette région au commencement du quinzième siècle, vers 1415, à peu près à l'époque où Luca della Robbia, sculpteur de Florence, fit des figures et bas-reliefs en terre cuite et les empâta dans un

Fayence fine. — La *fayence fine* à couverte transparente diffère essentiellement de la précédente, parce que la pâte en est dure, fine, sonore, et qu'elle est préparée avec des argiles plastiques de belle qualité, ne se colorant pas au four et pouvant supporter une haute température. Sa couverte est plus ou moins dure, transparente ou translucide. Le façonnage est très-soigné, les pièces sont minces et légères.

Il y a trois variétés bien distinctes de cette sorte de poterie, à savoir :

1° La plus ancienne, nommée *Terre de pipe*, dont la pâte se compose d'argile, de sable, d'un peu de craie ou de fritte alcaline, et dont la couverte est formée de sable, de feldspath, de soude et d'oxyde de plomb. Elle ne va pas au feu, et son vernis trop tendre se laisse entamer par les couteaux, aussi contracte-t-elle facilement une mauvaise odeur.

Les *pipes* sont fabriquées avec les mêmes terres, mais elles ne sont pas cuites à une température aussi élevée et elles ne reçoivent pas de couverte.

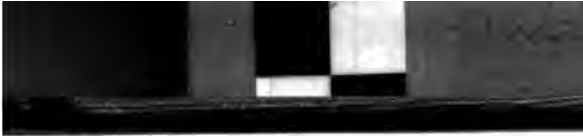
2° Une seconde variété, nommée *Terre anglaise* ou *Cailloutage*, n'est essentiellement composée que d'argile plastique et de silex réduit en poudre impalpable. La pâte est plus cuite et la couverte est moins plombreuse.

3° Enfin, une troisième variété créée en 1763 par le célèbre Wedgwood, admet dans la composition de sa pâte une certaine quantité de kaolin, et dans sa couverte de l'acide borique. Elle est bien supérieure en qualité aux précédentes ; c'est l'*iron-stone* des Anglais et ce qu'on appelle chez nous *porcelaine opaque*. Les nombreux établissements du Staffordshire, qui occupent plus de 60000 ouvriers, en exportent pour plus de 30 millions de francs.

En France, les principaux centres de fabrication des fayences fines sont Sarreguemines, Montereau, Creil, Chantilly, Choisy, Gien, Bordeaux, etc., qui livrent au commerce à peu près les mêmes produits : assiettes, bols, plats, tasses à déjeuner, à thé, à café.

Grès. — Les *grès* constituent un genre de poterie dure, opaque, sonore, à grain fin, de couleur variable, qui est imperméable sans le secours d'aucun vernis, si bien que nombre d'objets d'un usage permanent sont habituellement livrés au commerce sans avoir reçu de glaçure ou de couverte : tels sont, entre autres, les bombonnes et tourilles, les jarres pour salaison, les pots à beurre, les fontaines, les cruches, les

émail d'étain. C'est à cette époque qu'elle reçut le nom de *majolica*, par corruption du mot *Majorica*, Majorque, île qui possédait depuis longtemps des fabriques importantes de cette sorte de poterie. Le mot *fayence* vient, non de Faenza, en Romagne, comme on le croit généralement, mais de *Fayence*, petit bourg de Provence, dans le diocèse de Fréjus, l'un des premiers endroits du royaume où on ait fabriqué cette poterie, et dont les ateliers avaient déjà de la réputation avant les grandes manufactures créées par Henri IV à Paris, à Nevers et à Brissambourg, en Saintonge.



rrines communes, les tuyaux de conduite d'eau et de gaz, les cornues, les tubes de chimie, les pots à encre, etc., qui sortent principalement des fabriques de Beauvais.

Ces grès communs sont faits avec des argiles plastiques, non lavées, graissées par du sable quartzeux ou du ciment de brique, et parfois additionnées de craie pour leur communiquer un peu de fusibilité.

Certains grès auxquels on veut donner un aspect plus agréable reçoivent une couverte faite simplement avec des scories de forge, de la nœce et autres produits volcaniques très-fusibles.

Les *grès blancs*, ainsi nommés à cause du vernis blanc-jaunâtre qui s'en recouvre, ont une couverte composée d'argile blanche, de silice et de feldspath broyé. C'est avec eux qu'on confectionne les bouteilles à gaz, les gazettes, les cruchons à cidre mousseux, les cruches à bière, les cornues pour les laboratoires de chimie et les teinturiers, etc.

Des grès de fabrication plus soignée servant de vases à fleurs de toutes formes, de pots à tabac, de canettes, etc., sont revêtus d'un lustre qui s'obtient à la pâte sa couleur brune. On le produit en projetant du sel marin humide dans les fours, quand le degré de cuisson est à peu près atteint. Je vous ai déjà parlé de cette pratique (1), et vous devez vous souvenir que l'enduit vitreux, mince et très-adhérent qui se forme sur la sorte à la surface des pièces est un silicate et un aluminate de soude.

Les grès fins qui ont une destination artistique ont pour pâte un mélange d'argile plastique purifiée, de kaolin et de feldspath, qu'on colore avec des oxydes métalliques et qu'on recouvre d'une glaçure tro-plombeuse. C'est Wedgwood qui a perfectionné cette sorte de porcelaine, à laquelle on donne de riches décorations et qu'on transforme souvent en véritables chefs-d'œuvre de goût.

La cuisson de tous ces grès différents s'opère presque toujours en une seule opération, à une température très-élevée (120° du pyromètre de Wedgwood), et dure parfois huit jours. Les fours ont la forme d'un demi-cylindre couché, à sole horizontale ou inclinée, comme on le voit dans la figure 588.

Porcelaine. — La *porcelaine* (2), la plus belle de toutes les potes-

(1) Voir la 24^e leçon, p. 207.

(2) La porcelaine est d'origine chinoise; elle était déjà connue du temps des Han, 163 ans avant Jésus-Christ; mais les vases de cette matière ne devinrent communs que sous la dynastie des Soui, de 581 à 618 après l'ère chrétienne. Les célèbres fours de King-te-tchin, situés à l'est du lac Payang, au nombre de 100⁰ qui occupent un million d'ouvriers, ne furent pas établis avant l'an 1000. C'est en 1518, un an après la découverte des côtes de la Chine par le Portugais Fernand d'Andrada, qu'on vit apparaître pour la première fois en Europe la porcelaine du Céleste-Empire. Le mot *pourcelaine*, devenu plus tard *porcelaine*, dérive évidemment de *Porcellana* ou plutôt *porcolana* qui en portugais signifie escouille, écuelle ou autre vaisselle de terre. — On se servait pendant bien long-

ries, a pour base le *kaolin*, argile blanche très-pure, qui provient de la décomposition du feldspath, ou plutôt des roches primitives composées de feldspath, de quartz et de mica (granite, gneiss, pegmatite, etc.); aussi la trouve-t on, dans les carrières, mêlée avec ces roches réduites



Fig. 588. — Four à grès commun des environs de Beauvais.

par la désagrégation à l'état de sable. Il en existe de vastes dépôts en Chine, en Saxe, en Russie, en Angleterre et en France, notamment à Saint-Yrieix (Haute-Vienne), aux Picux, près Cherbourg, à Louhossoa (Basses-Pyrénées), etc. Par la lévigation de ces feldspaths altérés, on sépare le sable et le mica de l'argile blanche et très-fine qu'on met en pains ou blocs carrés, dont on opère ensuite la dessiccation au soleil.

On ajoute toujours au kaolin du sable comme matière dégraissante et du feldspath pour faire éprouver à la pâte un commencement de fusion et la rendre translucide. Les proportions des matières premières varient suivant les qualités de porcelaine que l'on veut obtenir. Voici les dosages adoptés à la manufacture de Sèvres et dans les établissements de Paris :

	Pâte de Sèvres pour la porcelaine de service.	Pâte de Sèvres pour la porcelaine à sculpture.	Pâte de Paris pour la porcelaine de service.
Kaolin lavé.....	64	62	»
Kaolin caillouteux	»	»	80
Craie de Bougival.....	6	4	»
Sable d'Aumont	20	17	»
Petit sable feldspathique.	10	»	»
Feldspath quartzeux	»	17	20

temps de cette nouvelle poterie sans en connaître la nature ; c'est seulement en 1709 que Frédéric Boettger, alchimiste attaché à Auguste I^{er}, électeur de Saxe, parvint, après plusieurs années d'essais, à fabriquer de la porcelaine en tout semblable à celle de la Chine et du Japon, et à fonder la première manufacture de ce genre en Europe, dans la petite ville de Meissen, sur les bords de l'Elbe. En France, Réaumur, à la suite de longues recherches commencées en 1729, découvrit de son côté le procédé de fabrication de la porcelaine tendre, et le chimiste Macquer établit à Sèvres, en 1769, la fabrication de la porcelaine dure pareille à celle de Saxe, en se servant du kaolin qui venait d'être trouvé à Saint-Yrieix, près de Limoges.

Toutes les matières, réduites en poudre impalpable, sont intimement mélangées et mises à l'état de bouillie claire dans de grandes cuves ; on introduit ensuite celle-ci dans des sacs de toile serrée, qu'on soumet à l'action de fortes presses pour expulser l'eau et avoir une pâte ferme. On *marche* cette pâte comme celle des autres poteries, et on la malaxe de manière à la rendre aussi homogène que possible, puis on la conserve pendant un an ou deux, soit sous l'eau, soit en masses dans des caves humides. Elle subit alors ce qu'on appelle la *pourriture*, qui a pour effet de détruire toutes les matières organiques et les sulfates qui peuvent s'y trouver, ce qu'indiquent assez la coloration noire momentanée qu'elle prend ainsi que l'odeur d'hydrogène sulfuré qu'elle répand. L'expérience a démontré que plus une pâte est *vieille*, plus elle gagne en qualité, mieux elle se travaille, moins elle se gauchit et se fend, soit en séchant, soit en cuisant.

Avant de mettre la pâte en œuvre, on la marche ou on la malaxe de nouveau à la main, on la comprime fortement pour en faire des boules qu'on lance avec force contre la table de travail, afin d'en expulser les gaz que la pourriture a développés dans la masse.

C'est après toutes ces opérations préliminaires qu'on procède au façonnage de la pâte, soit au moyen du tour à potier, soit par moulage, ou enfin par coulage. Les pièces humides sont abandonnées pendant

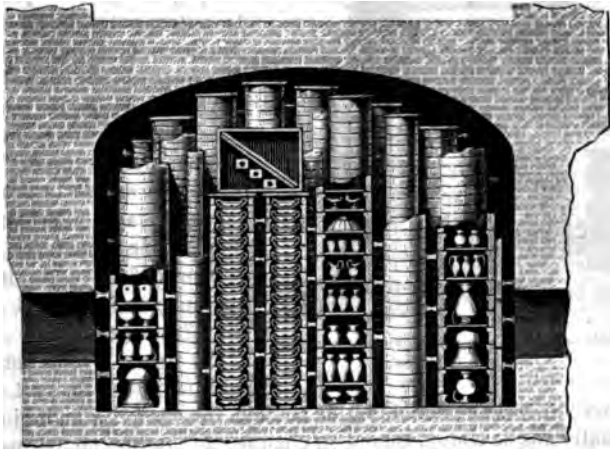


Fig. 589. — Pièces mises en cazzettes pour éprouver le *dégourdi* dans le four à porcelaine.

quelques jours à une dessiccation spontanée, puis mises en *cazzettes* et portées dans la partie supérieure d'un four en activité pour y éprouver une demi-cuisson qui les dessèche complètement et leur fait prendre une certaine consistance, tout en leur laissant une grande porosité (fig. 589). Cet état est connu sous le nom de *dégourdi*.

C'est alors qu'on applique la couverte ou vernis par immersion, comme pour les faïences. Elle se compose uniquement d'une roche feldspathique, nommée *pegmatite*, et qui n'est autre chose que du feldspath naturellement associé à du quartz en quantités à peu près égales. On la réduit en poudre fine et on la délaye dans de l'eau dont on a augmenté la densité par un peu de vinaigre. Cette roche fond à une température un peu inférieure à celle qui est nécessaire pour la cuisson de la pâte; elle peut donc, une fois liquéfiée, s'étendre également à la surface des pièces et y adhérer fortement sans les pénétrer, en y formant une simple *glacure*.

Lorsque les pièces, au lieu d'avoir été seulement *dégourdies*, ont été

cuites à une haute température, elles ne peuvent plus être mises en couverte par voie d'immersion, parce qu'elles n'ont plus la porosité suffisante; dans ce cas on applique le vernis soit au pinceau, soit par arrosage ou saupoudrage.

Les fours à cuire sont beaucoup plus grands que pour les autres poteries; ils sont ordinairement à deux ou trois étages (fig. 590). Dans l'étage supérieur A, où la température est beaucoup moindre (60° du pyromètre de Wedgwood), on donne le *dégourdi*; les deux étages inférieurs B, C donnent le *grand feu* ou la cuisson définitive de la porcelaine vernissée (135 à 150° du même pyromètre).

Ces fours à alandiers sont le plus habituellement chauffés

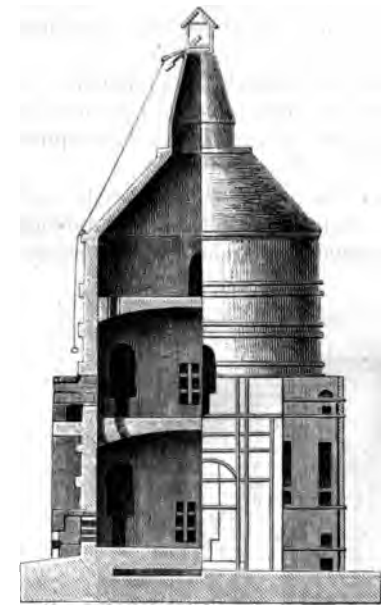


Fig. 590. — Four à porcelaine, moitié en coupe, moitié en élévation.

avec du bois de tremble ou de bouleau très-sec qui a au moins trois ou quatre ans de coupe. Quand on chauffe à la houille, on augmente le nombre des alandiers ou foyers. La cuisson dure, terme moyen, 30 heures, c'est-à-dire 16 à 18 heures de petit feu et 10 à 12 heures de grand feu. On ne défourne les pièces qu'au bout de huit jours, après avoir fermé avec de la terre glaise toutes les ouvertures afin que le refroidissement s'opère aussi lentement que possible.

Indépendamment de la *porcelaine dure*, dont je viens de parler, et qu'on fabrique en Chine, au Japon, en Saxe, à Sèvres, à Limoges, à

Paris, à Bayeux (Calvados), dans le Cher, l'Allier et la Nièvre, il y a ce qu'on appelle la *porcelaine tendre*, ainsi nommée parce qu'elle ne peut supporter une température aussi élevée que la première. C'est celle qu'on a fabriquée d'abord en Europe. Il y en a deux sortes distinctes :

1° La *porcelaine tendre anglaise* ou *naturelle*, dont la pâte se compose d'un mélange de phosphate de chaux, d'argile, de silex et de kaolin, et dont la couverte se compose d'alcali, de borax, de minium et de sable. Le type de cette porcelaine se trouve dans les produits de Chelsea (près de Londres). Elle reçoit, comme les porcelaines dures, une décoration très-riche et très-variée; elle se vend rarement blanche, car la pâte et l'émail ont de nombreux défauts; le principal, c'est de ne pouvoir, sans de grands ménagements, être mise en contact avec des liquides chauds.

2° La *porcelaine tendre française*, plus connue sous le nom de *Vieux-Sèvres*, parce qu'elle y fut fabriquée de 1750 à 1804. Sa pâte se compose d'une fritte alcaline que l'on cuit à une haute température avec un mélange de marne argileuse et de craie. Cette pâte cuit blanc et devient translucide. Sa couverte est un silicate double de plomb et de potasse; comme elle est très-fusible, elle s'incorpore beaucoup mieux que toutes les autres les couleurs minérales qu'on y ajoute et prend un brillant uniforme.

Ce qui fait le mérite du *Vieux-Sèvres*, c'est non seulement le vif éclat des couleurs, mais aussi le fini et le gracieux de ses formes. Depuis une vingtaine d'années, on a repris avec succès à Sèvres la fabrication de la porcelaine tendre. On en fabrique aussi à Saint-Amand (Nord) et à Tournay (Belgique); mais là on ne fait que les articles communs, qui ne vont pas au feu, notamment les tasses à café, la vaisselle des restaurateurs, qui ont une grande ténacité et résistent même à des chocs violents sans se briser.

Ornementation des porcelaines. — Les porcelaines sont fréquemment ornées de dorures, de magnifiques couleurs d'une ou de plusieurs nuances, et même de peintures délicates d'un grand éclat qui rivalisent avec celles qu'on étend sur les toiles.

Les matières colorantes employées sont généralement des oxydes métalliques qu'on associe à des fondants et qu'on applique sur les pâtes blanches déjà cuites et vernies.

Les fondants sont le quartz, le feldspath, le borax ou l'acide borique, le nitre, les carbonates alcalins, le minium et la litharge, l'oxyde de bismuth.

Quant aux couleurs, les unes, devant subir, sans être modifiées dans leurs nuances, la haute température du four à porcelaine, ce qui les fait appeler *couleurs de grand feu*, sont en très-petit nombre. Ce sont : le bleu d'oxyde de cobalt, le vert de chrome, les bruns de fer et de

manganèse, les jaunes de titane, les noirs d'urane, le rouge de protoxyde de cuivre.

D'autres couleurs, beaucoup plus variées, ne pouvant être soumises qu'à une chaleur rouge qui n'atteint pas le point de fusion de l'argent, sont désignées sous le nom de *couleurs de moufle*, parce qu'on les cuit dans des espèces de fourneaux à moufle, en fonte ou en terre cuite (*fig. 591*), chauffés généralement au bois.



Fig. 591. — Coupe d'un four à moufle.

Les oxydes qui servent dans ce cas, sont, outre les précédents : le bioxyde de cuivre pour certains verts, le sesquioxyde d'urane, le chromate de plomb, le sesquioxyde de fer, l'antimoniate de potasse en mélange avec des oxydes de plomb, de zinc et d'étain pour les jaunes, le sesquioxyde de fer pur pour les rouges, le pourpre de Cassius pour les violets et les roses, l'émail ordinaire pour les blancs, etc. Les fondants pour ces couleurs de moufle sont plus fusibles que ceux des couleurs de grand feu ; ce

sont presque toujours des borosilicates de soude et de plomb.

Pour peindre avec ces couleurs, on les mêle intimement avec le fondant, puis on les broie à la molette sur une plaque de verre dépoli, avec de l'essence de térébenthine ou de lavande épaissie à l'air, afin de pouvoir les appliquer au pinceau.

La dorure de la porcelaine se fait au moyen de l'or très-divisé qu'on obtient en précipitant la dissolution de sesquichlorure de ce métal par une dissolution excessivement faible de couperose. La poudre grise obtenue est mélangée avec de l'oxyde de bismuth et du borax, qu'on broie avec de l'essence et qu'on applique ensuite au pinceau sur les pièces vernissées. Au sortir de la moufle, l'or a un aspect métallique mat ; on lui donne le poli et le brillant au moyen du brunissoir.

La décoration des porcelaines comporterait bien d'autres détails, dans lesquels je ne puis entrer. Cette partie de l'industrie céramique nécessite le concours simultané du chimiste et de l'artiste ; c'est certainement en France, notamment à Sèvres et à Paris, qu'elle atteint à son plus haut degré de perfection.



TRENTÉ-DEUXIÈME LEÇON

SUITE DES MÉTAUX DE LA QUATRIÈME SECTION.

SOMMAIRE. — Applications spéciales de certaines argiles : *terres à foulon*, *marnes*, *ocres*. — Extraction de l'ALUMINIUM. — Ses emplois. — De la SILICE ou cristal de roche. — Ses formes très-variées dans la nature. — Pierres précieuses. — Des silicates ou verres. — Découverte du verre. — Des diverses espèces de verre du commerce. — Fabrication. — Façonnage. — Fiel de verre. — Trempe du verre. — Verre dévitrifié. — Altération des verres.

Applications spéciales de certaines argiles.

Certaines argiles, telles que les *terres à foulon*, les argiles effervescentes ou *marnes*, les argiles ferrugineuses ou *ocres*, rendent à l'industrie, à l'agriculture, à l'économie domestique, des services importants que je dois vous signaler.

1. Les terres à foulon ou **argiles smectiques** servent principalement au dégraissage des draps et autres étoffes de laine, parce qu'elles ont la propriété, étant délayées dans l'eau, d'absorber les huiles dont on a imprégné ces tissus pour faciliter les premières opérations de la filature et du tissage. Pour cela, on fait tourner les étoffes entre deux cylindres en bois placés au centre d'une grande caisse dans le fond de laquelle on a déposé la bouillie argileuse. L'action absorbante de celle-ci, jointe à la pression mécanique, opère le dégraissage en quelques heures. Des lavages à grande eau enlèvent ensuite toutes les impuretés.

En France, les terres à foulon les plus renommées sont celles d'Issoudun (Indre), de Villeneuve et de Septème (Isère), de Flavin (Aveyron), de Rittennau en Alsace.

Dans les campagnes, on peut économiquement nettoyer et remettre à neuf les vêtements dont la couleur primitive a disparu sous les taches de graisse, en les imbibant d'une bouillie très-claire de terre à foulon, ou simplement de terre glaise, et les pétrissant dans un baquet, comme s'il s'agissait d'un savonnage ordinaire. Au bout de quelques minutes, on rince les vêtements à grande eau. Ils ont alors l'apparence du drap neuf.

Lorsqu'il s'agit de faire disparaître des taches d'huile isolées répandues sur des vêtements, du papier, du bois ou des pierres, on recouvre les taches avec une pâte argileuse. Cette pâte, en se desséchant, absorbe si complètement l'huile, qu'il n'en reste plus de trace sur l'objet. On peut même enlever avec de l'argile sèche, mais souvent renouvelée, les taches d'huile sur des objets qui, tels que le papier, ne doivent pas être mouillés... Toutefois, le dégraissage par l'argile ne réussit bien qu'autant que les taches ne sont pas trop anciennes, attendu que les corps gras, altérés par un long contact avec l'air, ne sont plus absorbés par cette substance. Il faut, dans ce cas, recourir à l'emploi souvent répété des alcalis faibles, de l'éther, et mieux du sulfure de carbone ou de la benzine, qui dissolvent très-bien les corps gras.

La *Pierre à détacher*, qu'on vend à Paris, est une argile calcaire de la formation gypseuse, qui forme une couche épaisse à Montmartre. On l'emploie

tantôt seule, tantôt mélangée avec un peu de carbonate de soude, qui lui donne la propriété de raviver les couleurs altérées par les acides.

Dans beaucoup de pays, on remplace le savon par des terres argileuses pour le nettoyage du linge de corps. Les coutils écrus et de couleur, dont l'usage est si général dans nos campagnes, ne conservent les nuances du neuf que par ce moyen bien connu des dégraisseurs.

2. Les argilles effervescentes ou marnes ne sont autre chose que des mélanges naturels d'argile et de carbonate de chaux qui font une effervescence plus ou moins vive avec les acides, et qui se *délitent* ou tombent en poussière par le simple contact de l'air humide.

L'agriculture en tire un merveilleux parti pour *amender*, c'est-à-dire améliorer la qualité des terres. Le *marnage* est fort ancien, puisqu'il était pratiqué, au dire de Pline, chez les Gaulois, les Bretons, les Grecs et les Romains.

Les proportions de l'argile et du calcaire, unis quelquefois à du sable, qui composent la marne, varient à l'infini, ce qui amène par cela même une grande diversité dans son aspect et ses autres qualités physiques. Elle est d'autant plus dure et plus blanche qu'elle renferme plus de carbonate de chaux. Lorsque ce sel dépasse 80 pour 100, elle cesse d'être de la marne; elle ne se délite plus qu'avec une extrême lenteur et elle devient une *Pierre calcaire marseuse* que les arts utilisent. En deçà de cette limite, la richesse de la marne, sous le point de vue agricole, est en rapport direct avec la prédominance du calcaire sur l'argile, attendu que son activité sur la végétation dépend surtout de la quantité de carbonate de chaux. La meilleure est celle qui en contient de 60 à 70 pour 100. Un fait d'observation, c'est que la marne est plus riche à mesure qu'elle s'enfonce sous terre.

3. Ogres. — Il y a un certain nombre d'argiles qui renferment assez de peroxyde de fer, pour servir dans la coloration des papiers peints, dans les peintures communes en détrempe et les peintures extérieures à l'huile, pour garantir des effets de la pluie ou de l'humidité les volets, persiennes, instruments aratoires, clôtures en bois, charrettes, etc. C'est à ces argiles très-ferrugineuses qu'on donne le nom d'Ogres.

Lorsque l'oxyde de fer qu'elles contiennent est anhydre, elles sont d'un rouge plus ou moins foncé : telle est la *sanguine*, ou *craie rouge* de la Bohême et de la Thuringe, avec laquelle on fait des crayons; tel est le *rouge d'Almagra* des environs de Murcie (Espagne), qui sert pour polir les glaces et les grosses pièces de fer, colorer le tabac et différents mets, pour peindre les maisons, marquer les moutons, etc. (1); tels sont encore le *bol d'Arménie* et la *terre sigillée*, usités en médecine, etc.

Elles sont jaunes, au contraire, quand l'oxyde de fer est hydraté; mais alors elles deviennent rouges par la calcination. Elles sont bien plus communes que les premières. On les trouve en France, principalement à Saint-Georges sur la Prée, près Vierzon (Cher), à Bitry, près Saint-Amand (Nièvre), à Pourrain, Diges, Toucy, près Auxerre (Yonne). Elles sont exploitées par puits et galeries. Mais la plus grande partie des ogres vient de Saxe. L'industrie se borne à les épurer mécaniquement, et à les broyer soit à l'eau, soit à l'huile. Les mieux lavées et les plus fines ont toujours une teinte jaune terreuse; les peintres les connaissent sous les noms de *terre de montagne*, *terre d'Italie*, *ocre de rue*.

C'est avec les ogres jaunes naturelles qu'on fabrique les diverses ogres rouges

(1) D'après Proust, cité par Fournet, le *rouge d'Almagra*, ou *d'Almagré*, proviendrait de l'altération des pyrites de fer au contact de l'air. Ces pyrites éprouvent, en effet, une décomposition lente, qui substitue l'oxygène au soufre sans qu'elles perdent rien de leurs dimensions; elles ne sont alors que du peroxyde de fer anhydre; si les eaux transportent, divisent et atténuent cet oxyde rouge ainsi formé, il se change en ocre rouge. Ce serait là l'origine du *rouge d'Almagra*, d'après les savants nommés plus haut.

employées comme couleurs, sous les noms de *brun rouge*, *terre rouge d'Italie*, *rouge de Nuremberg*, *rouge indien*, *rouge à polir*, *rouge d'Angleterre*; on réserve plus spécialement le nom de *rouge de Prusse* à celle qui possède une teinte rouge vive. La calcination qu'on fait subir aux ocres jaunes s'effectue sur des plaques métalliques chauffées au rouge; lorsque la terre, réduite en très-petits fragments, a acquis la couleur désirée, on la refroidit brusquement en la projetant dans de l'eau froide. On la soumet à plusieurs lévigationes et décantations, puis on fait sécher la poudre à l'air. Les couleurs désignées, dans le commerce, sous les noms de *rouge de Venise*, *rouge d'Anvers*, *terra rosa*, sont obtenues de la même manière.

Il y a des ocres brunes qui, comme je l'ai déjà dit, doivent leur couleur à un mélange d'hydrates d'oxydes de fer et de manganèse. Elles forment la *terre d'Ombre* et la *terre de Sienne*, que les arts emploient, à l'état naturel et à l'état calciné, pour la confection des pastels, la coloration des papiers, des toiles, des poteries, des porcelaines, et comme couleurs à l'huile et même à l'eau.

Le *brun Van-Dyck*, dont la peinture à l'huile fait un si fréquent usage, est obtenu tantôt en calcinant l'ocre jaune du midi de la France et de l'Italie, à plusieurs reprises, jusqu'à ce qu'elle ait acquis la teinte voulue; c'est alors le *brun Van-Dyck ordinaire*, qu'on vend en morceaux, en grains, en poudre impalpable; tantôt en calcinant plusieurs fois le colcothar de manière à lui faire prendre une teinte brune particulière; on l'appelle alors, suivant les localités où il a été préparé: *brun Van-Dyck de Suède* ou *d'Angleterre*.

L'emploi des ocres dans la peinture remonte à la plus haute antiquité. Théophraste, Pline, Vitruve mentionnent que, de leur temps, on brûlait des terres de Sinope, d'Arménie et l'ocre jaune d'Afrique pour en faire du rouge artificiel. Ce sont les Hollandais qui, les premiers, rétablirent cette industrie dont ils gardèrent bien longtemps le monopole; ils faisaient venir de France de l'ocre jaune pour nous la revendre ensuite sous le nom de *rouge de Prusse*.

De l'Aluminium.

Historique. — Ce n'est que depuis 1854, grâce à M. H. Sainte-Claire Deville, qu'on connaît le véritable métal de l'alumine et des argiles, car ce que les chimistes avaient regardé jusqu'alors comme de l'aluminium n'était autre chose qu'un mélange d'aluminium, de platine et de chlorure double d'aluminium et de potassium. Ce mélange, obtenu pour la première fois en 1827, puis en 1845, par le chimiste allemand Wöhler, en faisant réagir au rouge la vapeur de chlorure d'aluminium sur du potassium, avait donc usurpé une place qui ne lui appartenait pas dans la liste des métaux purs.

En substituant le sodium au potassium, modifiant l'appareil et évitant les causes d'erreur de son devancier, M. Deville est parvenu à obtenir l'aluminium réellement pur, et a ainsi découvert, on peut parler de la sorte, un métal nouveau, pouvant être placé, par ses propriétés, au rang des métaux utiles, avec le fer, le zinc, l'étain, le cuivre et l'argent.

Caractères distinctifs. — Effectivement, l'aluminium, qui a presque la blancheur et l'éclat de l'argent, quand il n'a pas été fortement écroui, auquel cas il offre une teinte bleue prononcée, se prête merveilleusement à toutes les opérations mécaniques, à l'étrépage à la

filière et au laminoir ; ses fils possèdent une ténacité remarquable, intermédiaire entre celles de l'argent et du cuivre. Sa dureté, lorsqu'il a été fondu et simplement refroidi, est à peu près celle de l'argent vierge, et il se laisse entamer facilement par le couteau ; mais lorsqu'il a été soumis à l'action du marteau ou du laminoir, il prend l'aspect du fer, acquiert beaucoup de dureté, devient élastique et très-sonore.

Ces diverses propriétés l'ont fait appliquer tout d'abord à la confection des bijoux, des médailles, d'incrustations et de moulages ciselés pour la marqueterie et les meubles de luxe, enfin d'une infinité d'objets qu'on fabriquait avec l'argent massif ou les compositions argentées. Il est surtout merveilleusement propre à la bijouterie fine par suite de son aptitude à la fonte et au travail de la ciselure, des beaux reflets de ses surfaces guillochées, de sa couleur même qui rehausse celle de l'or, et de l'absence de toute odeur.

Sa sonorité est supérieure à celle de tout autre corps ; un lingot d'aluminium, suspendu à un fil et frappé d'un coup sec, émet le son d'une cloche de cristal. On a profité de cette curieuse propriété pour construire avec lui un diapason qui vibre très-bien.

Sa densité, exprimée par 2,56, est à peine supérieure à celle du verre ; aussi lorsqu'on soulève un lingot d'aluminium, est-on stupéfait de son excessive légèreté, et a-t-on peine à se persuader qu'on a un véritable métal entre les mains. Par l'action du laminage ou de la percussion, sa densité s'élève à 2,67.

On tire parti de cette grande légèreté pour en faire des lorgnettes de spectacle, des longues-vues, des pince-nez, les divisions du gramme pour les pesées délicates, tous les instruments ou ustensiles d'un grand volume, les aigles de l'armée, ce qui en diminue le prix, puisqu'à volume égal, l'aluminium offre la même résistance et est quatre fois moins lourd que l'argent. On s'en sert encore pour la confection de certains appareils de chirurgie.

Il fond à une température comprise entre celles de fusion du zinc et de l'argent. Par le refroidissement, il cristallise en octaèdres qui paraissent réguliers.

Ce qui est surtout précieux, c'est la résistance de l'aluminium à l'action de la plupart des agents qui attaquent plus ou moins facilement les autres métaux usuels.

Ainsi, l'air et l'oxygène sont sans action sur lui à la température du fourneau de coupelle, et même à la chaleur blanche produite par le chalumeau, pourvu que le métal soit pur et exempt de silicium.

Il faut aussi une très-haute température pour qu'il exerce une action sensible sur l'eau.

Il ne noircit pas par le contact de l'acide sulfhydrique.

De tous les acides, il n'y a guère que l'acide chlorhydrique qui le dissolve, en le convertissant en chlorure, avec dégagement d'hydrogène. Cet acide est le véritable dissolvant de l'aluminium.



Il n'est pas attaqué par la potasse et la soude caustiques à la chaleur rouge; mais, lorsque ces alcalis sont en dissolution dans l'eau, ils réagissent sur lui avec violence, en produisant un abondant dégagement d'hydrogène et formant un *aluminat* alcalin qui se dissout.

Les sels à base de potasse et de soude, tels que les carbonates, sulfites, silicates, borates, déterminent facilement l'oxydation de l'aluminium à une haute température. Avec les silicates, on obtient du silicium; avec les borates, du bore.

L'aluminium ne réduit pas les sulfates et les azotates de plomb, de cuivre et d'argent, à la température ordinaire, lorsque les dissolutions sont acides; mais le contraire a lieu avec les dissolutions chlorurées ou alcalines de ces métaux.

Alliages. — Bronzes d'aluminium. — Il s'allie avec des métaux, notamment avec le cuivre, l'argent, l'or, le platine, qui en modifient notablement les propriétés. Ses alliages les plus intéressants, qui ont multiplié son emploi dans les arts, sont ceux qu'il forme avec 95 et 90 centièmes de cuivre. Ils ont été préparés pour la première fois par M. Debray: on les désigne communément sous le nom de *bronzes d'aluminium* à 5 et 10 p. 100.

Le premier de ces bronzes a presque l'éclat et la couleur de l'or, aussi se prête-t-il admirablement à l'orfèvrerie d'art, d'autant plus qu'il est susceptible d'un beau poli; en raison de sa grande dureté et de sa ténacité, il est excellent pour former des coussinets.

Le bronze à 10 p. 100 d'aluminium, dont la couleur ressemble à celle de l'*or vert* (alliage d'or et d'argent), est encore plus dur et plus tenace que le précédent, quoiqu'il soit éminemment ductile et malléable; un fil d'un millimètre carré de section peut supporter, comme le meilleur acier, une charge de 85 kilogr. sans se rompre. Il se moule avec une perfection extrême; son grain est très-fin, et comme il résiste mieux au frottement et au choc que le bronze ordinaire, il devra un jour le remplacer dans la fabrication des canons de fusil et de pistolet, de même qu'il lui est déjà substitué avec avantage pour la fabrication des pièces de résistance, coussinets de tour à grande vitesse, navettes de tisserands, objets d'art de grand volume, cuirasses, casques, fourreaux de sabre, harnais, etc. Son inaltérabilité en présence des agents ordinaires de destruction, du vinaigre en particulier, devra le faire préférer à tous les autres métaux et alliages pour les objets destinés à la dorure.

Le plaqué d'aluminium a une incontestable supériorité pour la confection des réflecteurs que la fumée de la houille et le gaz d'éclairage ne peuvent ternir; aussi est-ce là le principal emploi de l'aluminium en Angleterre.

Extraction. — Je ne vous dirai pas les courageux et persévérants efforts tentés, depuis 1854, par M. Deville, soit seul, soit aidé de

MM. Debray, Rousseau et Morin, pour régulariser un procédé industriel de fabrication de l'aluminium. Le temps ne me permet pas d'entrer dans tous ces détails, qui offrent cependant un très-vif intérêt. Je me bornerai à vous indiquer brièvement les deux procédés qui sont actuellement exploités en grand, et qui fournissent l'aluminium au prix de 80 fr. le kilogramme.

Le mode d'extraction de ce métal est fondé sur l'emploi d'une matière contenant de l'aluminium à l'état de chlorure ou de fluorure, que l'on chauffe en présence d'un agent réducteur, le *sodium*, qui s'empare du métalloïde.

Le fluorure double d'aluminium et de sodium, nommé *cryolite*, est un minéral qu'on trouve en abondance au Groënland. Il est représenté par la formule : $Al^2F^2, 3NaF$. Il est très-fusible. On peut en extraire immédiatement de l'aluminium en le mélangeant au sodium et chauffant le tout au rouge-cerise. Mais l'opération est plus fructueuse et plus commode, en remplaçant le sodium métallique par le chlorure double d'aluminium et de sodium, $Al^2Cl^2, NaCl$, dont la préparation est aujourd'hui extrêmement facile.

Pour l'effectuer, on mélange 1 équivalent d'alumine avec 1 équivalent de sel marin (1) et 3 équivalents de charbon de bois. Toutes ces matières ayant été préalablement pulvérisées, on les agglutine ensemble avec un peu d'eau, puis on fait sécher à l'étuve la masse humide et comprimée. Si maintenant l'on fait passer sur ce mélange un courant de chlore, l'alumine, au contact du charbon, et en présence du chlore, perdra son oxygène qui s'unira au charbon pour donner de l'oxyde de carbone, et se transformera en chlorure d'aluminium. Celui-ci, rencontrant du sel marin, s'y combinera et produira le *chlorure double d'aluminium et de sodium*. L'équation suivante traduit cette réaction :



Si l'on opère à une haute température, le chlorure double, étant volatil, pourra distiller et venir se condenser à l'état liquide dans un récipient convenable, mais où il se solidifiera à la température de 200° environ.

Dans les laboratoires, on opère dans le petit appareil qui fonctionne sous vos yeux (A. 592). Le mélange des trois matières solides est renfermé dans une cornue C de grès tubulée qu'on place dans un fourneau à réverbère. Dans la tubulure A passe un tube de grès qui amène le chlore et qui descend jusqu'au fond de la cornue. Au col D de

(1) L'alumine qui sert à cette opération dans l'usine de M. Merle, à Salyndres, est obtenue de l'aluminate de soude qu'on neutralise par de l'acide chlorhydrique. On évapore le tout dans un four. La masse solide ainsi obtenue est un mélange d'alumine et de sel marin, qui convient très-bien à la préparation du chlorure double qui doit fournir l'aluminium.



EXTRACTION DE L'ALUMINIUM.

441

celle-ci est adapté un entonnoir de même nature E sur le pavillon duquel on lute une cloche de verre tubulée F, maintenue dans une posi-

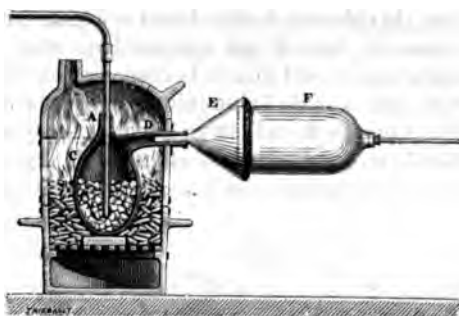


Fig. 592. — Préparation du chlorure double d'aluminium et de sodium.

tion horizontale. C'est dans cette cloche que se condense le chlorure double qui se volatilise de la cornue, tandis que l'oxyde de carbone et l'excès de chlore se dégagent dans l'air par le petit tube effilé *t*.

En fabrique, l'appareil est tout différent (fig. 593). Un cylindre ver-

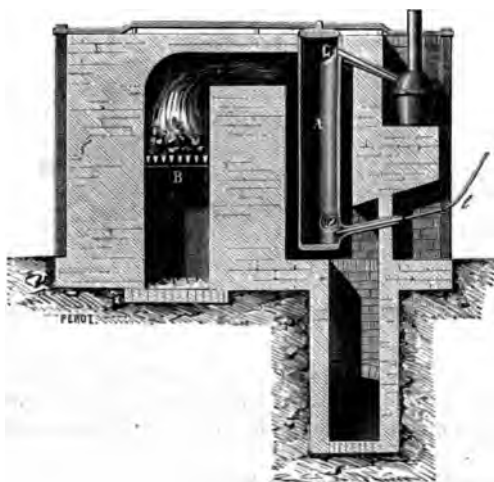


Fig. 593. — Appareil pour la préparation en grand du chlorure double d'aluminium et de sodium.

tical en terre réfractaire A, de 1^m,25 de haut et de 18 à 20 centim. de large, est chauffé au moyen d'un foyer B placé latéralement. La flamme lèche d'abord la partie supérieure du cylindre qui fait office

de cornue et s'échappe par le col, après en avoir rougi régulièrement toutes les parties. Un trou *o*, percé dans la paroi inférieure du cylindre, reçoit l'extrémité d'un tuyau de plomb *t* qui communique avec un appareil à chlore; le chlorure double formé se dégage par une ouverture *c* placée dans le haut et qui communique avec un réservoir conique en terre *d* dans lequel s'opère la condensation des vapeurs.

Pour opérer la réduction de l'aluminium, on prend 10 parties de chlorure double, 2 parties de sodium en lingots, et on y ajoute comme fondant 5 parties de sel marin desséché et autant de cryolite. On introduit rapidement ce mélange grossier dans un four à réverbère (Fig. 594).

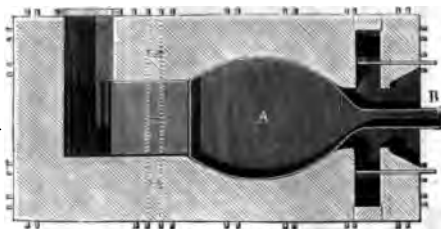
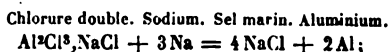


Fig. 594. — Four à réverbère pour la réduction de l'aluminium.

chauffé au rouge blanc, par l'ouverture *o* pratiquée dans la voûte en regard du milieu de la sole *A*. On ferme aussitôt après toutes les issues, en même temps qu'on interrompt le passage de la flamme du foyer sur la sole.

Un bruit sourd se fait entendre ; il annonce la réaction très-vive qui se produit entre le sodium et le chlorure double :



et quand elle est terminée, on rétablit le passage de la flamme dans le four afin de faire fondre la matière et de permettre à l'aluminium de se



rassembler en une seule masse sur la sole convenablement creusée. On fait alors écouler le sel marin fondu tenant en dissolution du fluorure d'aluminium, puis le métal lui-même, par une rigole *c* en fonte, qui perce la porte de travail *B*. Au sortir de la poche en fonte *d* qui le reçoit, l'aluminium peut être immédiatement coulé en lingots.

Après la coulée, l'aluminium brut est maintenu longtemps en fusion dans un creuset au contact de l'air et brassé avec une sorte d'écumoire en fonte oxydée, pour le débarrasser des scories, qui ont la même densité que lui et qui en altèrent profondément les propriétés. On le coule, et on recommence plusieurs fois le même mode de purification. On reconnaît la pureté du métal à l'aspect qu'il prend au moment où, après avoir été coulé, sa surface se solidifie.

Théoriquement, il faut 5 parties de sodium pour produire 2 parties d'aluminium. Pratiquement, il faut au moins 3 kilogr., et souvent 3^m,500 de sodium, pour obtenir 1 kilogr. d'aluminium.

C'est à Nanterre près de Paris, puis à Amfreville la Mi-Voie près de Rouen, que jusqu'en 1860 l'extraction de l'aluminium a eu lieu. C'est maintenant de l'usine de MM. Merle et C^o, à Salyndres, près d'Alais (Gard), que sort tout le métal que notre industrie consomme, soit en nature, soit sous forme d'alliage. En Angleterre, les frères Bell, de Newcastle, exploitent cette branche nouvelle de l'art métallurgique dans leur grande usine de Washington.

L'industrie, éclairée par la science, marche vite de nos jours; en voici la preuve: en 1854, le kilogramme d'aluminium impur coûtait 3000 fr.; en 1857, il était descendu à 300 fr.; aujourd'hui, il ne vaut plus que 80 fr. Tout le monde peut donc profiter des belles recherches et des efforts si persévérants de M. H. Sainte-Claire Deville, dont le nom est désormais attaché, comme celui de M. Wöhler, à la découverte du curieux métal des argiles (1).

(1) M. le général de Béville a découvert, en fouillant un grand nombre de textes latins, un inventeur de l'aluminium qui a précédé de bien longtemps MM. Wöhler et Deville.

« Un malheureux ouvrier put extraire d'un verre alumineux une matière évidemment métallique dont il fit une coupe qu'il présenta à l'un des successeurs d'Auguste dans les premiers temps de l'Empire romain, il y a 1800 ans à peu près. L'empereur l'accueillit, l'admira. L'ouvrier, pour produire un étonnement plus profond, jeta sa coupe par terre; elle ne fut que bossuée et à l'aide d'un petit marteau elle fut réparée aussi facilement que si elle eût été de l'or ou de l'argent. Ce métal, tiré de l'argile, était, ne pouvait être que de l'aluminium. On lui demande si son secret est connu de lui seul; il répond de lui seul et de Jupiter. L'empereur, craignant que l'or et l'argent ne fussent dépréciés par une matière aussi commune que l'argile, fit détruire les ateliers de l'ouvrier, et quant à celui-ci, on lui fit couper la tête sans retard.

« J'ai ouï dire, ajoute M. de Béville, que M. Sainte-Claire Deville, coupable du même crime d'aluminium, avait reçu un tout autre traitement de l'empereur des Français. Il est vrai que l'empereur romain s'appelait Tibère, et que notre empereur s'appelle Napoléon III. » (Conférence de M. Deville à la Sorbonne en mai 1861, *Moniteur* du 20 mai 1864, p. 715.)

De la Silice et de ses composés.

L'étude des argiles me conduit naturellement à vous parler d'une substance qui est presque toujours associée à l'alumine et qui a d'assez grands rapports de propriétés avec elle. C'est la SILICE ou ACIDE SILICIQUE, qu'on regarda aussi pendant longtemps comme une terre, et qu'on nomma successivement *Silex*, *Terre siliceuse*, *Terre vitrifiable*.

Cette substance, signalée par les plus anciens chimistes, n'a été reconnue comme un composé acide que depuis peu de temps; ce n'est également qu'en 1824 qu'on a pu isoler son radical, le *silicium*, qui a été rangé dans la classe des métalloïdes à côté du carbone et du bore. On sait aujourd'hui, grâce à MM. Deville et Wöhler, que, comme ces deux derniers éléments, le silicium peut se montrer sous les trois formes qui leur sont spéciales, c'est-à-dire à l'état de poudre, à l'état graphitoïde et à l'état octaédrique ou de diamant.

Composition. — Des deux composés qu'il forme avec l'oxygène, l'oxyde et l'acide siliciques, ce dernier seul nous intéresse. Il est ainsi composé :

Silicium.....	47,07
Oxygène.....	52,93
	100,00

Son symbole est : SiO².

Caractères distinctifs. — C'est un des composés les plus stables. Il est insipide, inodore, transparent et incolore quand il est cristallisé; opaque et rude au toucher, quand il est en poudre. Il n'a aucune action sur le tournesol. Desséché et rougi au feu, il est tout à fait insoluble dans l'eau et les acides. Il n'y a qu'un seul acide qui puisse l'attaquer et le dissoudre; c'est l'*acide fluorhydrique*.

Il est infusible et fixe au feu de forge; mais il fond au chalumeau à gaz, sous forme de globules incolores qui conservent leur transparence après le refroidissement. Au rouge vif, il est entraîné en quantité assez considérable par un courant de vapeur d'eau. M. Jeffreys rapporte qu'ayant fait passer de cette vapeur dans un four où l'on cuisait de la poterie de grès, plus de 100 kilog. de silice ont disparu; plusieurs kilogrammes de cette matière se trouvèrent déposés aux passages de sortie de la vapeur du four, sous forme de neige, sur des matériaux qui ne se trouvaient échauffés qu'à la température rouge.

L'acide silicique se combine, à une température élevée, avec tous les oxydes et forme ainsi des sels très-stables qui portent le nom générique de *silicates*, ainsi que je vous l'ai déjà dit. La plupart d'entre eux sont convertis en *verre* par la chaleur. Les plus fusibles et les seuls solubles dans l'eau sont ceux à base de potasse et de soude.

L'insolubilité des silicates métalliques permet de faire une jolie ex-



périence de cours. Si, dans une solution faible de silicate de potasse, on laisse tomber quelques petits cristaux d'un sulfate de cuivre ou de fer, il se produit, au bout de quelques heures, une brillante végétation. En mélangeant les sulfates, on obtient des arbustes de couleur variée : ceux de cuivre sont verts, ceux de fer sont bruns ou verdâtres et leur ensemble présente assez bien l'image d'une forêt en miniature. Cette expérience a été indiquée par M. Jules Faure.

Lorsqu'on verse dans la solution des silicates alcalins un acide quelconque, il se dépose de l'acide silicique en gelée blanche : c'est alors un hydrate, $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, manifestement soluble dans l'eau et les acides ; aussi lorsque les liqueurs sont très-étendues, et qu'on emploie un excès de l'acide précipitant, la silice reste en dissolution, et ne se dépose du liquide que par la concentration.

Comme tous les silicates terreux et métalliques, insolubles, sont attaqués à une haute température par les alcalis qui les convertissent en silicates alcalins, on se sert de cette propriété pour rendre solubles dans l'eau et les acides un grand nombre de substances minérales.

Dans ce cas, on fond celles-ci au creuset d'argent avec 3 à 4 fois leur poids de potasse ou de soude caustique, ou bien on les calcine avec du carbonate de soude ou de baryte dans un creuset de platine au-dessus



Fig. 595. — Attaque d'un silicate par la potasse ou la soude.

d'une lampe à gaz à courant d'air forcé (fig. 595). Le produit de la réaction est alors soluble dans l'acide chlorhydrique.

Tous les silicates, de même que l'acide silicique libre, se dissolvent à froid, ou à l'aide d'une douce chaleur, dans l'acide fluorhydrique.

État naturel. — Il n'est aucune substance, peut-être, qui se trouve

plus généralement répandue dans la nature que l'acide silicique, soit libre, soit combiné.

Quand il est pur, il constitue le *quartz hyalin* ou *crystal de roche*, qui se présente souvent en beaux prismes incolores à six pans, terminés par des pyramides à six faces (fig. 596). Ce minéral sert à faire des vases d'ornement, des instruments d'optique, des verres de lunettes, qui ont le grand avantage de ne point s'entamer par le frottement, en raison de leur dureté ; aussi gardent-ils leur poli indéfiniment.



Fig. 596. — Acide silicique cristallisé ou cristal de roche.

C'est dans les terrains cristallisés, et surtout dans les filons qui les traversent, que se montrent les plus beaux et les plus volumineux cristaux de quartz ; on les retire principalement des Alpes dauphinoises, des montagnes de la Tarantaise et de Madagascar. En Italie, les splendides échantillons de cristal de roche sont connus dans le commerce sous le nom de *diamants de la Tolfa*, parce qu'on les trouve près de l'alunière de la Tolfa, aux environs de Civitavecchia (fig. 597).

Le quartz hyalin fait partie essentielle des roches cristallines, telles que le *granit*, la *protogyne*, la *pegmatite*, le *micaschiste*, etc., où il est as-



Fig. 597. — Groupe de cristaux de quartz hyalin.

socié à d'autres espèces minérales, notamment au feldspath et au mica.

Quand le cristal de roche est coloré par des traces d'oxydes de fer et de manganèse, il forme un grand nombre de pierres précieuses natu-



relles assez estimées, comme la *topaze du Brésil*, le *rubis de Bohême* l'*améthyste*, que les joailliers taillent et montent pour la parure des femmes.

Associé à des matières étrangères et coloré par les mêmes oxydes l'acide silicique constitue les espèces minérales, utilisées aussi dans la bijouterie, qui portent les noms d'*agate*, de *calcédoine*, de *cornaline*, d'*héliotrope*, de *chrysoprase*, d'*aventurine*, etc. Les *agates* servent aussi, à cause de leur dureté, à la confection de mortiers, de molettes et de brunissoirs.

L'*opale*, si recherchée dans la bijouterie, l'*hydrophane*, la *geysérite*, la *résinite*, sont de l'acide silicique hydraté.

Les *pierres meulières*, entre lesquelles on écrase le blé et qui servent souvent dans les constructions ; les *cailloux* ou *silex* avec lesquels on fait les pierres à fusil et à briquet ; les *grés*, si utiles pour le pavage des routes et pour aiguiser les instruments en acier ; les *sables*, qui entrent dans la composition des mortiers, de toutes les poteries et de tous les verres, depuis le verre à bouteilles jusqu'au cristal ; les *jaspes*, employés dans la décoration ; les *tripolis* (1), nécessaires pour le polissage de certains corps durs ; tout cela n'est encore que de l'acide sili-

(1) Dans les arts, on donne le nom de *tripoli* à toutes les poudres siliceuses, rougeâtres, rudes au toucher, qui peuvent servir à nettoyer, polir ou préparer la surface des pièces métalliques et autres corps durs, marbres, glaces, corne, etc. Mais l'origine de ces poudres est loin d'être la même. Tantôt ce sont des ponces broyées naturellement, transportées, lavées par les eaux, et qui sont alors d'une grande finesse. Tantôt ce sont des argiles schistouses accompagnant les houilles et les lignites, qui ont été calcinées par l'inflammation spontanée de ces combustibles, et qui probablement ont été dépouillées d'alumine par l'acide sulfurique des pyrites de fer dont l'oxydation a déterminé la combustion des houilles. Ce qu'il y a de certain, c'est qu'on fabrique artificiellement du tripoli en calcinant les schistes de Ménat. Tantôt enfin ce sont des dépôts de silice extrêmement divisée, formés au sein des eaux, et qui, d'après les belles observations de M. Ehrenberg, sont remplis, si ce n'est même entièrement composés, d'enveloppes ou de dépouilles de ces infusoires désignés sous les noms de *Diatomées* ou *Bacillarités*, espèces d'algues microscopiques, dont les analogues vivent dans les eaux et qui sont sur les limites du règne végétal et du règne animal. Il y a de ces dépôts siliceux fossiles, dont quelques-uns ont été nommés *farine fossile*, dans plusieurs contrées de l'Allemagne, de la Bohême, de la Laponie, en Toscane, à l'île de France, etc. Le nombre des êtres microscopiques qui existaient à l'époque de la formation de ces couches de tripoli devait être immense, puisque l'on a calculé qu'un pouce cube de *terre à polir* de Billin en Bohême, par exemple, devait contenir, terme moyen, 41000 milliards de ces animaux. Il en faut une vingtaine de millions pour faire le poids d'une petite tête d'épingle. La couche de tripoli de Billin a plus de 4 mètres d'épaisseur et s'étend sur un espace considérable.

Le *tripoli de Venise* est le plus estimé et presque le seul qui soit employé dans les arts. Il vient de l'île de Corfou, en fûts de tout poids.

Le *tripoli de France* ne s'emploie que dans les usages domestiques. On distingue : le *tripoli de Poligné*, près de Rennes, en Bretagne, d'un rouge de différentes teintes ; le *tripoli de Montélimart*, plus dur et plus rude que les autres ; le *tripoli de Riom* ou de Ménat, en Auvergne, en fragments rougeâtres.

cique simplement mélangé de quelques substances étrangères, notamment d'alumine et d'oxyde de fer.

Toutes les eaux de nos sources, puits et rivières renferment plus ou moins de cet acide, dont on ne peut concevoir la solution qu'en admettant que l'eau s'est trouvée en contact avec lui au moment où il se séparait d'une de ses combinaisons, et alors qu'il se montrait à l'état de matière gélatiniforme, comme celle que je vous présente, seule circonstance où il puisse se dissoudre sensiblement. L'acide carbonique doit contribuer à le maintenir en dissolution complète. Une partie, d'ailleurs, est rendue soluble par sa combinaison avec la potasse ou la soude, et même avec la chaux. Quoique le silicate de chaux soit réputé un des corps les plus insolubles, l'eau n'en dissout pas moins 6 décigr. par litre, ainsi que l'a reconnu M. Paul Thenard.

Toutes les eaux thermales surtout contiennent de la silice et souvent dans des proportions si considérables, qu'elles en déposent, tout autour d'elles, des masses énormes sous forme de concrétions, et qu'elles incrustent tous les objets sur lesquels elles passent.

On peut citer comme les plus remarquables sous ce rapport :

1° Les eaux jaillissantes ou les *geysers* de la vallée de Rikum en Islande, à 2 ou 3 kilomètres de la ville de Skalholt, qui forment des jets de 48 mè-

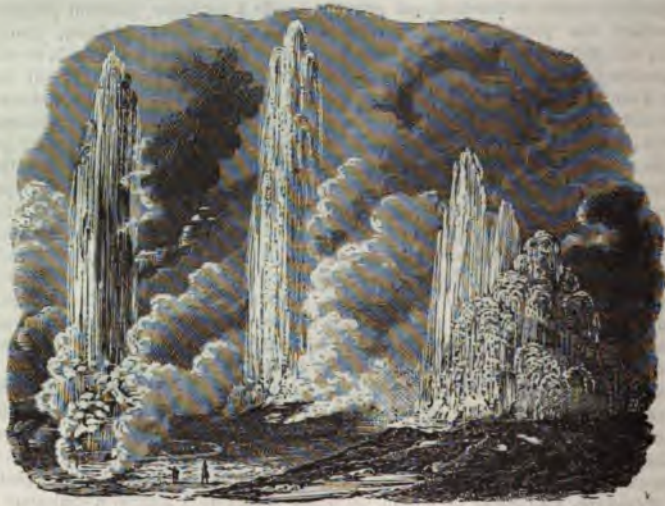


Fig. 598. — Geysers ou sources bouillantes et jaillissantes de l'Islande.

tres de hauteur et parfois de 5 mètres $\frac{1}{2}$ de diamètre, au nombre de plus de 100, dans une circonférence de 2000 mètres (fig. 598). L'eau s'élançe avec une sorte de bourdonnement des bassins, dont les parois



intérieures sont couvertes d'incrustations siliceuses, en forme de choux-fleurs. La température de ces sources jaillissantes varie entre + 80 et 100°. L'eau en est légèrement sulfureuse, et contient plus de 540 milligrammes de silice par kilogramme;

2° La source thermale de las Trincheras, près de Puerto-Cabello (Cordillère de Venezuela), dont la température est de + 99°, dépose aussi d'abondantes concrétions siliceuses. Cette eau ne renferme, d'après M. Boussingault, presque autre chose que de la silice, du gaz hydrogène sulfuré et quelques traces de gaz azote;

3° Les sources bouillantes qui s'élèvent en immenses gerbes dans le district des Lacs de l'île septentrionale de la Nouvelle-Zélande; elles ont formé autour d'elles d'énormes bassins étagés en amphithéâtre, uniquement constitués par de la silice d'un blanc diaphane.

C'est à la silice ainsi dissoute dans l'eau qu'il faut rapporter l'origine de ces bois *pétrifiés* ou *fossiles*, qu'on trouve en si grande abondance dans la plupart des couches terrestres. Toute la matière organique a été remplacée, molécule à molécule, par la silice, de telle manière que les tissus les plus délicats, les pores les plus fins, les linéaments les plus déliés ont été admirablement conservés. Ce n'est pas là, dans les bois fossiles, une imprégnation ou une simple superposition de matière minérale, comme dans les incrustations calcaires, mais une véritable substitution qui a laissé reconnaissables les moindres fibres et les plus petits vaisseaux.

Les coquilles fossiles présentent le même fait.

L'acide silicique est très-répandu dans le règne organique; on le trouve, pour ainsi dire, dans toutes les parties des animaux et des plantes. Les enveloppes protectrices de certains insectes, les carapaces des animalcules aquatiques, les barbes des plumes des oiseaux en sont exclusivement formées; parfois les *calculs* ou *pierres* qui prennent naissance dans la vessie de l'homme, en contiennent une forte proportion.

Il est surtout très-abondant dans l'épiderme des graminées, des préles, des palmiers, dont les feuilles et les tiges sont fermes, consistantes et difficilement altérables (1). La paille de blé en renferme jusqu'à 70 p. 100; c'est à cela, sans aucun doute, qu'elle doit de se tenir de-

(1) Voici, à cette occasion, une anecdote racontée par le célèbre chimiste anglais sir H. Davy : « L'enfant d'un de mes amis ayant découvert par hasard que deux roseaux, frottés l'un contre l'autre, produisaient une faible lumière, la nouveauté du phénomène me porta à l'examiner. Je vis jaillir, au frottement des deux joncs, d'aussi brillantes étincelles qu'on en puisse tirer de l'acier et de la pierre à fusil. Je m'assurai bientôt que l'épiderme des joncs une fois enlevé, on avait beau les frotter, ils ne produisaient plus de lumière; et cet épiderme, soumis à l'analyse chimique, m'offrit toutes les propriétés du silex. La similitude d'aspect me conduisit à penser que les chaumes, tiges du blé et autres graminées, contenaient aussi du silex, et en les brûlant avec soin et analysant soigneusement leurs cendres, elles donnèrent du silex en plus grande quantité que les roseaux et assez pour faire du verre. En effet, on peut faire, avec les tiges de

bout, droite, et de soutenir un épi toujours lourd pour un chaume aussi délié. Les chasseurs savent bien que dans les champs couverts d'éteules après la moisson, leurs souliers sont coupés comme par une sorte de verre. Qui ne s'est ensanglanté les mains en essayant d'arracher les feuilles plates et minces des roseaux de marais, de la prêle ou *queue-de-renard* des fossés? On sait, par M. Boussingault, qu'il y a dans les steppes de l'Amérique méridionale un arbre, le *chappara*, dont les feuilles sont tellement siliceuses qu'on les emploie à polir les métaux.

Mais tout cela n'est rien auprès de l'abondance des silicates simples ou doubles, qui forment à eux seuls la moitié au moins des minéraux connus. Ce sont eux qui constituent une grande partie des *gemmes* ou pierres précieuses, parmi lesquelles je mentionnerai spécialement les suivantes :

Jargon	} Silicates de zircon.
Hyacinthe.....	
Disthène.....	} Silicates simples ou composés d'alumine.
Épidote.....	
Grenat.....	
Tourmaline.....	
Pyroxène.....	} Silicates doubles de chaux.
Idocrase.....	
Axinite.....	
Émeraude.....	} Silicates doubles de glucyne.
Aigue-marine.....	
Euclase.....	
Péridot.....	
Hyperstène.....	
Saphir d'eau.....	} Silicates composés de magnésio.
Outre-mer.....	
Jade.....	} Silicates doubles de soude.
Pierre de Labrador.....	
Amphigène.....	
Macé.....	} Silicates doubles de potasse.

Les roches des terrains ignés, tels que les *granites*, les *gneiss*, les *micaschistes*, les *porphyres*, les *basaltes*, les *laves* des volcans, etc., ne sont encore autre chose que des agglomérations de silicates.

Art du verrier.

J'ai dit, il n'y a qu'un instant, que la silice est infusible à la plus haute température. Ce qu'il y a de remarquable, c'est que la plupart de ses composés avec les oxydes, même avec ceux qui sont infusibles

ces plantes, une charmante expérience au chalumeau. Si vous brûlez une paille de froment, d'orge ou de foin, en commençant par une extrémité, et vous chauffez la cendre à la flamme bleue, vous obtiendrez un parfait globe de verre, solide et propre aux expériences microscopiques. »

par eux-mêmes, jouissent d'une grande fusibilité et peuvent être obtenus, par le refroidissement, en plaques transparentes.

Voici, d'un côté, du sable blanc et, de l'autre, de la chaux et de l'alumine, qui, comme vous le savez, résistent à toute espèce de température sans changer d'état. Si je réunis ces trois substances en proportions égales et que je soumette le mélange à la chaleur rouge, une combinaison intime va s'opérer entre elles ; un *silicate double de chaux et d'alumine* va se produire, et dès lors j'obtiendrai une masse liquide très-fluide, que je pourrai couler, mouler, souffler en boules, et qui, en se refroidissant, conservera une limpidité et une transparence qu'aucune des trois matières premières ne possédait avant l'opération.

Ainsi faisant, j'aurai produit du **Verre**.

Ce sont, en effet, des silicates analogues, obtenus par une simple fusion du sable avec des oxydes alcalins, terreux ou métalliques, en proportions convenables, qui constituent ces nombreuses variétés de *verre* et de *crystal*, dont notre habileté a su faire des *vitres* pour laisser arriver la lumière du jour dans nos demeures ; des coupes, des gobelets, des bouteilles pour contenir nos boissons ; des *glaces* pour réfléchir et multiplier l'image des objets ; des *émaux* ou vernis pour garantir et orner la surface de nos poteries.

Historique. — Et cet art, qui a tant contribué aux progrès de la civilisation, en raison de l'heureux appui qu'il a prêté à la plupart des industries et des sciences, est presque aussi ancien que le monde, car tout prouve que sa découverte a suivi de près celle des métaux et des poteries.

Le hasard fut, sans doute, pour beaucoup dans l'invention du verre ; toutefois, il ne faut accorder aucune croyance à l'origine que Pline nous en donne. Suivant cet historien, des marchands de soude phéniciens, ayant pris terre sur les bords du fleuve Bélus, voulurent préparer leurs aliments sur le rivage. Faute de mieux, ils se servirent de quelques blocs de *natron*, pour supporter le vase qui contenait les aliments, et pendant la cuisson ces blocs fondirent et transformèrent en verre le sable sur lequel ils reposaient. Il est bien évident, par la température nécessaire à la préparation du verre le plus fusible, que ce composé n'a pu prendre naissance dans la circonstance rapportée par Pline. Ce qui a donné lieu à cette fable, c'est que le sable du Bélus était probablement plus propre que tout autre à la fabrication du verre. Un passage de Tacite appuie cette manière de voir.

Les Égyptiens et les Phéniciens pratiquèrent l'art de la verrerie avant tous les autres peuples, et en conservèrent longtemps le monopole. Les verreries de Tyr, de Sidon et d'Alexandrie furent célèbres et produisirent des ouvrages très-perfectionnés ; c'est dans les deux premières villes qu'on inventa les miroirs de verre, ainsi que les verres de diverses couleurs.

Les Grecs et les Romains tiraient leur verre d'Alexandrie ; ce n'est que du temps de Pline, c'est-à-dire dans le premier siècle de l'ère chrétienne, qu'on commença à établir des verreries dans les Gaules et en Espagne. Cependant le verre était encore fort cher à Rome à l'époque des premiers empereurs, puisque Néron payait deux coupes de verre assez petites au prix de 6000 sesterces (environ 600 fr.). Les Romains n'employèrent pas le verre à vitrer leurs maisons, au moins généralement, car si l'on a trouvé dans les fouilles d'Herculanum et de Pompéi des verres plats et des salles de bains garnies de fenêtres en verre, il est certain que jusqu'au deuxième siècle les fenêtres des palais impériaux, à

Les verres peuvent être répartis en deux groupes d'après la nature des silicates qui les composent essentiellement :

1° Les verres à bases alcalino-terreuses (verres à vitres, à glaces, à gobeletterie, à bouteilles, verre de Bohême, crown-glass) ;

2° Les verres à bases alcalino-métalliques (cristal, flint-glass, strass, émail).

Le tableau suivant vous montre, Messieurs, les proportions relatives en poids des principes constituants des uns et des autres :

	VERRE A VITRES.	VERRE A GLACES.	VERRE A BOUTEILLES.	VERRE DE BOHÈME.	CROWN-GLASS.	CRISTAL.	FLINT-GLASS.	STRASS.	ÉMAIL.
Silice.....	69,65	76,00	45,6	76,0	62,8	61,0	42,5	38,2	31,60
Potasse.....	"	"	6,1	15,0	22,1	6,0	11,7	7,8	8,30
Soude.....	15,22	17,50	"	"	"	"	"	"	"
Chaux.....	13,31	3,75	28,1	8,0	12,5	"	0,5	"	"
Alumine.....	1,82	2,75	14,0	1,0	2,0	"	1,8	1,6	"
Oxyde de fer...	"	"	6,2	"	"	"	"	"	"
— de mang.	"	"	"	"	0,6	"	"	"	"
— de plomb	"	"	"	"	"	33,0	43,5	53,0	50,30
Acide stannique.	"	"	"	"	"	"	"	"	9,50
	100,00	100,00	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,00

Voyons maintenant comment on fabrique ces diverses espèces de verre.

Fabrication. — La formation du verre, quelle qu'en soit la nature, s'opère toujours à peu près de la même manière. Les matières premières sont réduites en poudre fine, mêlées avec soin, additionnées le



Fig. 599. — Four de verrerie M avec creusets I, I, I, et arches N, N servant à la fritte et à la dessiccation des creusets neufs.

plus généralement de débris ou rognures d'un verre semblable à celui qu'on prépare, et soumises à une première calcination, nommée *fritte*,



qui a pour but de chasser l'eau d'interposition et de commencer la combinaison des diverses substances réunies.

La masse frittée, portée au rouge, est alors introduite dans les pots ou creusets de fusion I, I, I, en terre réfractaire excellente, placés dans un four circulaire M avec arches N, N (Fig. 599), où la température est maintenue au rouge vif, soit au moyen du bois, soit avec la houille. Dans ce dernier cas, les creusets sont couverts et présentent la forme d'une cornue à col très-court (Fig. 600), dont l'ouverture antérieure débouche hors du four; cette disposition est prise pour empêcher la fumée de s'introduire dans les creusets, parce qu'elle colorerait la masse vitreuse en fusion. Les grands creusets contiennent ordinairement 500 à 600 kilogrammes de matière.



Fig. 600. — Creuset de verrerie pour les fours à la houille.

Quand le verre est en complète fusion et qu'il n'apparaît plus de bulles, on l'écume pour enlever les substances salines étrangères, désignées sous le nom de *sel de verre*, qui viennent nager à la surface; puis on le travaille quand la température du four s'est abaissée de manière à donner à la masse vitreuse la consistance pâteuse requise pour le soufflage ou le moulage. La fonte et l'affinage durent de douze à vingt-quatre heures.

Les réactions chimiques qui s'accomplissent dans l'intérieur des creusets, entre les matières premières, sont simples, mais varient nécessairement avec la nature de celles-ci. L'acide silicique, qui tend à former, à cette haute température, des silicates fusibles et très-stables, s'empare des bases des carbonates, de sorte qu'il se dégage de l'acide carbonique. — Lorsque le sel de soude est remplacé par un mélange de sulfate de soude et de charbon, il y a production d'acide sulfureux, d'oxyde de carbone et d'acide carbonique. — Lorsqu'il y a du minium, cet oxyde perd de l'oxygène, repasse à l'état de protoxyde, qui sature une portion de la silice, tandis que l'oxygène mis en liberté brûle les matières organiques que la potasse et le sable pouvaient renfermer.

Tous ces gaz, qui apparaissent ainsi aux diverses époques de la fusion, produisent un effet mécanique fort utile; ils opèrent le brassage de la masse vitreuse et la rendent plus homogène.

Lorsque les sables qu'on emploie sont très-ferrugineux, l'oxyde de fer, réduit sous l'influence du charbon, forme un silicate de protoxyde qui donne au verre une teinte verte très-foncée. On blanchit ce verre en transformant le protoxyde de fer en sesquioxyle, qui forme un silicate à peine coloré. On emploie dans ce but le peroxyde de manganèse, qui porte, à cause de cet usage, le nom de *savon des verriers*. On a soin seulement de n'en pas mettre un excès, parce qu'il donnerait au verre une teinte violette.

L'acide arsénieux remplace fort souvent le peroxyde de manganèse,

et agit comme oxydant. Lorsque le four fume, le verre prend une teinte jaune, à cause du charbon qui s'y interpose; un peu d'acide arsénieux la fait disparaître en brûlant le charbon par son oxygène. De plus, cet acide facilite l'affinage du verre, car l'agitation qu'il imprime à la masse fondue pour se volatiliser, favorise la sortie des bulles gazeuses, qui, sans cela, persisteraient et rendraient le verre défectueux.

Fiel de verre. — Quant aux matières qui ne peuvent pas fondre complètement ou qui sont étrangères à la constitution du verre, telles que sulfates de soude et de chaux, sel marin, matières insolubles, elles se séparent peu à peu, montent à la surface de la matière fondue sous forme d'écumes qu'on enlève avec des outils en fer : ce sont elles qui composent le *fiel de verre* des ouvriers.

Voici ce que j'ai trouvé dans trois échantillons de fiel de verre :

	FIEL DU VERRE À VITRE.	FIEL DU VERRE À COBULETERIE.	FIEL DU VERRE À BOUQUETTES.
Eau	1,65	0,10	1,00
Sulfate de soude.....	83,32	90,51	55,92
— de chaux.....	10,35	6,00	25,11
Sel marin.....	1,43	0,04	0,20
Carbonate de soude.....	traces.	»	»
Sels de potasse.....	»	»	traces.
Matières insolubles.....	3,25	3,35	17,77

Les matières insolubles consistent en silicates de chaux, d'alumine, de fer, sable, verre et traces de phosphate de chaux.

Le fiel de verre est utilisé comme fondant en docimasia et dans certaines industries métallurgiques. Dans plusieurs verreries, on a essayé de le faire servir de nouveau à la fabrication du verre, en le mélangeant, en certaines proportions, avec les autres matières premières; il remplace alors une quantité correspondante de sulfate de soude.

Façonnage du verre. — Le façonnage du verre affiné varie avec les destinations qu'il doit recevoir. Il est bien difficile de vous exposer en peu de mots, d'une manière satisfaisante, toute cette partie technique et purement manuelle de l'art. Ce n'est qu'en voyant travailler les compagnons verriers qu'on peut se faire une idée de la facilité avec laquelle on donne à la masse pâteuse rouge de feu les formes les plus diverses, feuilles, plaques, bouteilles, gobelets, carafes, coupes, etc. Je me bornerai à quelques renseignements généraux.

Devant chaque creuset se trouve un pont sur lequel se tient le maître verrier, armé d'une *canne* avec laquelle il accomplit presque tous ses travaux. Cette *canne* n'est autre chose qu'un long tube de fer, creux, dilaté aux deux extrémités et garni en dehors, vers le bout antérieur *b* (fig. 601), d'un cylindre de bois *ed*, qui permet de manier l'outil sans se brûler.

Si ce sont des *vitres* qu'il s'agisse de produire, l'ouvrier, après avoir plongé

le bout *a* ou le *nez* de sa canne dans le creuset pour y *cueillir* la quantité de verre nécessaire à la confection de sa pièce, forme avec cette masse pâteuse un sphéroïde en soufflant dans la canne, tout en lui imprimant un mouvement de

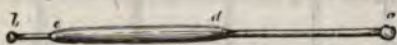


Fig. 601. — Canne de verrier.

va-et-vient, comme celui d'un battant de cloche. Le sphéroïde s'allonge de plus en plus par son propre poids, et, à l'aide de soufflages répétés, il prend la forme d'un cylindre terminé en calotte sphérique qu'on appelle *manchon*. La figure 602 vous représente plusieurs ouvriers exécutant ce travail.



Fig. 602. — Intérieur d'un atelier où des ouvriers soufflent le verre.

Un cylindre étant fait, le souffleur le rapporte à l'ouverture du four, pour en ramollir le bout, et quand celui-ci est suffisamment chaud, on le perce avec une pointe de fer; le mouvement de balancement imprimé à la canne agrandit l'ouverture dont on écarte de plus en plus les bords par le frottement rapide d'un outil en bois. La figure 603 vous montre les différentes formes que prend successivement dans les mains du souffleur la masse de pâte qu'il a enlevée du creuset.

Lorsqu'on veut détacher le cylindre de la canne, on touche le *nez* de celle-ci avec une tige de fer froide, et pour enlever la calotte du cylindre, on enroule

sur lui un fil de verre très-chaud, puis on pose un fer froid sur la partie ainsi échauffée. On a de la sorte un manchon ouvert des deux bouts. On le fend dans

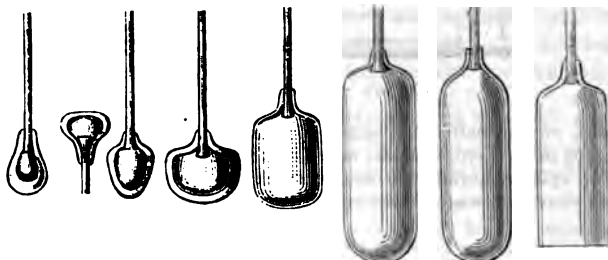


Fig. 603. — Forme successives d'une masse de verre fondu par l'effet du soufflage.

sa longueur en promenant dans son intérieur, sur la même arête, une tige de fer rougie; en posant le doigt mouillé sur un des points chauffés, une fente très-nette se produit aussitôt (fig. 604).

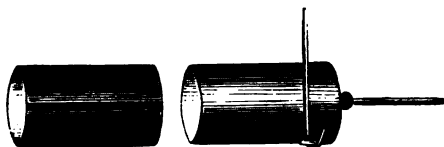


Fig. 604. — Manchons détachés de la canne, coupés par le bout et fendus longitudinalement.

Il ne s'agit plus que de porter ces manchons fendus dans un four pour les ramollir et les étendre en carreaux au moyen d'une tige de bois; on aplatit ensuite la surface à l'aide d'un rabot (fig. 605). Les vitres, ainsi formées, sont

soumises au *recuit* dans une autre partie du four. La figure 606 montre la coupe verticale de ce four double : A, compartiment pour le recuit; B, compartiment pour l'étendage. Quand le four est plein, on en porte la température au rouge sombre, on bouche toutes les ouvertures et on le laisse refroidir pendant plusieurs jours. Sans ce *recuit*, le verre se briserait spontanément.

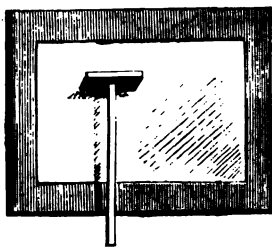


Fig. 605. — Rabotage et aplanissement des manchons.

Pour les *glaces*, on ne souffle plus, si ce n'est encore à Venise et dans quelques villes d'Allemagne, où l'on se borne à produire des miroirs communs de petites dimensions. On coule le verre fondu sur des tables de fonte ou de bronze et on passe dessus un rouleau de même nature pour étendre uniformément la matière à une épaisseur égale. La glace, encore rouge et à peine rigide, est poussée dans le four à recuire où elle reste plusieurs jours.

Chaque glace coulée a, en moyenne, de 6 à 8 mètres superficiels, sur une épaisseur de 10^{mm}, et un poids de 150 à 200 kilogr.

L'apprêt des glaces consiste : 1° à les *dégrossir à la ferrasse*, c'est-à-dire à user leurs surfaces avec du sable quartzéux humecté et des lames de fer attachées à un cadre de bois; 2° à leur donner le *douci*, en les frottant l'une sur l'autre, en interposant entre elles d'abord du grès fin, puis de l'émeri assez gros; 3° à les *savonner*, c'est-à-dire à les frictionner l'une par l'autre avec de



l'émeri en pâte, délayé dans l'eau et de plus en plus fin ; 4° enfin à les *polir* et à les rendre transparentes, en les frottant avec des feutres garnis de colcothar aussi ténu que possible.

Pour ces diverses opérations mécaniques, chaque glace est fixée avec du plâtre

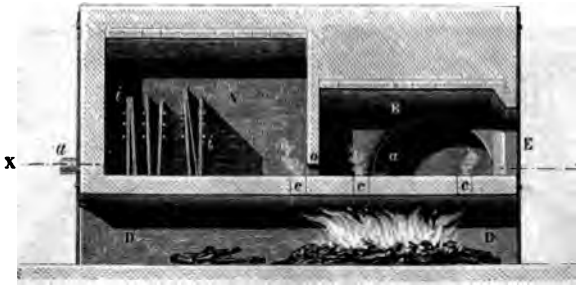


Fig. 606. — Four à étendre le verre en feuilles et à le recuire.

sur une table de pierre ; l'ensemble de ces opérations exige de quatre à cinq jours au moins.

Pour les bouteilles à vin, dont la couleur verdâtre est due au protoxyde de fer, on a recours au soufflage et au modelage dans des moules en bronze ou en terre (fig. 607) ; le fond est produit en appuyant, au centre de la base plate de la bouteille sortie du moule et retournée, l'un des angles d'une petite palette en tôle à manche de bois, pendant que l'ouvrier tourne sa canne dont l'embouchure s'appuie sur le sol (fig. 608) ; il en résulte ainsi un cône creux auquel on donne des dimensions variables ; dans les bouteilles marchandes, il est tellement profond qu'elles contiennent un quart de moins de liquide que les bouteilles bourgeoises, bien que l'apparence extérieure soit la même.



Fig. 607. — Soufflage et modelage des bouteilles.



Fig. 608. — Formation du fond des bouteilles.

Pour le cordon, le souffleur, après avoir attaché sa canne au cul de la bouteille, enroule sur le col de celle-ci un peu de verre fondu puisé dans le creuset au moyen d'une tige de fer aplatie (fig. 609). Pour le cachet, c'est encore un peu de verre fondu qu'on dépose sur la pièce et qu'on imprime immédiatement avec une petite plaque de fer gravée, comme on le ferait avec la cire à cacheter. L'embouchure est ensuite façonnée avec une pince, pendant que le goulot est suffisamment ramolli.

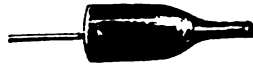


Fig. 609. — Formation du cordon des bouteilles.

Les bouteilles, une fois terminées, sont portées dans le four à recuire et y restent pendant quarante-huit heures.

Les objets de gobeletterie, soit en verre, soit en cristal, sont soufflés ou moulés de la même manière. La figure 610 vous montre l'intérieur d'une cristallerie où des ouvriers soufflent, coulent et façonnent différentes pièces.

MM. Maës et Clémandot, qui dirigent la fabrique de cristal de Clichy, près

Paris, ont substitué l'oxyde de zinc au minium, et l'acide borique à une partie de la silice; ils ont obtenu, de cette manière, un verre à bases de soude et de zinc remarquable par sa grande dureté, et un verre à bases de potasse et de zinc qui est, sans doute, le verre le plus pur, le plus limpide qu'on ait jamais fabriqué, et qui rivalise, pour la blancheur, avec les plus beaux cristaux à base



Fig. 610. - Intérieur d'une cristallerie.

de plomb. C'est surtout pour les verres d'optique et les objectifs que le nouveau cristal boracique et zincique est précieux. Il est moins hygrométrique, plus dur, moins fusible, et il paraît offrir des conditions de réfringence, de dispersion et de transparence fort appréciées par les constructeurs opticiens. Aussi, à l'Exposition universelle de Londres, M. Maës a-t-il reçu la grande médaille, la seule qui ait été décernée à l'industrie du verre.

Vous n'apprendrez pas sans intérêt que la production annuelle du cristal, en France, dépasse 5 millions de francs. Voici, d'après M. Péligot, comment elle se trouve répartie entre les établissements connus :

Cristallerie de Baccarat.....	2,000,000 fr.
— de Saint-Louis.....	1,800,000
— de Clichy.....	700,000
— de Lyon.....	350,000
5 à 6 petites usines aux environs de Paris.....	300,000
	<hr/>
	5,150,000



En introduisant dans la pâte du verre ordinaire de la baryte en place de la chaux, on obtient un verre plus dense, plus homogène, plus fusible, qui se travaille mieux, et qui, par son éclat, se place entre le cristal et le verre de Bohême.

Travail du verre à la lampe d'émailleur. — Les matières vitreuses étant susceptibles de fondre à la chaleur rouge, il est possible de leur donner toutes les formes imaginables et d'en obtenir une infinité de joujoux, d'objets délicats, d'ustensiles ou d'instruments propres à la chimie. On se sert, pour cela, de la flamme de la *lampe d'émailleur*, dont je donne ici le dessin (fig. 611).

Cette lampe, en cuivre ou en fer-blanc, est posée sur une table au-dessous de laquelle est adapté un grand soufflet à deux vents, que

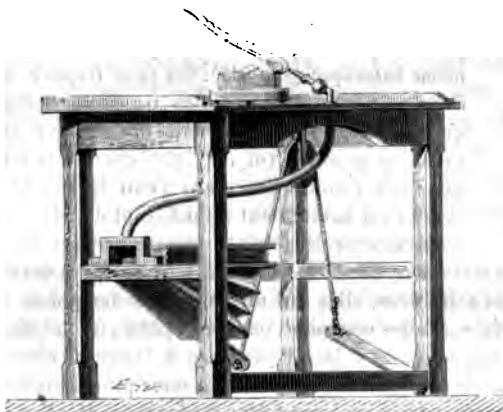


Fig. 611. — Lampe d'émailleur.

l'ouvrier met en mouvement avec le pied pour aviver et exciter la flamme; le vent du soufflet est dirigé dans le corps de celle-ci par un tuyau recourbé en verre ou en laiton; étendue en longueur par ce moyen, et resserrée dans un espace infiniment étroit relativement à celui qu'elle occupait auparavant, la flamme acquiert une ardeur et une vivacité incroyables. Le verre ou l'émail, façonné d'abord en tubes ou baguettes qu'on expose à son action, s'y ramollit et s'y fond très-rapidement, et peut être alors tiré, soufflé, contourné de toutes les façons avec une facilité et une dextérité qui dépendent beaucoup de l'habileté de l'ouvrier.

Si, pendant qu'il est rouge de feu, on tire le tube de verre avec les pincettes et qu'on porte le fil obtenu sur un dévidoir qui tourne avec vitesse, en très-peu de temps le dévidoir se trouve chargé d'un écheveau de *fil de verre* d'une finesse extrême et qu'on confondrait avec la

soie. Ce fil, creux à l'intérieur, peut être aisément roulé à la manière du fil commun, bouclé comme les cheveux au moyen d'un fer chaud, et servir ainsi à faire des aigrettes fort brillantes, à tisser des toiles, ou à fabriquer des perruques comme on le faisait dans le dernier siècle. A toutes les Expositions des produits de l'industrie, on a admiré de superbes tissus en soie dont la trame était en verre filé de diverses couleurs, des étoffes-tentures, des robes, des ornements d'église, des garnitures de fauteuils, où le fil de verre imitait avec un avantage apparent l'or et l'argent, et présentait des reflets qu'on ne trouve pas toujours dans les plus magnifiques brocarts.

Trempe du verre. — Le verre, comme l'acier, peut subir l'opération de la trempe. Lorsqu'on le laisse tomber dans de l'eau froide, pendant qu'il est en fusion, chaque goutte se solidifie instantanément et forme une espèce de poire terminée par une queue mince et allongée. C'est ce qu'on appelle *larme batavique* (fig. 612). On peut frapper cette goutte, dans sa partie épaisse, sans qu'elle se casse; mais, dès qu'on brise la pointe, la larme entière se réduit bruyamment en poudre. On explique ces effets en admettant que, par l'immersion dans l'eau froide, la surface du verre s'est subitement solidifiée et durcie, tandis que les parties centrales étaient encore rouges de feu, et par conséquent fortement dilatées. Quand, à leur tour, ces dernières se sont refroidies et solidifiées, elles ont dû conserver des points d'adhérence avec la surface, et elles occupent, par conséquent, un volume plus grand que celui qui convient à la température à laquelle elles sont ramenées; les molécules centrales se trouvent donc plus écartées qu'à l'ordinaire, elles sont dans un grand état de tension, et elles exercent sur l'enveloppe une traction très-forte. Dès l'instant qu'on brise la pointe de la larme, et qu'on rompt ainsi une portion de l'enveloppe, les molécules qu'elle retenait se contractent vivement, entraînant avec elles toutes les autres, et déterminent ainsi une foule de points de rupture.



Fig. 612. — Larme batavique.

Le même phénomène se reproduit avec les *foles philosophiques* ou *flacons de Bologne* (fig. 613), qui sont fort épais et dont le refroidissement a été brusque. Ils tombent en poussière dès qu'on jette dans leur intérieur un corps dur susceptible de les rayer.



Fig. 613. — Flacon de Bologne.

Pour éviter que les objets usuels en verre ne soient trop cassants et ne se brisent par les moindres changements de température, on a l'habitude, dans les verreries, de les *recuire*, c'est-à-dire de les *détremper*, en les plaçant, aussitôt après leur fabrication, dans des fours spéciaux chauffés au rouge sombre, où ils se refroidissent très-lentement.

A chaque instant nos verres à boire, nos verres de lampe éclatent



avec bruit, se fendent sans cause apparente; cela tient à ce qu'ils ont été mal recuits et qu'ils sont restés cassants; la plus légère variation de température suffit alors pour en provoquer la rupture. On diminue singulièrement les chances de casse en leur donnant un nouveau recuit, qui peut s'obtenir en plaçant ces verres dans une bassine avec de l'eau froide, qu'on porte peu à peu à l'ébullition pendant une heure et qu'on laisse ensuite refroidir le plus lentement possible en couvrant la bassine.

Verre dévitrifié. — Le verre ordinaire, maintenu pendant longtemps à l'état de fusion pâteuse, éprouve une modification physique fort remarquable : il perd peu à peu sa transparence, devient opaque, acquiert tout à fait l'aspect de la porcelaine et paraît formé d'une agglomération de cristaux aiguillés qui changent complètement sa structure intérieure. Ce passage de l'état transparent et amorphe à l'état opaque et cristallisé est connu sous le nom de *dévitrification*, et le nouveau produit s'appelle *verre dévitrifié* ou *porcelaine de Réaumur*, parce que c'est ce savant (1) qui, en 1727, a étudié le premier cette curieuse transformation moléculaire. Pelouze a constaté en 1856 que le verre, en se dévitrifiant, ne subit aucune altération, ni dans la nature ni dans les proportions de ses éléments. C'est donc tout simplement un effet de dimorphisme.

Altération des verres. — Les verres à bases de chaux et de soude ou de potasse sont altérés assez facilement par l'eau bouillante. Ils perdent leur transparence, l'eau devient alcaline, et il se dépose au fond du liquide un silicate de chaux insoluble. L'eau produit donc la séparation des deux silicates qui composent essentiellement le verre, et cet effet est dû à la tendance qu'elle a pour le silicate alcalin, qui est soluble. Les alchimistes avaient observé ce phénomène, qu'ils ne pouvaient expliquer; aussi croyaient-ils y voir la transformation de l'eau en pierre; toujours préoccupés de l'idée de fabriquer de l'or, de

(1) René-Antoine Ferchault de Réaumur a été un des célèbres physiciens et naturalistes du siècle dernier. Il naquit en 1683 à la Rochelle, d'un conseiller au présidial de cette ville. Il était destiné au barreau, mais ses goûts le portèrent vers l'étude des sciences. A Paris, où il se rendit en 1703, il s'occupa de recherches sur les arts et métiers qui le conduisirent au perfectionnement de plusieurs industries, telles que celles du fer, de l'acier, du fer-blanc, de la porcelaine, de l'incubation artificielle et de la conservation des œufs. Son nom restera toujours attaché au thermomètre à esprit-de-vin, qui est de son invention. Outre un grand nombre de *mémoires* insérés dans le recueil de l'Académie des sciences, où il entra dès 1709, on a de lui : un *Traité sur l'art de convertir le fer en acier, et d'adoucir le fer fondu* (1722); et 6 vol. in-4° de *Mémoires pour servir à l'histoire naturelle des insectes* (1734-1742), remplis d'observations nouvelles et intéressantes. Il était membre des Académies de Berlin, de Londres, etc. Pour tous ses travaux, il reçut du roi une pension de 1200 livres, qu'il n'accepta qu'à la condition d'en faire profiter l'Académie de Paris pour la propagation des sciences. Il mourut à Paris en 1757 à la suite d'une chute.

découvrir la pierre philosophale, ils trouvaient dans ce fait un encouragement pour leurs recherches.

C'est une altération semblable que l'air humide exerce à la longue sur les vitres de nos croisées, sur les glaces de nos appartements. Tout le monde sait que les glaces polies se ternissent quelquefois à l'air; qu'il en est de même des verres des instruments d'optique. Ce résultat tient à la condensation de la vapeur aqueuse de l'air; si le verre est trop alcalin, l'eau déposée en attaque peu à peu la surface et produit une décomposition semblable à celle dont je viens de parler; dès lors le verre est terni sans remède, ou du moins il faut le polir de nouveau.

Les tubes de verre, les ballons, les cornues et même les verres à expériences de laboratoire, les verres de montre, offrent très-souvent cette altération. Les vitres des vieilles maisons, celles des endroits humides et habituellement chauds, comme les écuries, présentent souvent une surface terne et dépolie, ce qu'il faut expliquer de la même manière. Les moindres changements de température en font éclater de très-petits fragments, de toutes petites écailles brillantes. Au bout de quelques années, ces vitres sont tellement altérées, qu'elles offrent tous les phénomènes de décomposition de la lumière que produisent les lames minces; aussi sont-elles irisées, et quelquefois d'une manière fort remarquable par l'intensité et la pureté des couleurs.

Le peuple attribue encore ces changements à l'influence de la lune; car, lorsqu'il ne sait à qui et à quoi s'en prendre, c'est ordinairement à la lumière douce et mystérieuse de la lune qu'il a recours.

On observe aussi les effets dont il vient d'être question sur les verres antiques retrouvés dans les ruines et les tombeaux; on dirait, à les voir, qu'ils sont recouverts d'un vernis métallique ou de mercure. Leur aspect vient de l'opacité de la couche intérieure du verre décomposé; cette couche opaque renvoie toute la lumière qui traverse la partie encore transparente.

Lorsque le verre est réduit en poudre fine, il devient extrêmement attaqué par l'eau froide, et surtout par l'eau bouillante, par les acides, par l'air. Pelouze a reconnu que le verre pulvérisé peut perdre jusqu'au tiers de son poids. Tous les verres, finement porphyrisés, ramènent instantanément au bleu le papier rouge de tournesol, et verdissent le sirop de violettes; c'est la conséquence de leur altération par l'eau.

Je ne dois pas omettre de vous dire que la densité du verre est bien supérieure à celle de l'eau, puisqu'elle va de 2,396 (*verre de Bohême*) à 4,000 et au delà pour le *strass*.



TRENTE-TROISIÈME LEÇON

SUIITE DES MÉTAUX DE LA QUATRIÈME SECTION.

SOMMAIRE. — Suite de l'étude du verre. — Coloration du verre. — Imitation des pierres précieuses. — Du *strass*. — Peinture sur verre. — *Bleu d'azur*. — *Ostremer factice*. — Des Emaux. — De la gravure sur verre et de l'ACIDE FLUORIQUE qui sert pour cet objet. — Des silicates alcalins et SILICATISATION. — De l'ÉTAIN. — Oxydes et chlorures. — Du *Sel d'étain* et de l'*Oxymuriate* des fabriques. — Théorie des rongeurs par le sel d'étain sur les tissus teints en solitaire. — De l'étain de vaisselle et autres alliages de l'étain.

Coloration du verre. — Les verres de couleur sont de plusieurs sortes. Les uns sont *teints dans la masse*, en ajoutant à la pâte du verre ordinaire en fusion des oxydes métalliques qui s'y dissolvent totalement en lui donnant une couleur variable suivant leur nature. Ainsi :

Le *bleu saphir* s'obtient avec l'oxyde de cobalt ;

Le *bleu céleste* avec le bioxyde de cuivre ;

Les *pourpres, violets* et *carmins* s'obtiennent avec le pourpre de Cassius, le protoxyde de cuivre, le silicate de manganèse ;

Les *rouges, bruns-rouges* et *bruns* avec le peroxyde de fer ;

Les *verts* avec le silicate de cuivre, l'oxyde de chrome, un mélange d'oxydes de cobalt, d'antimoine et de chlorure d'argent ;

Les *jaunes*, avec l'oxyde d'urane, le chromate de plomb, certaines combinaisons d'argent, des mélanges d'oxydes d'antimoine et de plomb, le noir de fumée ;

Les *noirs, gris*, etc., avec les oxydes de manganèse, de cobalt et de fer.

Il ne faut généralement que quelques centièmes de ces principes colorants pour donner à la pâte du verre ordinaire les teintes ci-dessus indiquées. Avec certains d'entre eux, il est fort difficile d'obtenir des couleurs claires, transparentes, tant est intense leur pouvoir tinctorial : tel est le cas de l'oxyde de cobalt, par exemple.

C'est pour éviter cet inconvénient qu'on a imaginé les *verres doubles, plaqués* ou à *deux couches*, c'est-à-dire des verres qui n'offrent de coloration que sur l'une de leurs faces. On les obtient très-facilement en plongeant dans une masse de verre fondu, coloré d'une nuance déterminée, la canne du verrier qui sert au soufflage et qui porte à son extrémité une quantité convenable de verre incolore ayant déjà une certaine consistance. En soufflant le tout sous forme de manchon, il est évident qu'on a deux feuilles superposées, l'intérieure incolore, l'extérieure colorée.

On fait même des verres à trois et quatre couches superposées, dans le but d'enlever ensuite, au moyen de frictions opérées sur une meule recouverte de sable humide, une partie de chacune de ces couches, et de produire ainsi des effets de coloration très-variés.

C'est avec des verres ainsi colorés par les oxydes métalliques qu'on pratique deux industries artistiques fort importantes : la fabrication des pierres précieuses et la peinture sur verre.

1° Pierres précieuses fausses. — La première s'exerce au moyen du *strass* incolore, qui sert à imiter le diamant, dont on lui donne la taille et la monture (1). Au moyen de très-minimes quantités des oxydes colorants dont j'ai parlé précédemment, on en fait à volonté des topazes, des rubis, des saphirs, des émeraudes, des améthystes, etc., qui, une fois taillés et montés, rivalisent avec les gemmes naturelles dont ils portent les noms.

L'art de contrefaire les pierres précieuses avec le verre coloré est fort ancien, puisque Pline en parle comme d'un art très-lucratif, porté de son temps à un haut degré de perfection. Cette assertion est confirmée par Trébellius Polion. Cet art avait pris naissance en Égypte; Thèbes était renommée pour les ouvrages en verre coloré qui sortaient de ses fabriques, et qui s'exportaient au loin par l'intermédiaire des Phéniciens et des Carthaginois (2). Les livres de Zosime de Panopolis, ceux du moine Théophile, et le précieux ouvrage anonyme intitulé : *Mappe Clavicula*, écrits entre les troisième et treizième siècles, montrent que l'on faisait, au moyen âge, de très-beaux verres imitant les pierres fines. Ces imitations se trouvent, d'ailleurs, souvent entremêlées à des joyaux véritables sur des châsses très-anciennes. Une fabrique de diamants faux était en activité au Temple du temps de Louis XIV.

Cet art d'imiter les diamants, les saphirs, les émeraudes, les rubis et les perles a toujours été très-développé en Allemagne. Mais, depuis 1819, cette branche importante de commerce a été enlevée à ce dernier pays par les artistes français, notamment par Douault-Wieland, bijoutier de Paris, qui s'est distingué dans la fabrication des pierres artificielles. Celles-ci sont aussi belles que les gemmes naturelles, et il faut une grande habitude pour les distinguer les unes des autres, au moins dans le plus grand nombre des cas. La joaillerie des pierres précieuses factices de Paris est aujourd'hui la plus renommée dans toute l'Europe.

Il est à présumer que nos habiles fabricants trouveront les moyens d'industrialiser les belles expériences d'Ebelmen, qui a montré, en 1847 et en 1851, comment il est possible de créer de toutes pièces plusieurs pierres précieuses, le *rubis spinelle*, le *corindon*, l'*émeraude*, la *chrysolithe orientale*, etc., en cristaux identiques à ceux de la nature, doués non-seulement des belles couleurs vives, de l'éclat, de la dureté, mais encore de la composition chimique qui distinguent ces espèces minérales. Cet ingénieux chimiste a eu recours à un nouveau mode de cristallisation fondé et sur la propriété que possède l'acide borique de dissoudre par voie sèche tous les oxydes métalliques, et sur la grande volatilité de cet acide à une haute température.

En dissolvant dans de l'acide borique fondu de l'alumine et de la magnésie, dans les proportions qui constituent le *spinelle*, y ajoutant des traces de chromate de potasse comme principe colorant, et maintenant ce mélange pendant plusieurs semaines à la chaleur du blanc naissant dans un four à cuire les boutons en pâte céramique, l'acide borique se volatilise peu à peu et laisse enfin un aluminat de magnésie, MgO, Al^2O^3 , cristallisé en octaèdres réguliers ou diver-

(1) Le nom de *strass* donné au cristal en question rappelle celui de l'artiste allemand qui a inventé cette sorte de verre, à Paris, au commencement de ce siècle. On l'appela d'abord *base de Mayence*, parce qu'elle recevait toutes les couleurs par le mélange des divers oxydes métalliques.

(2) Plinc, *Hist. natur.*, lib. XXXVII, cap. 26, 33, 38, 44, 66 ; — *ibid.*, XXXVI, cap. 17. — Diodore de Sicile, II, p. 163, t. I, édit. Wesseling.



sement modifiés, d'un beau rose, reconnaissables à l'œil nu, et qu'il est impossible de distinguer du *rubis* de la nature.

Cette belle synthèse, appliquée aux autres pierres gemmes, à des silicates infusibles par eux-mêmes, donne des résultats aussi remarquables.

Je dirai qu'avant Ebelmen, M. Gaudin avait obtenu, par l'immense chaleur du chalumeau à gaz, des *corindons* rouges et bleus, des *saphirs* et *rubis* de petites dimensions ; mais la cristallisation s'opérant, dans ce cas, avec une grande rapidité, faisait perdre toute transparence aux produits formés, qui, d'ailleurs, étaient plutôt en petites boules qu'en véritables cristaux (1).

Les beaux résultats que je viens de citer vous prouvent de plus en plus, Messieurs, qu'aujourd'hui la science, qui sait si bien détruire les combinaisons les plus stables, est devenue assez puissante pour les reproduire dans toute leur intégrité, alors même que les plus grandes difficultés semblent, au premier abord, devoir y mettre obstacle.

2° Peinture sur verre. — La peinture sur verre est de date beaucoup plus récente que la fabrication des pierres fausses, et elle a été provoquée par le désir d'embellir les églises.

On commença d'abord par former, avec des fragments de verre coloré, des compartiments de toutes sortes de couleurs, avant de représenter sur le verre même des sujets historiques. Le pape Léon III fit mettre, en 795, des vitres de couleur aux fenêtres de l'église de Latran. Mais ce n'est que beaucoup plus tard qu'on imagina, en France, de dessiner et de peindre sur sa surface avec des couleurs minérales, susceptibles de se vitrifier et capables, par la chaleur du four, de se fondre plus ou moins complètement avec la surface du verre lui-même.

On arrive à ce résultat en mélangeant les oxydes colorants avec des fondants appropriés, vitrifiant le tout que l'on coule et qu'on porphyrise ensuite très-finement, broyant la poudre avec de la térébenthine et l'appliquant au pinceau sur l'une des faces d'une feuille de verre incolore. En chauffant alors cette feuille ainsi recouverte dans un moufle, à une température suffisante pour fondre la couleur et ramollir seulement la surface du verre, la première s'attache fortement à celui-ci et ne peut plus en être détachée.

C'est ainsi qu'ont été et que sont encore fabriqués les vitraux peints qui ornent les croisées de nos églises. La face du verre sur laquelle est appliquée la peinture est placée à l'extérieur, de sorte qu'elle est vue par transparence à travers le verre coloré ; les ombres sont posées du côté intérieur.

Il est impossible de déterminer exactement l'époque de l'invention de la peinture sur verre. Le Vieil et H. Langlois la placent au onzième siècle, et ils citent comme les plus anciens vitraux peints ceux que Suger, ministre de Louis le Gros, fit poser dans l'abbaye de Saint-Denis près Paris. Mais Emeric David a découvert un document historique constatant que, vers le milieu du onzième siècle, on conservait à Dijon un *très-ancien vitrail peint* représentant le martyr de sainte Porphise, et provenant de la vieille église restaurée par Charles le Chauve. Ainsi, les premiers essais de la peinture sur verre auraient été faits dans le neuvième siècle.

Il est probable que les vitraux sont d'origine orientale ; mais l'Occident, et le

(1) C'est Berthier qui, le premier, en 1823, reproduisit de toutes pièces un minéral cristallisé, le *pyroxène*, après l'avoir observé tout fait dans les laitiers des fourneaux. Outre Ebelmen et Gaudin, il faut citer de Sénarmont, Durocher, MM. Daubrée, Charles et Henri Sainte-Claire Deville, comme s'étant attachés à la reproduction des minéraux cristallisés, et en particulier des pierres précieuses proprement dites. De Sénarmont et M. Daubrée ont fait intervenir pour cette synthèse l'action de l'eau portée à une température élevée et à une forte pression.

Nord surtout, en a fait sa chose propre. Le vitrail, par ses légendes et ses récits merveilleux, fait partie intégrante des édifices religieux de l'Occident ; il suffit, au reste, de rappeler que Saint-Marc de Venise, cette vieille église tout empreinte des œuvres de l'école byzantine, a, comme Sainte-Sophie de Constantinople, des verrières à ses fenêtres et des mosaïques splendides dans ses dômes et ses coupoles.

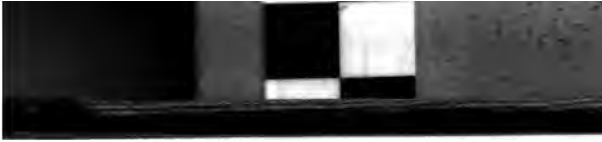
L'art de la peinture sur verre alla en se perfectionnant pendant les treizième, quatorzième et quinzième siècles ; il commença à décliner à partir des troubles de religion sous François II, et il était presque abandonné à la fin du dix-huitième siècle. On croit généralement, dans le monde, que les prétendus secrets de la peinture sur verre sont perdus : c'est une erreur partagée par les personnes les plus instruites, mais étrangères, toutefois, aux connaissances chimiques. Les dernières Expositions des produits de l'industrie ont présenté d'admirables verrières, dues à nos artistes modernes qui, formés à la manufacture de Sèvres, ont su donner à leurs peintures une perfection que les vieux peintres verriers n'ont jamais atteinte. Il n'est que trop vrai, cependant, que la plus belle des couleurs fondamentales, le rouge purpurin, avait entièrement disparu. Mais cette magnifique couleur a été retrouvée par M. Bontems, ancien directeur de la verrerie de Choisy.

Bleu d'azur. — L'azur (nommé aussi *Smalt*, *Bleu d'azur* ou *de Smalt*, *Bleu de Saxe*, *Bleu de safre*, *Bleu d'émail*, *Bleu d'empois*, et enfin *Verre de cobalt*), dont on se sert pour donner une teinte azurée au linge, aux différents tissus, à la pâte du papier, comme poussière à sécher l'écriture, comme couleur d'application à l'huile et pour le badigeonnage, enfin, pour colorer les verres, les émaux et toutes les matières céramiques, est un verre coloré par l'oxyde de cobalt, ou plutôt, d'après M. Ludwig, un silicate double de potasse et de cobalt mêlé à quelques oxydes terreux et métalliques.

La découverte de cette belle couleur minérale est attribuée à un verrier saxon, Christophe Schüüver, qui était établi à Neudeck vers le milieu du seizième siècle. Il l'obtint en faisant foudre du verre avec du minerai de cobalt de Schneeberg, qu'on prenait alors pour un minerai de cuivre. Pendant quelque temps il le vendit comme *émail bleu* aux potiers du voisinage. Son procédé ne tarda pas à être connu des fabricants de Nuremberg, qui l'exploitèrent en Hollande. La fabrication passa ensuite à Venise (1).

Le minerai de cobalt qu'on exploite pour la préparation du smalt varie avec les localités où l'on s'en occupe. En Saxe, dans la Hesse, en Silésie, c'est surtout le *cobalt arsenical* ou *smaltine*, arsénure de cobalt

(1) Les anciens connaissaient des minerais de cobalt et les faisaient servir à la coloration du verre, car j'ai trouvé un grand nombre de verres antiques de fabrication gallo-romaine dont la couleur bleue est due au cobalt. D'autres, et surtout les verres opaques, sont teints en bleu par une matière analogue au smalt, mais qui est un verre à base de cuivre ; c'est la *fritte d'Alexandrie* ou *de Pouzzole*, que les artistes romains employaient pour la peinture à fresque et la décoration des appartements. Cette belle couleur minérale est d'origine égyptienne (voir mes deux mémoires sur l'*Analyse de plusieurs produits d'art d'une haute antiquité*).



ferrugineux, CoAs^2 ; en Suède et en Norvège, c'est le *cobalt gris* ou *cobaltine*, arsénio-sulfure de cobalt, $\text{CoAs}^2 + \text{CoS}^2$.

On commence par le griller dans un four à réverbère assez semblable à celui qui sert à griller les minerais d'arsenic (1), avec canaux et chambres de condensation pour recueillir l'acide arsénieux. Le résidu, nommé *safre*, qui contient le fer et le cobalt à l'état d'oxydes, est mélangé avec des proportions convenables de quartz bocardé et de potasse, et chauffé au rouge blanc dans des creusets réfractaires placés circulairement, au nombre de six, dans un fourneau de verrerie (fig. 614). Il en résulte un liquide pâteux que l'on projette brusque-

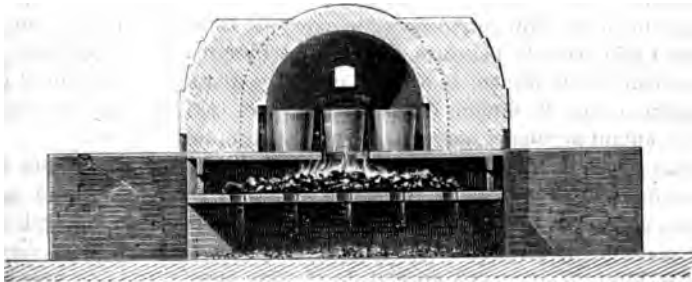


Fig. 614. — Fabrication du verre de cobalt ou azur.

ment dans l'eau froide; le refroidissement instantané ne permet pas aux particules solidifiées de faire corps, en sorte que la matière vitreuse reste en fragments irréguliers plus ou moins ténus (2). On fait passer ceux-ci sous des meules horizontales; la poudre obtenue est soumise à la lévigation, comme l'émeri, pour en obtenir divers degrés de finesse. On donne les noms d'*azur de premier*, de *second*, de *troisième*, de *quatrième feu* à ces produits, dont le prix est d'autant plus élevé que la ténuité en est plus grande et la couleur plus pure.

La production annuelle de ces divers azurs s'élève jusqu'à 16000 quintaux métriques. C'est la Saxe qui en fabrique le plus. Mais leur emploi tend à diminuer depuis la découverte de l'*outremer factice*, dont c'est le lieu de vous parler.

(1) Voir la 17^e leçon, figure 315, tome I^{er}, page 485.

(2) Les pierres siliceuses trop dures pour être broyées directement, telles que le quartz, les silex ou cailloux des crayères, les roches feldspathiques, etc., sont toujours réduites à un état fragmentaire par leur immersion dans l'eau froide alors qu'elles ont été chauffées jusqu'au rouge blanc; le refroidissement instantané causé par cette sorte de *trempe* détermine dans la masse entière des fissures ou des écartements, souvent même une division en fragments irréguliers, qui rendent plus facile l'action ultérieure du pilon ou du bocard. Cette opération préliminaire s'appelle *élonnement*.

Outremer factice. — Vous savez que l'*Outremer* des naturalistes, dit aussi *Lazulite* ou *Lapis-lazuli*, est un silicate double d'alumine et de soude. Ce minéral était jadis fort recherché à cause de la riche couleur bleue qu'il fournit aux peintres; mais comme il ne venait qu'en fort petites quantités de la Perse, de la Chine et de la Grande-Boukharie, le *bleu d'outremer* qu'on en retirait se payait jusqu'à 2500 et même 3000 fr. le kilogr.

Aujourd'hui, grâce aux nombreuses fabriques de Saxe, de Bohême et de France, on produit de toutes pièces un bleu d'outremer aussi riche de ton et aussi solide que la lazulite naturelle, au prix de 50 fr. et même de 2 fr. le kilogr. suivant les nuances. C'est aux provocations de la Société d'encouragement de Paris qu'on doit ce magnifique résultat.

Le mode de fabrication de cette nouvelle couleur, qui joue un si grand rôle dans la peinture, l'azurage et l'impression des papiers et des tissus, a été découvert presque en même temps par M. Guimet en France, et par M. Gmelin en Allemagne, vers 1827. Il y a, pour ainsi dire, autant de modes opératoires que de fabriques.

Les matières premières consistent en argile blanche plastique ou kaolin, en sable quartzeux, en sel de soude, en sulfate de soude calciné, en soufre raffiné, et en charbon de bois, ou mieux en brai sec de goudron de houille. Ces matières, broyées sous des meules verticales, blutées, amenées à un état de division aussi grand que possible et de mélange intime, sont renfermées et fortement tassées dans d'immenses mouffes en terre réfractaire, assez semblables, pour la forme et la grandeur, aux cylindres ou *cornues* à gaz d'éclairage, et soumises enfin, pendant un temps variable, à une température comprise entre le rouge sombre et le rouge cerise. On cesse le feu lorsque la masse a acquis une couleur bleue prononcée.

Après son refroidissement hors du contact de l'air, la matière agglomérée est épuisée, dans des tonneaux, de tous ses sels solubles par des lavages à l'eau chaude, puis triturée sous des meules horizontales en granite, en présence de l'eau, et amenée par la lévigation à divers degrés de finesse, comme l'azur. Les qualités commerciales, qui sont assez nombreuses, sont distinguées par les numéros 0/0, 0, 1, 2, 3, 4, etc. Leur couleur varie du bleu clair au bleu le plus éclatant.

Quelle est la cause de cette coloration de l'outremer, tant naturel qu'artificiel? C'est ce qu'il est impossible de dire dans l'état actuel des choses. Tout ce qu'on sait, c'est que l'un et l'autre consistent en un silicate d'alumine et de soude contenant seulement des traces de soufre et de fer.

Un outremer est d'autant meilleur qu'il est plus fin, plus spongieux, qu'il se laisse pénétrer plus facilement par l'eau, qu'il reste plus longtemps en suspension dans ce liquide, que son pouvoir colorant est plus intense et qu'il résiste davantage à l'action des acides et de l'alun. Ceux-ci le décomposent très-vite; la couleur bleue disparaît, il se dé-



pose une poudre blanche en même temps qu'il se dégage de l'acide sulfhydrique. Les bains de bleu dans lesquels on a employé l'outremer pour l'azurage du linge ne tardent pas à répandre une odeur infecte. Ces caractères, joints à sa décoloration par une haute température et à sa fusion en un verre presque incolore, permettent de distinguer cette couleur bleue de l'azur de cobalt qui ne change pas dans ces diverses circonstances.

Émaux. — Quant aux *Émaux* dont il a été déjà question plusieurs fois, ce sont des verres opaques ou transparents, incolores ou colorés, qu'on applique par la fusion sur les diverses poteries, la faïence et les métaux, principalement sur l'or, l'argent et le cuivre.

Ils consistent en silicates de soude, de plomb et d'étain, au milieu desquels se trouve interposé du stannate de plomb non vitrifié qui donne à la masse l'aspect blanc de lait et l'opacité qui distinguent surtout l'émail de la faïence, des cadrans de pendules et de montres, des échelles de thermomètres, etc.

L'émail blanc entre dans la fabrication des verres doublés ou triplés. Les abat-jour des lampes sont ordinairement en cristal doublé d'émail. On s'en sert encore pour émailler la poterie de fer.

La coloration des émaux se fait au moyen des substances employées pour les autres verres colorés, la dose en est seulement plus forte.

L'art de l'émailleur ne paraît pas avoir été de beaucoup postérieur à la découverte du verre ; les anciens le pratiquaient avec un très-grand succès. Dans les hypogées de la ville de Thèbes, on trouve de petits tubes d'émail coloré, des poteries émaillées de diverses couleurs. Les briques dont les murs de Babylone furent construits étaient émaillées. On voit encore aujourd'hui, dans plusieurs villes de l'Égypte, des édifices construits en briques émaillées recueillies dans les ruines des villes anciennes. Cet art, après avoir été longtemps dans l'enfance, fit tout à coup des progrès surprenants à Faenza et à Castel-Durante, dans le duché d'Urbin. Michel-Ange et Raphaël florissaient alors. C'est Bernard Palissy qui, au milieu du seizième siècle, découvrit le secret de l'émail sur poterie et faïence, et qui éleva cet art céramique à un degré de perfection inconnu jusqu'alors (1). On prétend que l'art de peindre en émail sur métaux

(1) Né en 1510 à la Chapelle-Biron, petit village du Périgord, Bernard Palissy, géomètre, peintre verrier, a été le père de notre art céramique, le père de la chimie, le premier professeur d'histoire naturelle en France. Ses découvertes en histoire naturelle, en physique et en chimie sont encore considérées maintenant par les savants comme des titres de gloire pour la France. Le premier il a introduit dans les sciences la méthode expérimentale, et, bien avant Bacon, il a proclamé que pour arriver à la vérité, il faut, avant tout, consulter l'expérience. Cet homme de génie, qui pénétra dans les révolutions du globe peut-être aussi profondément que Cuvier, a donné la théorie des puits artésiens, l'origine des eaux minérales ; il a expliqué parfaitement aussi l'action des engrais. Artiste, il demanda à la science la cause des phénomènes qu'il observait avec une sagacité rare dans un homme de pratique ; puis, devenu savant, il porta aux arts les fruits de ses méditations profondes.

Le hasard avait fait tomber entre ses mains, vers l'année 1544, une coupe de

n'a commencé en France que vers 1632. C'est une erreur, puisque plusieurs des pièces de la vaisselle de Charles V étaient émaillées. Palissy lui-même fait connaître que de son temps (1580) les émailleurs de Limoges donnaient pour trois sols une douzaine de ces figures d'enseignes, en cuivre émaillé, qu'on portait alors au bonnet. Il est vrai qu'au commencement du dix-septième siècle, les artistes employèrent des émaux clairs et transparents, qui produisirent plus d'effet. Jean Toutin, orfèvre de Châteaudun, en 1630, se rendit célèbre par ses bijoux émaillés.

On se sert souvent de phosphate de chaux, ou simplement d'os calcinés, pour donner au verre l'apparence de l'opale. Ces ornements, ces dessins, ces figures d'aspect brillant et métallique, qu'on voit incrustés dans l'intérieur de certains vases de cristal, consistent simplement en petites pièces de porcelaine blanche et non vernies, qu'on enferme entre deux couches de verre. Voici comment on s'y prend : le cristal est coulé dans le moule, et lorsqu'il est encore liquide on applique la figure de porcelaine, préalablement chauffée ; on s'empresse de la recouvrir d'une couche de cristal qu'on aplatit pour ne laisser que la quantité d'air nécessaire à la production du reflet métallique. Souvent on incruste ainsi des pâtes colorées ou dorées, qui produisent un très-bel effet.

En enfermant dans du cristal, par un procédé à peu près semblable, des fleurs ou étoiles formées d'émaux diversement colorés, on obtient ces globes ou boules qu'on vend sous le nom de *verres mosaïques* ou de *mille fiori*. Les *verres de Venise* ou *verres filigranés* sont encore le résultat de l'interposition, dans la pâte de verre ou de cristal, de fils d'émail opaque et coloré. C'est à M. Bontems, de Choisy-le Roi, que l'on doit la renaissance en France de cette jolie industrie, exploitée dès le quinzième siècle par les Bohèmes et les Vénitiens.

terre parfaitement émaillée et d'une beauté rare. A cette vue, son imagination s'exalta ; il voulut deviner le secret qu'il admirait et parvenir à l'imiter, s'il lui était possible. Simple ouvrier sans fortune, chargé d'une femme et d'enfants, gagnant à peine sa vie à peindre des images sur vélin et des figures sur verre, tout s'opposait au succès de sa tentative, car, indépendamment des dépenses considérables qu'elle exigeait, jamais il n'avait vu cuire ni travailler l'argile ; il ne connaissait alors ni la matière des fourneaux, ni celle des émaux et des terres dont il allait être obligé de se servir. Mais seize années de recherches et de privations de tous genres lui firent atteindre son but. C'est dans ses écrits qu'il faut lire ces détails pittoresques et attendrissants, où il raconte tout ce qu'il eut à souffrir. Ses poteries recouvertes d'émail coloré jouissent encore aujourd'hui de la plus grande réputation et font l'admiration des hommes de l'art.

Poursuivi et traîné en prison comme calviniste, il n'échappa à la mort que par l'intervention du connétable de Montmorency, qui lui fit obtenir la protection et la faveur de Catherine de Médicis et de Charles IX. Ce roi lui conféra le brevet d'*inventeur des rustiques figulines du roi*. En 1588, affaibli par l'âge, presque octogénaire, il fut arrêté, enfermé à la Bastille et menacé du dernier supplice. Il mourut dans la prison en 1589, tel qu'il avait vécu : probe, incorruptible, avec une âme fière et élevée.



Dépolissage et gravure du verre. — Souvent on dépolit le verre ou le cristal par des moyens mécaniques, soit dans toute l'étendue d'une pièce, comme pour les vitres ou glaces de devantures de magasins, soit par places déterminées, de manière à produire des dessins opaques sur un fond poli et transparent, comme on le voit sur ces globes de cristal dont on entoure les lampes. On emploie souvent aussi, soit dans le même but, soit pour graver, un procédé chimique dont l'idée appartient à de Puymaurin, ancien directeur de la Monnaie des médailles. Ce n'est pas une des applications les moins curieuses des composés chimiques.

L'agent auquel on a recours, dans ce cas, est un acide fort singulier, dont il est nécessaire de vous faire connaître la nature et les propriétés les plus saillantes.

Spath fluor. — Il y a dans la plupart des filons métalliques une substance minérale que ses propriétés physiques très-remarquables, notamment les belles couleurs vertes ou violettes qu'elle affecte, sa transparence, sa cristallisation en gros cubes ou en cubo-octaèdres

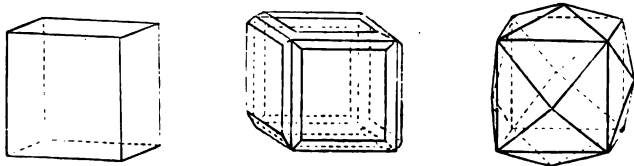


Fig. 615. — Formes cristallines les plus fréquentes du spath fluor.

(fig. 615), ont su faire distinguer dès les temps les plus reculés. Au seizième siècle, elle fut nommée *fluor* et *spath fluor*, c'est-à-dire *Pierre qui fait couler*, parce qu'on l'employait comme fondant de certains minerais siliceux.

Vers 1670, Schwenkhardt constata, à Nuremberg, que cette pierre, chauffée avec l'acide sulfurique, exhale une matière qui corrode le verre. Étudiée par Scheele, en 1771 et en 1780, qui l'appela *acide fluorique*, à cause de ses caractères acides, cette matière n'a été obtenue à l'état de pureté qu'en 1808, par Gay-Lussac et Thenard.

On sait aujourd'hui à n'en pas douter que l'acide fluorique se compose d'hydrogène et d'un métalloïde tout à fait analogue au chlore, mais qu'il est très-difficile d'isoler. On a donné à ce nouvel élément le nom de FLUOR.

Acide fluorhydrique. — Le minéral dont je parlais tout à l'heure, le *spath fluor*, n'est que du *fluorure de calcium* (1). Si, après l'avoir pul-

(1) Ce fluorure de calcium est beaucoup plus répandu qu'on ne le supposait naguère. D'après J. Nicklès, ce composé existe dans toutes les eaux qui renferment du bicarbonate de chaux, eaux potables de sources, de rivières, de fleuves,

vérifié très-finement, on le chauffe doucement avec 3 fois et demi son

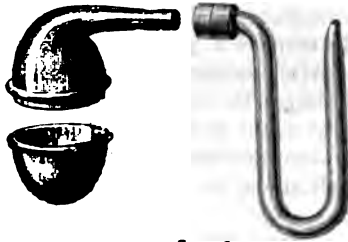


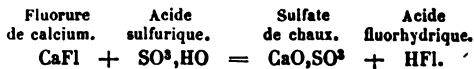
Fig. 616. — Diverses parties de l'appareil en plomb pour la préparation de l'acide fluorhydrique.

poids d'acide sulfurique concentré, dans un appareil distillatoire tout en platine ou en plomb (Fig. 616), on recueille dans le récipient, refroidi par de la glace (Fig. 617), un liquide incolore, fumant à l'air : c'est l'acide fluorhydrique concentré, qu'on ne peut conserver que dans de petites bouteilles en plomb, en argent ou en platine, munies de bouchons de même matière.



Fig. 617. — Appareil en fonction.

Sa production, dans ce cas, s'explique comme celle de l'acide chlorhydrique; en effet



eaux minérales (de Plombières, de Contrexéville, d'Antogard, de Châtenois, de Soultzbaden, du Mont-Dore, etc.), comme aussi dans les roches et minéraux qui se sont formés par voie de sédiment. Nicklès a encore constaté la présence de petites quantités de fluor dans le sang, l'urine et les os des animaux. Les sources dans lesquelles l'organisme animal puise le fluor dont il peut avoir besoin sont les eaux potables et les substances végétales; mais, en raison des très-minimes proportions de fluor que les unes et les autres renferment, on ne peut en signaler des traces par l'analyse qu'en opérant sur 1 kilogr. au moins de cendres, ou sur le produit de l'évaporation de quelques mille litres d'eau. L'une des eaux fluviales de France les plus riches en fluorures est celle de la Somme prise à Amiens. L'eau de la Seine, à Paris, l'eau du Rhin, à Strasbourg, sont celles qui en contiennent le moins. L'eau de l'Océan Atlantique paraît en être dépourvue.



Depuis une quinzaine d'années, l'emploi des procédés de gravure par impression et décalquage de la réserve, dont il sera parlé plus loin, a fait prendre une grande extension à la fabrication de l'acide fluorhydrique.

M. Kessler, qui eut à desservir les concessionnaires de ses brevets, recourut, pour le préparer, à l'emploi de cylindres en fonte semblables à ceux dont on fait usage pour la fabrication de l'acide chlorhydrique. L'appareil réfrigérant seul resta en plomb.

L'acide livré par lui fut pendant longtemps transporté dans des vases en gutta-percha. Sa densité variait de 25° Baumé à 35° et 40°; à ce dernier état de concentration, l'acide fluorhydrique est le plus concentré des acides du commerce. Il sature deux fois autant de base que son poids d'acide sulfurique à 66°. Le bois qu'on y plonge noircit aussitôt.

Aujourd'hui la maison Faure et Kessler, de Clermont-Ferrand, qui a continué cette spécialité de M. Kessler, emploie avec succès, pour le transport de l'acide fluorhydrique et pour sa conservation, des vases spéciaux qu'elle a fait breveter.

Ils sont formés de deux tonneaux renfermés l'un dans l'autre, gou-dronnés chacun et séparés par un intervalle dans lequel on coule une composition bitumineuse fondue qui se solidifie par le refroidissement.

Caractères distinctifs. — L'acide fluorhydrique est gazeux, incolore et très-soluble dans l'eau; mais tel qu'on l'obtient dans l'opération précédente, il est liquide parce qu'il a rencontré un peu d'eau; il répand à l'air des fumées blanches épaisses, qui rougissent fortement le papier de tournesol; il bout entre 15 et 20°. Une goutte qui tombe dans l'eau produit un sifflement comparable à celui d'un fer rouge qu'on y plonge.

C'est le plus énergique de tous les corrosifs; il attaque les tissus animaux avec une violence et une promptitude difficiles à concevoir. La plus petite quantité, déposée sur la main, fait naître, presque instantanément, des douleurs insupportables, et produit des ulcérations profondes, lentes à guérir. Aussi a-t-on le soin de se garnir les mains de gants de caoutchouc lorsqu'on doit le manier. Ses vapeurs sont mortelles, et alors même qu'elles sont répandues dans un grand espace, elles provoquent des douleurs sous les ongles, à l'extrémité des doigts, ainsi qu'une inflammation des yeux plus ou moins grave.

Cette action si redoutable de l'acide fluorhydrique soit liquide, soit gazeux, dépend de sa plus ou moins grande siccité. La présence d'une suffisante quantité d'eau le rend en effet à peu près inoffensif, à moins qu'on ne le laisse se concentrer de nouveau par évaporation sur la partie du corps qu'il a touchée.

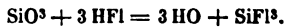
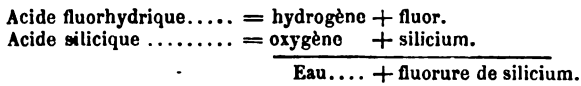
M. Kessler a proposé comme moyen curatif des blessures occasionnées par ce corps, l'acétate neutre d'ammoniaque en inhalations ou en

compresses pour la poitrine ou le voisinage des yeux, et l'ammoniaque liquide pure en un bain d'un quart d'heure pour les ongles ou les parties plus difficiles à pénétrer.

La douleur dure ordinairement un quart d'heure après le bain, puis elle cesse peu à peu complètement.

Il attaque presque tous les métaux, les dissout avec une vive effervescence, occasionnée par un dégagement de gaz hydrogène, en produisant des fluorures métalliques. Il n'y a guère que le platine, le plomb et l'argent sur lesquels il soit sans action.

Ce qu'il offre de plus singulier, c'est qu'il dissout immédiatement l'acide silicique libre ou combiné, en donnant lieu à de l'eau et à du fluorure de silicium gazeux, qu'on appelle habituellement *gaz acide fluosilicique*. Voici la réaction :



Voilà pourquoi l'acide fluorhydrique attaque, ronge, dépolit et troue tous les vases de verre, de cristal, les porcelaines et autres poteries,

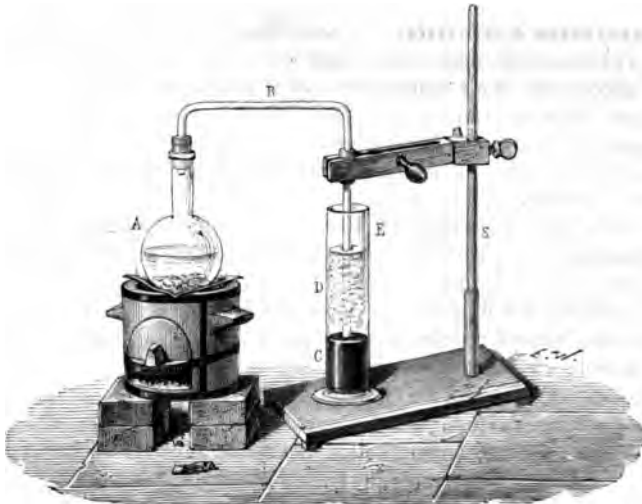


Fig. 613. — Production de l'acide fluosilicique et sa décomposition par l'eau.

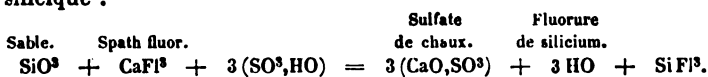
tous les objets enfin dans lesquels se trouve de l'acide silicique, par suite de la double décomposition qui s'établit entre ces deux corps.

Fluorure de silicium ou acide fluosilicique. — Ce composé,



qui se forme dans tous les cas précédents, est un gaz acide, incolore, excessivement fumant à l'air en raison de son extrême affinité pour l'eau, et qui, au contact de ce liquide, laisse déposer de la silice en flocons blancs. En voici la preuve :

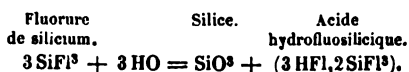
On a introduit dans un ballon en verre A (*fig. 918*), 1 partie de sable blanc, 1/2 partie de fluorure de calcium et 2 parties d'acide sulfurique concentré. En chauffant légèrement, la réaction se détermine et donne lieu à la production du fluorure de silicium ou gaz acide fluosilicique :



Le gaz est conduit du ballon dans une éprouvette E contenant une colonne de mercure C de 2 ou 3 centimètres, surmontée d'eau distillée D. Le tube abducteur B plonge dans le mercure, afin qu'il ne soit pas obstrué pendant l'opération.

Chaque bulle de gaz qui sort du mercure et arrive au contact de l'eau est à l'instant même détruite et donne des petits flocons blancs, très-légers, qui restent en suspension dans le liquide devenu acide ; au bout d'un certain temps l'eau se prend presque en masse, par suite de la grande quantité de silice gélatineuse mise en liberté.

Si l'on jette le tout sur un filtre (*fig. 6. 9*), on retient cette dernière ; la liqueur claire renferme une combinaison de fluorure de silicium et d'acide fluorhydrique : c'est ce qu'on appelle l'*acide hydro-fluosilicique*. L'équation suivante donne la clef de cette curieuse action de l'eau sur le fluorure de silicium :



L'eau peut absorber ou décomposer 265 fois son volume de fluorure de silicium gazeux ou 1 fois 1/4 son poids.

La silice ainsi obtenue est, après de nombreux lavages, dans un très-grand état de pureté et de division.



Fig. 619. — Filtre en fonction.

Quant à la liqueur acide, on la concentre jusqu'à ce qu'elle commence à répandre des vapeurs blanches et on la filtre pour la séparer d'un peu de silice qu'elle a laissée déposer. Dans cet état, c'est un agent d'analyse fréquemment employé pour l'isolement des alcalis, soude et potasse, qu'il précipite de tous leurs sels.

L'acide hydrofluosilicique est d'une conservation plus difficile encore que l'acide fluorhydrique. Il dissout même le plomb, perce le verre et possède la curieuse propriété de faire fendre les tourilles en grès (Kessler); son prix moins élevé rendait d'ailleurs l'emploi des vases en gutta-percha plus onéreux, en sorte qu'on ne savait comment le transporter.

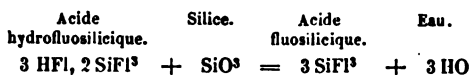
Les tonneaux de MM. Faure et Kessler, dont j'ai parlé à propos de l'acide fluorhydrique, parent heureusement à ce défaut, et vont permettre à cet acide, dont les usages paraissent devoir être nombreux, de prendre dès à présent une place plus importante dans l'industrie.

On le fait déjà servir pour la fabrication du chlorate de baryte employé en pyrotechnie pour les feux verts; pour la décomposition des sels de potasse et de soude; pour remplacer l'acide tartrique en teinture, et pour l'isoler de la crème de tartre. Son innocuité à l'intérieur du corps et son acidité agréable ont même engagé à proposer de le substituer aux acides tartrique et citrique dans le traitement des vins, dans la fabrication de certaines bières, dans celle des limonades artificielles et des eaux gazeuses, etc.

M. Kessler l'utilise pour préparer en grand et très-économiquement la silice pure, employée aujourd'hui comme absorbant de la nitroglycérine, mélange auquel on a donné le nom de *dynamite*; voici sur quelles réactions cette fabrication est basée :

Quand on distille de l'acide hydrofluosilicique avec de la silice en excès, il repasse tout entier à l'état de gaz fluosilicique mélangé de vapeur d'eau, en entraînant ainsi une quantité de silice égale à la moitié de celle que pourrait former le silicium qu'il contient déjà.

La réaction est inverse de celle qui a servi à le former et l'on a :

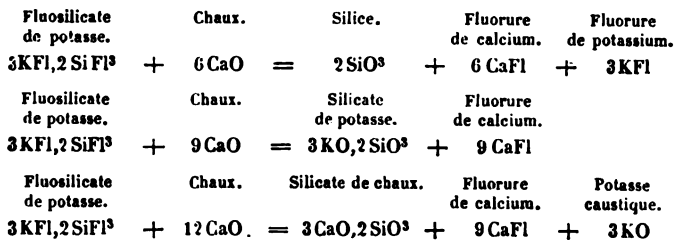


Par le refroidissement, au contraire, la dissociation a lieu, la silice entraînée se précipite en totalité, et l'acide hydrofluosilicique se reforme en quantité égale à celle employée. On le retrouve par expression ou lavage, et l'on s'en sert pour recommencer. En attaquant, au lieu de silice, des feldspaths, des minéraux riches en alcalis, ou du cristal, on en isole facilement la potasse, la soude, l'oxyde de plomb, et les autres oxydes qu'ils renferment à l'état de fluosilicates ou de fluorures faciles à transformer en d'autres composés.



Il suffit par exemple de faire bouillir un fluosilicate alcalin avec des doses définies de chaux pour en retirer soit le fluorure alcalin et de la silice mêlée de fluorure de calcium, soit un silicate alcalin soluble et du fluorure de calcium insoluble, soit l'alcali caustique lui-même, avec du fluorure de calcium et du silicate de chaux.

Voici les réactions, en employant le fluosilicate de potasse :



En substituant un carbonate alcalin, et même celui de chaux, à la chaux, on obtient à volonté un fluorure ou un carbonate alcalin, par des réactions du même genre (H. Sainte-Claire Deville, Lechatelier et Kessler).

M. Kessler a indiqué une méthode de fabrication de la soude basée sur certaines conditions de formation et de destruction du fluosilicate de soude.

On prend le fluosilicate de soude, on le calcine dans une cornue de fonte à la température du rouge faible; il se décompose en fluorure de sodium fixe et en gaz fluosilicique qu'on fait rendre dans une auge en grès. On a préalablement placé dans cette auge : de l'eau, du sel marin et du fluorure de calcium.

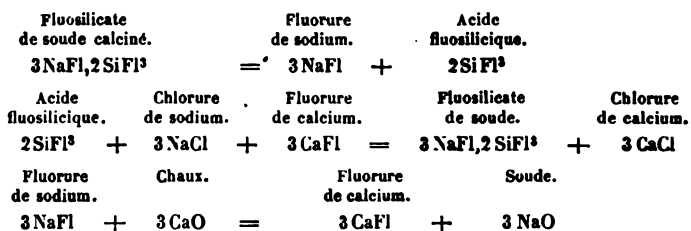
Sous l'action d'un agitateur en bois à palettes, le gaz fluosilicique est absorbé par ce mélange sans dépôt de silice. Il se forme du fluosilicate de soude en proportion sensiblement égale à celui qui a été calciné. Ce sel se précipite en petits grains faciles à séparer, laver et turbiner; on le fait servir au chargement subséquent du cylindre. Au-dessus de ce dépôt surnage une dissolution concentrée de chlorure de calcium.

Le fluorure de sodium retiré de la cornue à l'état pâteux est mis en ébullition avec de la chaux ou du carbonate de chaux, suivant qu'on veut en obtenir de la soude caustique ou du carbonate de soude. Quant au fluorure de calcium qui se précipite dans la liqueur, c'est lui qu'on mélange au sel marin et à l'eau dans l'auge de condensation.

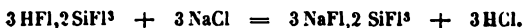
Théoriquement, comme on voit, on ne dépense que de la chaux et du sel marin, pour obtenir de la soude et du chlorure de calcium.

Pratiquement, on est obligé d'ajouter dans l'auge une certaine quantité d'acide chlorhydrique nécessaire pour y créer un milieu acide au sein duquel la réaction puisse s'accomplir nettement.

Cette série de décompositions se représente par les équations suivantes :



Les pertes de fluosilicate de soude et d'acide chlorhydrique se réparent économiquement par la réaction de l'acide fluosilicique industriel sur le sel marin qui donne du fluosilicate de soude et de l'acide chlorhydrique.



On fait servir quelquefois l'acide hydrofluosilicique au décapage de certains métaux. M. Kuhlmann l'a utilisé au durcissement, c'est-à-dire à la *silicatisation* des pierres de taille et du plâtre. Mais l'application la plus importante qu'on en fasse, c'est la production des fluosilicates de potasse et de soude qu'on obtient en versant l'acide hydrofluosilicique dans des solutions saturées de chlorure de potassium ou de sodium. Ces composés à l'état sec sont des fondants précieux dont le prix de vente est bien inférieur à celui du borax : le fluosilicate de potasse est substitué à ce dernier dans la fabrication du cristal, d'après les indications de Pelouze ; le second sert pour la couverte de certaines poteries, telles que la porcelaine tendre, les poteries anglaises, etc.

M. Kessler prépare en grand l'acide hydrofluosilicique en faisant absorber le gaz fluosilicique dans de l'acide fluorhydrique jusqu'à l'apparition d'un dépôt permanent de silice. Il obtient facilement ainsi de l'acide à 55° Baumé. Au-dessus de ce point de concentration, ce corps répand des vapeurs qui deviendraient gênantes pour ses emplois.

Le même fabricant prépare un acide hydrofluosilicique plus impur en faisant passer de la vapeur d'eau sur un mélange de silice et de spath fluor réduits en poudre et agglomérés avec un peu d'argile.

Dans cette opération, il a reconnu que le sulfure de plomb qui accompagne généralement le spath fluor se trouve entraîné avec une grande facilité et se condense en poudre noire dans la liqueur acide, ce qui expliquerait assez sa présence dans les mêmes filons que le spath fluor.

MM. H. Sainte-Claire Deville et Lechatelier ont proposé la fusion



au cubilot d'un mélange de coke, de silice et de spath fluor avec des fondants appropriés, comme l'oxyde de fer et l'alumine. Il se dégage du gaz oxyde de carbone avec d'abondantes vapeurs de fluorure de silicium qu'on condense dans de l'eau.

M. Tessié du Mottay a employé quelque temps en grand ce procédé à Grossbiderstroff. Il en obtenait de l'acide à 5° Baumé.

Usages de l'acide fluorhydrique. — L'acide fluorhydrique attaquant d'une manière complète tous les silicates, les chimistes en font un usage assez fréquent pour l'analyse des minéraux naturels, notamment pour y rechercher les alcalis. Voici, en quelques mots, comment ils procèdent :

Ils placent le minéral qu'il s'agit de désagréger dans une capsule de platine avec un peu d'eau, et ils renferment cette capsule dans un ballon de plomb (fig. 620), fermé par un couvercle dont les jointures sont lutées avec du plâtre. Une lame de plomb qui s'élève verticalement dans ce ballon met la capsule à l'abri des matières qui pourraient être projetées.

Le ballon est ensuite relié à l'appareil de production de l'acide fluorique (fig. 621), qu'on chauffe modérément. L'acide fluorique en vapeurs vient au contact de l'eau et du minéral placés dans la capsule; la silice est dissoute et enlevée à l'état de gaz acide fluosilicique; dans la capsule restent les alcalis et les oxydes des silicates à l'état de fluorures.

Mais l'emploi le plus fréquent de l'acide fluorhydrique, c'est de servir à dessiner sur verre, à graver les divisions sur les tiges des thermomètres, sur les burettes et pipettes graduées, à la gravure des pierres dures, des poteries, des émaux, etc.

Pratique de la gravure sur verre. — Voici comment on s'y prend pour graver sur le verre.

On emploie l'acide gazeux ou liquide, selon le but qu'on se propose. Sous le premier état, il donne des traits opaques; sous le second, il en fournit de transparents.

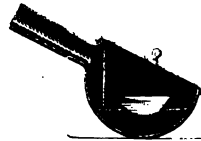


Fig. 620. — Partie de l'appareil pour l'attaque des silicates au moyen de l'acide fluorique.



Fig. 621. — Appareil complet pour l'attaque des silicates.

S'il s'agit, non de dépolir toute une surface, mais seulement de tracer quelques figures ou dessins, on agit de la manière suivante en employant l'acide gazeux :

On nettoie le verre, on le sèche bien, on le chauffe et on y verse un vernis fondu que l'on étale en couche homogène. Ce vernis, composé de 4 parties de cire jaune et de 1 partie de térébenthine ordinaire, est assez mou pour qu'il ne s'écaille pas par le refroidissement, et assez translucide pour qu'on puisse calquer un dessin placé au-dessous de la lame de verre. On passe alors une pointe ou un burin sur le vernis en suivant les traits du dessin, et on entame le vernis jusqu'au verre. Il faut de toute nécessité que, dans tous les endroits où l'on veut que l'acide agisse, le verre soit bien mis à nu et parfaitement net. Quand le dessin est tracé, on expose le verre ainsi préparé à l'action du gaz acide fluorhydrique.

Pour cela, on se sert d'une caisse en plomb, d'une forme corrélative à celle du corps que l'on veut soumettre à cette opération. On met dans ce vase du spath fluor pulvérisé, avec le double de son poids d'acide sulfurique concentré, on mêle bien, on place l'appareil sur un feu très-doux, et on pose sur son ouverture le verre qu'il s'agit de graver (*fig. 622*).

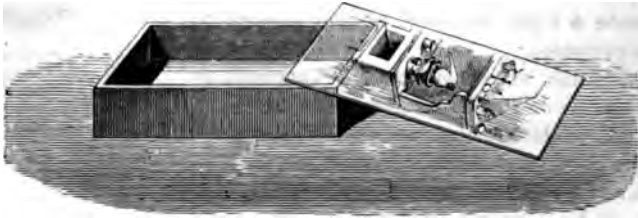


Fig. 622. — Gravure sur verre avec l'acide fluorique gazeux.

Au bout de quelques minutes à partir du moment où l'acide a commencé à se dégager, l'opération est terminée. On enlève le verre, on le chauffe légèrement pour fondre le vernis, on le nettoie avec de l'essence ou de l'esprit-de-vin, et on repasse, à l'aide d'un burin, les traits qui ne seraient pas bien venus.

Quand on veut employer l'acide liquide, on suit absolument le même procédé que pour la gravure à l'eau-forte sur cuivre, c'est-à-dire qu'après avoir fait le dessin sur le verre, comme je viens de le dire, on environne la surface qui doit être gravée d'un petit bourrelet de mastic, et on la recouvre d'une légère couche d'acide liquide étendu du tiers ou de la moitié de son volume d'eau. On laisse mordre l'acide sur le verre pendant un temps plus ou moins long, selon la profondeur des tailles qu'on veut obtenir ; puis on lave à l'eau, et en dernier lieu avec de l'essence pour dissoudre le vernis.

Voici des verres gravés par les deux procédés pendant le peu de temps que j'ai mis à vous décrire cette opération (1). C'est ainsi que

(1) En 1788, Puymaurin fils présenta à l'Académie des sciences une glace dont

sont gravées les divisions des instruments en verre, des thermomètres, burettes, aréomètres, etc.

On obtient de cette façon depuis les chiffres et les armoiries les plus simples jusqu'aux portraits, aux vues, aux vignettes qui peuvent servir pour impressions typographiques. On peut aussi introduire dans les traits plus profonds des fils métalliques d'or, d'argent, de platine, d'aluminium, et obtenir ainsi des damasquineries d'un excellent effet.

M. Kessler a composé, avec l'acide fluorhydrique et des fluorures alcalins, deux encres qui, lorsqu'on écrit sur verre ou sur cristal, laissent un trait blanc mat indélébile.

L'encre à écrire sur le verre contient un fluorhydrate acide d'ammoniaque, celle destinée au cristal est acidulée par l'acide acétique. L'encre qui grave le verre ne gravant pas le cristal, et inversement, on a ainsi un moyen rapide de distinguer ces deux matières.

Une encre de cette nature permet de réaliser le désir souvent exprimé du poinçonnage des aréomètres en verre par les vérificateurs de l'État. Il suffirait à l'employé chargé de ce service de signer son nom sur l'instrument. Il pourrait, en outre, y inscrire la limite de l'erreur pour chaque aréomètre.

Le mat produit par ces divers moyens, vu au microscope, est d'apparence cristalline. Il résulte, en effet, de l'adhérence sur la partie gravée d'un fluosilicate alcalin cristallisé qui fait fonction de réserve pointillée, et qui ne permet à l'acide de creuser qu'entre ses grains : c'est cette succession de petits points en relief et en creux qui produit la dispersion des rayons lumineux nécessaire à l'apparition du mat.

On se sert également des mêmes méthodes pour la peinture sur verre, la partie blanche corrodée pouvant recevoir ensuite, au feu de moufle, des couleurs variées.

Un autre moyen plus récent, qui a pris naissance en Angleterre, donne des teintes plates et des effets plus larges. La réserve formée de bitume de Judée dissous dans l'essence de térébenthine, n'est plus déposée uniformément pour être enlevée ensuite, elle est appliquée directement au pinceau, ce qui permet d'obtenir des tons unis gravés plus profondément, d'enlever par exemple une couche de verre bleu, rouge ou jaune, recouvrant un verre blanc, de manière à obtenir des dessins enlevés en blanc sur fond coloré, ou l'inverse.

Ce troisième procédé constituait déjà un progrès sur le précédent, mais il avait encore le défaut d'employer une main-d'œuvre trop coûteuse et trop rare, celle d'artistes peintres.

M. Kessler est parvenu à déposer en quelque sorte mécaniquement

la gravure représentait la chimie et le génie pleurant sur le tombeau de Scheele, qui a tant contribué à l'histoire de l'acide fluorique. Cet ouvrage, dit Haüy, intéressa doublement l'Académie par le choix du sujet et par le fini de l'exécution.

cette réserve, sous quelque forme que ce soit, et dès lors l'emploi de la gravure chimique a pris un développement considérable.

Son procédé, aujourd'hui dans le domaine public, a été d'abord et est encore maintenant employé dans les cristalleries de Baccarat et de Saint-Louis, et dans la fabrique de vitraux de M. Maréchal, de Metz.

Il consiste à imprimer sur papier avec une encre composée de :

Bitume de Judée.....	3 parties,
Stéarine.....	2 —
Essence de térébenthine.....	3 parties, plus ou moins suivant sa consistance,

le dessin qu'on veut réserver sur la pièce, à décalquer ce dessin sur l'objet à graver, puis à plonger cet objet dans un bain d'acide fluorhydrique ; enfin à enlever la réserve à l'aide d'un bain de lessive alcaline ou d'essence.

Pendant la gravure il se forme des fluosilicates alcalins avec le verre, et en outre du fluorure de plomb avec le cristal. Ces corps tendent à s'attacher à la surface vitreuse et à rendre la gravure inégale. Pour éviter ce défaut, on imprime à l'objet placé dans le bain un mouvement de rotation, à l'aide d'un mouvement d'horlogerie ou d'une transmission spéciale, qui empêche l'adhérence des sels, et permet d'obtenir une gravure aussi transparente que le cristal.

On rehausse quelquefois l'effet de cette gravure en matant les parties saillantes à l'aide d'une tôle enduite de sable fin ou d'émeri.

D'autres fois, on teint le creux de la gravure en jaune au moyen du chlorure d'argent.

Enfin, plus récemment, M. Kessler a trouvé, et MM. Tessié du Mottay et Maréchal fils ont propagé le moyen de graver en mat avec un mélange de fluorures alcalins et d'un acide étranger dissous dans l'eau.

M. Kessler emploie les fluorhydrates d'ammoniaque et de soude et l'acide sulfurique ou l'acide acétique. MM. Tessié et Maréchal ont recommandé un mélange de fluorhydrate de potasse et d'acide chlorhydrique saturé de sulfate de potasse ou d'ammoniaque.

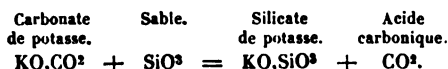
La gravure mate, n'ayant pas de profondeur, ne produit tout son effet que lorsqu'elle succède à la gravure brillante, seule employée du reste pour les enlevages de couleur.

Silicates alcalins. — Je ne terminerai pas l'histoire de l'acide silicique et de ses principaux composés sans vous dire quelques mots des *silicates alcalins solubles* et vous signaler les diverses circonstances dans lesquelles l'industrie et les beaux-arts peuvent en tirer parti.

Lorsqu'on chauffe fortement dans un creuset, à la forge, et jusqu'à fusion complète, un mélange de 15 parties de sable blanc ou de quartz pulvérisé, 10 parties de carbonate de potasse et 4 parties de charbon,



on obtient une masse vitreuse et boursouflée, brunâtre, qui n'est autre chose que du *silicate de potasse* coloré par un peu de charbon. Dans cette opération, l'acide silicique déplace l'acide carbonique, qui se dégage avec effervescence; la réaction peut donc se traduire ainsi :



Le charbon est fort utile, parce qu'il facilite beaucoup la réaction, et empêche qu'il ne reste du carbonate de potasse indécomposé.

Liqueur des cailloux. — Verre soluble. — En traitant la masse calcinée par 5 à 6 fois son poids d'eau bouillante, le silicate se dissout peu à peu, et fournit une solution incolore alcaline. C'est ce que les anciens chimistes nommaient la *liqueur des cailloux*, parce qu'ils employaient les *silex* ou *cailloux* pour sa préparation.

Si l'on concentre cette liqueur jusqu'en consistance sirupeuse, et qu'on l'applique au pinceau à la surface du bois ou d'une toile, elle se dessèche rapidement et forme un enduit vitreux; si on la chauffe dans une capsule jusqu'à siccité, elle fournit une masse blanche, transparente, vitreuse, sans dureté et insoluble dans l'eau froide, mais lentement soluble dans l'eau chaude. On l'appelle *Wasserglass* ou *Verre soluble*.

Lorsque, dans la dissolution du silicate de potasse, on verse un léger excès d'acides chlorhydrique ou sulfurique, on met en liberté l'acide silicique, qui se dépose en gelée blanche plus ou moins épaisse, si les liqueurs sont suffisamment concentrées. En lavant bien cette gelée et la desséchant au rouge dans une capsule, il reste une poudre insipide, opaque, insoluble dans tous les acides, moins l'acide fluorique. Tel est le moyen qu'emploient habituellement les chimistes pour se procurer de l'acide silicique pur.

En remplaçant, dans les opérations précédentes, le carbonate de potasse par le carbonate de soude, on obtient le *silicate de soude*, qui a les mêmes propriétés générales que le silicate de potasse.

Un chimiste bavarois, Fuchs, s'est servi, en 1820, du verre soluble pour préserver toutes les matières combustibles des atteintes du feu. Sa dissolution plus ou moins concentrée, appliquée sur les toiles, le papier, les bois, etc., les rend incombustibles, parce qu'il se forme à la surface de ces matières, par la dessiccation, un enduit vitreux, fusible par la chaleur et capable de les garantir du contact de l'air nécessaire à leur combustion. Malheureusement, les objets ainsi préparés deviennent tellement roides, qu'il est impossible de s'en servir; de plus, le prix de la toile et du papier en est considérablement augmenté.

Bien que le verre fusible de Fuchs soit un moyen imparfait et peu praticable en grand pour empêcher l'inflammation des matières combustibles, on l'a néanmoins fait servir à la préparation du bois et des matières employés lors de la reconstruction du théâtre de Munich. Il paraît que même actuellement, grâce au docteur Wilde, ce moyen de préserver de l'incendie les boiseries et toutes

les charpentes des habitations, prend en Allemagne beaucoup de développement. Les pièces de bois sont d'abord saturées d'une solution très-faible de silicate de potasse, aussi neutre que possible, et quand elles sont sèches, on leur donne une ou deux couches de la même solution, mais plus concentrée.

Gay-Lussac avait proposé, en 1821, pour obtenir le même résultat, d'imprégner les objets combustibles de sels ammoniacaux, de borax, mais surtout d'un mélange à parties égales de sel ammoniac et de phosphate d'ammoniaque, ou de sel ammoniac et de borax. L'idée d'employer le phosphate d'ammoniaque pour préserver les corps de la combustion, date du siècle dernier; elle est due à un certain Arrfd, Saxon d'origine, qui en fit l'expérience en présence du duc Frédéric de Brunswick, en 1786. Mais le phosphate d'ammoniaque, outre qu'il altère les couleurs et les tissus, a le grave inconvénient d'être décomposé par le charbon à la chaleur rouge et de fournir du phosphore, ce qui ne serait pas le moyen, dans le cas d'un incendie intense, d'arrêter les progrès du feu. Le borate d'ammoniaque serait préférable, si son prix élevé n'y mettait obstacle.

En 1841, M. de Breza a indiqué l'emploi d'un mélange de 60 grammes d'alun, 60 grammes de sulfate d'ammoniaque, et 30 grammes d'acide borique, qu'on dissout dans un litre d'eau, auquel on ajoute 19 grammes de gélatine et 6 grammes d'empois. Les objets imprégnés ou revêtus de cette composition sont non-seulement ininflammables, mais préservés de l'attaque des insectes sous tous les climats. — M. Morin, de Genève, a conseillé l'oxyde de zinc de préférence; mais les sels précédents sont d'un emploi plus commode. En tout cas, ils ne préservent pas d'une manière indéfinie les tissus exposés à la pluie, et il est nécessaire de recharger ceux-ci de temps en temps de matières minérales pour les mettre à l'abri de l'inflammation. Il en est de même pour les tissus exposés à être froissés ou pliés fréquemment.

Les tissus de coton et autres étoffes légères trempés dans une simple dissolution de sulfate d'ammoniaque ou de tungstate de soude, ainsi qu'on le fait en Angleterre, sont rendus complètement ininflammables, sans rien perdre de la vivacité de leurs couleurs. Comme ces sels ne sont pas d'un prix élevé, vous comprenez l'utilité d'une méthode si simple, qui permet d'éviter les accidents déplorables qui ne sont que trop nombreux, surtout dans les bals et sur les théâtres.

A l'occasion de la triste catastrophe qui, en 1856, a anéanti en quelques heures le superbe théâtre de Bruxelles, M. Henri Masson a conseillé, comme agent préservateur des tissus et du bois, le chlorure de calcium, qui résiste sans se décomposer à la température la plus élevée, qui n'altère aucunement les couleurs, qui augmente la dureté du bois en le préservant des ravages des insectes, et dont le prix est aussi modique que possible. Malheureusement ce sel est très-déliquescent et il est à croire qu'il ne resterait pas longtemps à la surface des corps. C'est à l'expérience à prononcer sur la valeur du conseil donné par le chimiste belge.

Au surplus, ces moyens de rendre les bois incombustibles ne sont pas, comme on l'a prétendu, une découverte moderne. Les architectes de la Grèce et de Rome connaissaient la propriété qu'ont les solutions de sels alcalins et alumineux de rendre le bois ininflammable. Aulu-Gelle raconte que Sylla, assiégeant le Pirée, ne put, malgré tous ses efforts, parvenir à brûler une tour en bois construite par Archélaüs. Il se trouva que le bois de cette tour était recouvert d'alun. En 1740, J. Faggot communiqua à l'Académie des sciences de Stockholm des observations sur le moyen de garantir le bois de l'action du feu et de la pourriture. Ce moyen consistait à imprégner le bois d'une eau dans laquelle on avait dissous de l'alun, du sulfate de fer ou un autre sel astringent. Salberg, en 1744, entra dans de plus grands développements sur cette question.

Silicatisation. — Depuis une vingtaine d'années, M. Kuhlmann, de Lille, a donné une nouvelle importance au silicate de potasse, en



s'en servant avec succès pour durcir la pierre à bâtir, le plâtre, et pour fixer des matières colorantes à la surface des pierres, du verre, des métaux, du papier et des tissus.

Ce savant chimiste a été amené à ces importantes découvertes par l'affinité de la chaux pour la silice. En délayant cette matière alcaline ou de la craie en poudre dans une solution de silicate de potasse, il obtient un mastic durcissant au contact de l'air. La craie, en morceaux ou en pâte artificielle, étant plongée dans la même liqueur, puis exposée à l'air, perd sa texture poreuse, devient compacte et acquiert une dureté excessive. Le rôle de l'air, dans ce cas, est de séparer, par son acide carbonique, une partie de la silice du silicate, et cette silice, en présence d'une suffisante quantité de carbonate de chaux, passe à l'état de silicate de chaux.

Cette transformation remarquable des calcaires tendres et poreux en pierres dures, a été nommée par M. Kuhlmann, *Silicatisation*. Vous comprenez facilement l'immense parti que l'art de bâtir peut en tirer. Des ornements inaltérables à l'humidité, et d'une grande dureté, peuvent être obtenus à des prix peu élevés; et, dans beaucoup de cas, un badigeonnage fait avec une dissolution de silicate de potasse peut servir à préserver d'une altération ultérieure d'anciens monuments construits en calcaire tendre; ce même badigeonnage peut devenir d'une application générale dans les contrées où, comme en Champagne, la craie forme presque l'unique matière propre aux constructions.

Le même procédé, appliqué au plâtre, lui donne la dureté du marbre.

Dans les travaux du nouveau Louvre, on a utilisé l'ingénieux moyen de M. Kuhlmann : les statues de pierre qui en ornent les façades ont reçu des couches de sa dissolution siliceuse. Il en a été de même pour les principaux ornements de Notre-Dame de Paris.

Dans l'opération de la silicatisation, certaines pierres restent trop blanches, alors que certains calcaires ferrugineux prennent une nuance trop sombre. Dans le premier cas, on remédie à l'inconvénient en faisant usage du silicate double de potasse et de manganèse; dans le second, en mélangeant au silicate simple de potasse un peu de sulfate de baryte artificiel, qui entre en combinaison avec le silicate de chaux formé.

Pour remplir les joints, M. Kuhlmann emploie un mortier obtenu avec du silicate de potasse et de la pierre calcaire, le tout réduit en poudre fine avant son emploi et appliqué à l'état de pâte liquide.

Craignant que la potasse, qui devient libre dans la silicatisation des pierres, ne finisse par éprouver la nitrification (bien que, depuis 1841, des pierres silicatées n'aient fourni aucune trace de salpêtre), et pour éviter, en employant la soude, les efflorescences que celle-ci provoque, M. Kuhlmann a eu l'idée d'enchaîner la potasse dans une combinaison tout à fait insoluble au moyen de l'acide hydrofluosilicique. Pour cela, après la silicatisation des pierres tendres et poreuses, il les imprègne

d'une dissolution de plus en plus forte de cet acide, ce qui donne lieu à un fluosilicate de potasse insoluble, et prévient la formation ultérieure du salpêtre, aussi bien que toute humectation.

Les matières colorantes minérales qui servent dans la peinture, soit en détrempe, soit à l'huile, possèdent, comme la chaux, la propriété d'absorber l'acide silicique, en sorte qu'en les délayant dans du silicate de potasse et les appliquant au pinceau sur les surfaces à peindre, que ces surfaces soient en pierre, en bois, en verre, en porcelaine ou en métal, ces couleurs y adhèrent solidement et acquièrent très-rapidement une dureté excessive. Elles supportent impunément l'action de l'air et de l'eau. Le silicate de potasse offre donc l'inappréciable avantage de supprimer l'huile cuite et l'essence de térébenthine, qui sont les excipients ordinaires des couleurs de la peinture dite à l'huile. Au double point de vue de l'hygiène et de l'économie, il y a là un immense progrès.

Sur verre, les couleurs préparées au silicate de potasse ont une demi-transparence qui permet de les utiliser dans la confection des vitraux, sans qu'il soit nécessaire de les vitrifier par l'action du feu.

M. Kuhlmann a encore appliqué ses procédés à la fabrication des papiers peints, à l'impression typographique, à celle des étoffes, à la dorure, etc. La manière d'opérer diffère très-peu du mode habituel pour chacun de ces cas. Avec le silicate de potasse, on fixe facilement sur les tissus l'or, l'argent en poudre ou en feuilles, l'outremer et les autres substances insolubles, pour lesquelles on a employé jusqu'ici l'albumine. Les tissus ainsi imprimés peuvent être soumis au lavage et au savonnage, sans que les couleurs en soient aucunement altérées.

Fabrication des silicates alcalins. — Dans ses usines du département du Nord, M. Kuhlmann a organisé la fabrication du silicate de potasse avec assez d'économie et sur une assez grande échelle pour permettre bientôt à chaque architecte d'effectuer la silicatisation à un prix qui ne dépassera pas 1 fr. par mètre carré de surface, et à chaque peintre décorateur d'en recouvrir les murs et les lambris à des prix qui ne dépasseront pas ceux des peintures ordinaires. La préparation de ce sel est devenue aussi simple que possible, puisqu'elle consiste à faire réagir à chaud, sous la pression de plusieurs atmosphères, la lessive caustique de potasse sur le silice pulvérisé; la dissolution s'en opère, dans ces conditions, avec une merveilleuse facilité. Le silicate de potasse est livré au commerce en solution marquant 35°, au prix de 30 fr. les 100 kilogrammes.

Depuis 1852, le silicate de soude joue un assez grand rôle dans les fabriques d'indiennes de France et d'Angleterre comme *sel à bouser*. Je reviendrai plus tard sur cette application. On le trouve, dans le commerce, ou en masses translucides de couleur jaune de succin, ou en dissolution concentrée marquant 45°.



On peut s'en servir avec avantage comme corps collant ; il est, sous ce rapport, supérieur à ceux qu'on a employés jusqu'ici pour réunir des fragments de verre et de porcelaine, pour recoller les vases de cette nature qui ne sont pas destinés à recevoir de l'eau bouillante.

De l'Étain.

Historique. — La connaissance et la mise en œuvre de l'étain, presque à l'enfance des Sociétés asiatiques, les plus anciennes du monde, n'ont rien qui doive surprendre. Il est très-abondant, sous forme d'oxyde, en Perse, en Chine et dans les Indes, et il se trouve, comme l'or, dans les terrains d'alluvion dont l'exploitation est très-facile. De plus, le traitement du minerai n'offre pour ainsi dire aucune difficulté, puisqu'il suffit de le chauffer avec du charbon dans un petit fourneau grossier pour obtenir promptement un culot métallique. Enfin, il faut si peu de chaleur (28°) pour fondre celui-ci que lorsqu'il est en cet état on peut le couler sur du papier ou du linge sans brûler ces matières organiques.

Cette facilité d'extraction et de travail explique très-bien comment il se fait que les Espagnols, en pénétrant au Mexique, trouvèrent le même métal dans les mains des indigènes, sous forme de monnaie, ce qui implique l'ancienneté de son usage.

Longtemps avant l'ère chrétienne, les navigateurs phéniciens et carthaginois, après avoir traversé le détroit de Gadès (Cadix), allaient s'approvisionner d'étain, de cuivre et de plomb, aux *îles Cassitérides*, situées dans l'Atlantique, à l'angle sud-ouest de la Grande-Bretagne, et qui ne sont autres que les îles Sorlingues (en anglais *Scilly*) de nos jours, en face du comté de Cornouailles (1).

Après la destruction de Carthage par les Romains, ce furent les Phocéens de Marseille qui s'emparèrent de ce commerce, et ils transportaient l'étain anglais à Narbonne qui devint ainsi l'entrepôt général de cette marchandise.

L'Espagne, sous la domination romaine, fournissait aussi à l'Europe et à l'Afrique des quantités assez considérables d'étain.

Aujourd'hui, ce métal provient surtout des anciennes mines de

(1) L'anecdote suivante racontée par Strabon montre que les Phéniciens tiraient un grand bénéfice du commerce de l'étain et des autres métaux avec les habitants des Sorlingues et de Cornouailles et voulaient en conserver le monopole :

« Dans les temps les plus anciens, dit le géographe d'Amasia, les Phéniciens étaient les seuls qui faisaient le commerce de ces îles, qu'ils avaient soin de cacher aux autres. Ils furent une fois suivis par un vaisseau romain qui voulait découvrir où ils allaient ; le capitaine, s'en apercevant, fit donner son bâtiment dans des bas-fonds, où les Romains qui le suivaient furent pris, et d'où le Phénicien s'échappa en faisant jeter à la mer une partie de sa cargaison. Ses concitoyens furent si satisfaits de sa conduite, qu'ils lui firent payer des dommages par le trésor public. » (Strabon, III, p. 175.)

Devon et de Cornouailles, qui semblent inépuisables, de celles de la Bohême et de la Saxe, qui ont commencé à être exploitées vers le milieu du treizième siècle, du Mexique, et enfin des mines de la Malaisie, c'est-à-dire de la presqu'île de Malacca, qui paraissent les plus étendues et les plus riches du monde. Ce fut seulement au commencement du siècle dernier qu'on découvrit, par hasard, les gisements de Banca, les plus productifs qu'on ait encore trouvés. C'est par la voie des Pays-Bas que l'Europe et même l'Amérique reçoivent la plus grande partie de l'étain provenant de la Malaisie.

Les chiffres suivants vous donneront, Messieurs, une idée de la production relative des mines d'étain de ces divers pays :

Des mines de l'Angleterre, on retire annuellement	1,404,200 kil. de métal.	
Des mines d'Allemagne.....	420,000	—
Des mines de la presqu'île et de l'archipel malais.	3,450,000	—

État naturel. — Le minerai qui constitue toutes ces mines est un des oxydes de l'étain, celui que les chimistes nomment *Acide stannique*, SnO_2 , et les minéralogistes *Cassitérite*, qui rappelle le nom grec de ce métal, *cassiteros* (1). Il se montre en filons *a, a* (fig. 623), ou en amas

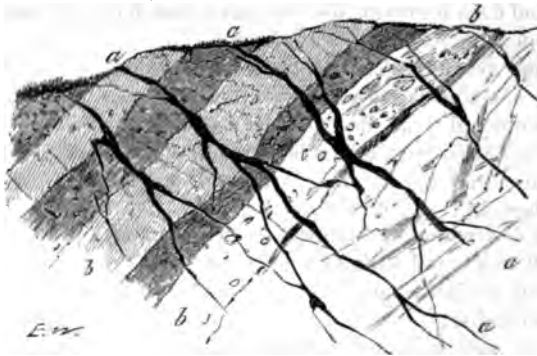


Fig. 623. — Disposition des filons d'étain dans les roches anciennes de Cornouailles.

puissants, dans des roches graphitoïdes *b, b, b*, ou sous forme de grains, de morceaux roulés dans des sables d'alluvion : c'est sous ce dernier état qu'il est le plus pur ; l'étain de la Malaisie ou des Indes, comme on l'appelle, appartient à cette catégorie.

La France ne possède que de faibles gîtes de ce minéral dans la

(1) Le mot français *Étain* dérive du nom latin *Stannum* qu'on retrouve plus ou moins reconnaissable dans toutes les langues européennes : ainsi *stæu* en celtique ou breton, *stagn* en italien, *estaño* en espagnol, *zin* en allemand, *tin* en anglais.



Loire-Inférieure, le Morbihan, la Creuse et la Haute-Vienne. Tous ont été exploités dans des temps fort reculés ; de nos jours les seuls qui le soient encore sont ceux de Piriac, à l'embouchure de la Vilaine et de la Loire, sur le rivage même de l'Océan, et ceux de Vautry, près de Limoges ; mais leur production est insignifiante : aussi est-ce de l'étranger que la France tire annuellement les 3 ou 4 millions de kilogrammes d'étain dont elle a besoin.

Extraction. — L'extraction du métal de son minerai est assez simple, surtout quand celui-ci provient des terrains d'alluvion. On trie, on bo-



Fig. 624. — Tables dormantes pour le lavage des minerais d'étain.

carde les grains et cailloux roulés, on lave ensuite la poudre sur des tables ou dans de grandes auges (fig. 624) pour enlever les matières terreuses, puis on la mêle avec du charbon de bois et on la jette dans un fourneau d'une forme spéciale, dit *fourneau à manche*, parce qu'il est alimenté par un soufflet (*mancha*, en langue catalane). Ce fourneau (fig. 625) est un cylindre vertical J, J, en fonte, revêtu d'argile, de 3 mètres de hauteur, dans lequel une machine soufflante lance de l'air par la tuyère D.

L'oxyde d'étain est réduit par l'oxyde de carbone qui se forme dans le bas du fourneau F, et l'étain métallique liquéfié coule avec les scories fluidifiées dans un premier bassin I, placé à l'extérieur. On enlève de temps en temps les scories qui

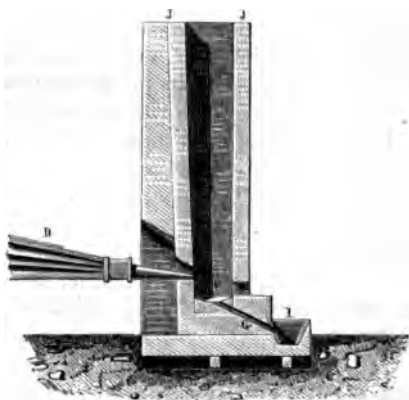


Fig. 625. — Fourneau à manche.

montent à la surface du bain, et quand celui-ci remplit complètement le bassin, on débouche le trou de coulée pour que le métal passe dans un second bassin, dit *de réception*.

Là, l'étain laisse déposer les métaux étrangers (fer, cuivre), moins fusibles; on réduit les dernières traces d'oxyde et on isole les crasses encore interposées, en plongeant dans le bain, au moyen d'un châssis de fer, des morceaux de charbon mouillé, ou des fragments de bois vert; l'eau qui se dégage en vapeurs, ou les gaz provenant de la carbonisation du bois, agitent toutes les parties métalliques et entraînent à la surface les matières étrangères. Enfin, on enlève les crasses et on coule l'étain dans des moules pour le livrer au commerce.

Lorsque le minerai provient de filons, on le soumet, avant son traitement par le charbon, à un grillage dans un fourneau à réverbère pour brûler et vaporiser l'arsenic, et décomposer les sulfures de fer et de cuivre qui l'accompagnent toujours; on jette la matière encore rouge dans des cuves pleines d'eau pour dissoudre les sulfates de fer et le cuivre formés pendant le grillage. L'oxyde d'étain se dépose, en mélange avec des oxydes de fer et de cuivre; mais comme ces derniers sont bien plus légers, on les sépare en majeure partie par des lavages sur des tables.

Impureté de l'étain. — Purification. — L'étain obtenu dans ce dernier cas est généralement allié à de petites quantités d'autres métaux, tels que fer, cuivre, plomb, antimoine, zinc, bismuth, et il renferme en outre plus ou moins d'arsenic. Ce sont surtout les étains d'Allemagne et du Mexique qui sont les plus impurs.

Deux procédés sont employés en grand pour purifier ce métal. L'un d'eux, connu sous le nom de *liquation*, consiste à placer le métal impur sur la sole inclinée d'un four à réverbère à une température un peu supérieure à celle qui est nécessaire à la fusion de l'étain. La plus grande partie de celui-ci s'écoule hors du four, tandis qu'il reste sur la sole, comme étant moins fusible, un alliage d'étain et de tous les métaux étrangers.

L'autre procédé d'affinage consiste à fondre le métal impur dans un four où l'air n'a qu'un accès limité. Dans ces conditions, les métaux étrangers s'oxydent de préférence avec une partie de l'étain, tandis que la majeure partie de ce dernier se maintient à l'état métallique; on enlève les crasses de la surface du bain avant de le diriger dans les moules.

Essais de l'étain commercial. — Les marchands jugent de la qualité de l'étain en le fondant à une douce chaleur et en examinant l'aspect de sa surface au moment où la solidification a lieu.

L'étain le plus pur est le plus blanc, le plus brillant, et celui qui présente le moins d'indices de cristallisation.



Si la surface du métal figé est d'un blanc mat et offre des ramifications cristallines, il est allié à des métaux étrangers.

Il n'y a qu'un seul moyen d'avoir de l'étain absolument pur, c'est de réduire par le charbon dans un creuset brasqué l'acide stannique préparé artificiellement.

Variétés commerciales. — Voici les diverses espèces d'étain du commerce, avec leurs caractères spéciaux, leurs modes d'emballage et leur destination.

1° ÉTAIN ANGLAIS. — Vient du comté de Cornouailles. Comprend quatre variétés :

A. *Étain anglais ordinaire.* Arrive sous diverses marques ; la plus anciennement connue est celle du *mouton*. — Dur, d'une assez grande pureté, assez facile à fondre et à travailler, d'un blanc mat, quand il est coulé depuis peu.

Emballage. Blocs de 150 à 170 kil. — Lingots de 30 à 40 kil. — Baguettes de la grosseur du doigt, longues de 48 à 49 centimètres, et du poids de 122 à 152 grammes. Sous cette dernière forme, il est mis en barils d'environ 200 kilogr.

Emploi. Poterie d'étain. Étamage du fer-blanc. Boutons de troupe. Alliages.

B. *Étain anglais raffiné.* D'un blanc plus pur que le précédent, plus souple, plus flexible, plus fusible, ayant un demi-brillant dont on tire parti pour l'emploi qu'on en fait.

Emballage. Comme le premier.

Emploi. Étamage des ustensiles de cuisine et du fer-blanc demi-brillant.

C. *Étain grain.* Brillant supérieur aux précédents ; possède toutes les qualités du métal au plus haut degré de pureté.

Emballage. Comme les précédents, en blocs et en lingots.

Emploi. Teinture, fabrication des couleurs, étamage du fer-blanc brillant et des glaces.

D. *Étain grain en larmes.* Supérieur au précédent ; d'une pureté parfaite ; présente l'apparence d'une cristallisation brillante et régulière.

Emballage. Barils de divers poids.

Emploi. Opérations les plus délicates, et surtout la teinture.

2° ÉTAIN BANCA. — De l'île de Banca, dans la mer des Indes. Deux variétés :

A. *Étain Banca brillant.* Doux, souple, ductile, élastique, ployant, facile à fondre et à laminier, d'une très-grande pureté et d'un blanc bleuâtre éclatant.

Emballage. Saumons d'environ 30 kilogrammes.

Emploi. Étamage du fer-blanc brillant et des glaces. Teinture et produits chimiques.

B. *Étain Banca terne.* Couleur terne qui indique la présence d'un métal étranger.

Emballage. Comme le premier.

Emploi. Peu employé à cause de son infériorité.

3° ÉTAIN MALACCA. — De la presqu'île de Malacca. Rare dans le commerce. Le premier de tous les étains. Très-brillant, doux, souple, flexible, ductile, léger et d'une pureté parfaite.

Emballage. Blocs de forme carrée avec les quatre angles retroussés, pesant de 500 grammes à 1 kilogramme et appelés *chapeaux*. Barils de divers poids.

Emploi. Propre à tous les usages, plus particulièrement à la teinture et à l'étamage des glaces.

4° ÉTAIN DU MEXIQUE. — Un des moins estimés.

Gris noirâtre, dur, sec, cassant, non ductile, et allié à plusieurs métaux étrangers.

Il y en a de deux qualités : *l'étain brillant* et *l'étain terne*.

Emballage. Arrive par la voie de Bordeaux en blocs de 25 kilogr.

Emploi. Différents usages métalliques. Raffiné, il peut remplacer l'étain anglais ordinaire.

5° ÉTAIN D'ALLEMAGNE. — Vient de la Bohême, de la Saxe. C'est le plus inférieur de tous, en raison de la plus grande proportion de métaux étrangers.

Il a les mêmes caractères que celui du Mexique.

Emballage. En blocs et en saumons de divers poids.

Emploi. Alliages. Peu employé à cause de son infériorité.

Caractères distinctifs. — L'étain est un métal blanc, qui se rapproche de l'argent par son aspect et son éclat, mais il se ternit très-promptement à l'air par une oxydation superficielle.

Il communique aux doigts une odeur particulière.

Quand il est en baguettes, on le ploie aisément, mais alors il fait entendre un craquement qu'on appelle le *cri de l'étain*, et qui est d'autant plus fort que le métal est plus pur ; ce bruit est dû au brisement des cristaux rudimentaires que renferme la masse (1).

Il est mou et très-malléable ; on peut le réduire par le battage en feuilles excessivement minces.

Lorsqu'on le maintient en fusion dans un têt au contact de l'air, il brûle comme de l'amadou, se couvre d'une pellicule grisâtre qui consiste en protoxyde, SnO , et qui se renouvelle à mesure qu'on l'enlève ; en continuant à chauffer, cet oxyde absorbe une nouvelle dose d'oxygène et se change en une poudre blanchâtre qui est du bioxyde ou acide stannique SnO_2 .

(1) Ce caractère n'appartient pas uniquement à l'étain ; le zinc pur et même le zinc du commerce le possèdent également, d'après M. Boutigny ; il en est de même du cadmium coulé en petits lingots, d'après Lassaigue, et du bismuth, d'après Chaudet.



C'est cet acide, ainsi produit, qu'on appelle vulgairement *potée*, et qu'on fait servir à la fabrication des émaux ; on s'en servait jadis pour polir les glaces.

Habituellement on ajoutait un peu de plomb à l'étain qu'on voulait convertir en *potée*, de sorte que celle-ci était alors un *stannate* d'oxyde de plomb. L'addition du plomb rend l'oxydation de l'étain beaucoup plus prompte, probablement à cause de l'affinité des deux oxydes ; et en effet, lorsqu'on chauffe au rouge un alliage de ces deux métaux, il s'enflamme et continue à brûler tout seul ; il se fait alors un *stannate* d'oxyde de plomb.

Il n'est aucun de vous qui n'ait regardé ces ouvriers nomades, ces *rafistoleurs* ou *étameurs* (1) qui, au coin des rues, refondent les vieilles cuillères d'étain, et qui ne les ait vus enlever avec soin, de la surface du métal fondu, cette pellicule grisâtre qu'ils appellent la *crasse*. Plus ils chauffent, plus ils en obtiennent, et plus, par conséquent, ils rajoutent d'étain à celui qu'on leur a donné. C'est là un double bénéfice pour eux, car cette *crasse*, qu'ils ont l'air de dédaigner, leur fournit de l'étain pur, lorsqu'ils la calcinent avec du charbon ; ce qu'ils ne manquent pas de faire, quand ils ne sont plus sous les yeux du public.

L'étain est un des métaux les plus fusibles, car on peut le couler, dans son état de fusion, sur du papier ou du linge sans brûler ces matières organiques.

En raison de sa mollesse, on ne peut le réduire en poudre par la percussion. Pour l'avoir dans cet état, on le fond, on le coule dans une boîte sphérique, dite *boîte à savonnette*, et on l'agite vivement jusqu'à ce qu'il soit solidifié ; on passe ensuite au tamis pour séparer les grenailles de la poudre fine. Aux Indes, on coule le métal fondu dans un bambou traversé, dans tous les sens et dans toute sa longueur, par un grand nombre de chevilles, et on imprime au bambou un mouvement rapide de va-et-vient. On obtient ainsi une poudre impalpable qui sert à faire, sur le bois, des dessins auxquels on donne un vif éclat métallique, à l'aide d'un brunissoir en bois dur.

Le meilleur procédé, toutefois, pour avoir de l'étain très-divisé, c'est de le précipiter de ses dissolutions salines à l'aide de lames de zinc

(1) Ces ouvriers, qui descendent des montagnes de l'Auvergne, de la Forêt-Noire, des Alpes et de la Harzt, sont désignés sous le nom d'*épingliers* dans quelques-unes de nos provinces, et sous celui de *magniëns*, ou de *Péireroux* dans d'autres. Ils forgent, ils fondent et soudent les métaux, font des clous, des pointes, taraudent des vis, raccommodent les serrures, nettoient les horloges, font des couteaux, restaurent les écumoirs, rapiècent et étament les vases de fer-blanc, de fer battu, de cuivre, rhabillent les parapluies, rajustent les vases de faïence brisés, moulent la fonte et pratiquent même la fonte de l'acier. Obligés à voyager avec un attirail forcément réduit au strict nécessaire, ces artistes cumulards n'en suffisent pas moins à tout. Ils ont dû exister de tout temps, et ce sont probablement les premiers métallurgistes connus. (Fournet, *Du mineur, son rôle et son influence sur les progrès de la civilisation*. 1 vol. in-8, Lyon, 1862.)

(fig. 626) ; il est alors en poussière noire et sans éclat ; on l'applique sur le papier, et, par un lustrage, on obtient ce que l'on appelle le *papier étamé*.

L'étain est à peine attaqué par l'acide sulfurique, mais l'acide azotique



Fig. 626. — Précipitation de l'étain de ses dissolutions par une lame de zinc.



Fig. 627. — Réaction de l'étain sur l'acide azotique.

du commerce agit sur lui avec une si grande violence, même à froid, que les alchimistes disaient que l'eau-forte *dévore* ce métal (fig. 627). Il se trouve converti en une poudre blanche insoluble, qui est un hydrate d'acide stannique, $5(\text{SnO}_2, 2\text{HO})$, que l'on désigne sous le nom d'*acide métastannique*. Il y a toujours, dans ce cas, comme je vous l'ai déjà dit, formation d'une certaine quantité d'ammoniaque. Ce qu'il y a de curieux, c'est que l'acide azotique monohydraté n'a aucune action sur le métal ; mais aussitôt qu'on y ajoute quelques gouttes d'eau, l'attaque se produit avec une grande énergie.

L'étain se dissout très bien dans les dissolutions alcalines concentrées et bouillantes, en donnant lieu à un dégagement d'hydrogène et à la formation de *stannates* solubles, par suite de la décomposition de l'eau. Il se dissout également bien, par suite de la même cause, dans les solutions concentrées de sel ammoniac, d'alun, de sulfate de potasse, etc.

Chlorures d'étain. — De même qu'il y a deux oxydes de l'étain, un protoxyde SnO et un oxacide SnO_2 , dont il vient d'être question, de même aussi il y a deux chlorures, ainsi composés :

	Protochlorure.	Bi ou Perchlorure
Étain.....	62,39	45,34
Chlore.....	37,61	54,66
	<hr/> 100,00	<hr/> 100,00
Symboles	SnCl	SnCl_2



Ces chlorures, en raison de leur emploi fréquent dans la teinture et l'impression des tissus, méritent de nous arrêter pendant quelques instants.

1. Le *protochlorure* s'obtient en traitant l'étain en grenailles par l'acide chlorhydrique concentré. On opère dans des vases de grès que l'on chauffe au bain de sable ; l'étain doit toujours être en excès. La réaction est très-vive ; il se dégage avec effervescence du gaz hydrogène dont l'odeur est fétide. Lorsque l'acide est saturé, on décante la dissolution que l'on concentre à 60 ou 66° ; elle se prend en masse cristalline par le refroidissement. C'est là le *sel d'étain* du commerce.

On pourrait l'avoir en octaèdres volumineux bien réguliers contenant 2 équivalents d'eau : $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{HO}$; mais les teinturiers et les indienneurs ne voulant employer que celui qui est en petites aiguilles brillantes, on est obligé de concentrer assez les liqueurs pour avoir une cristallisation en masse.

Ce composé, blanc, d'une saveur astringente très-forte, d'une odeur caractéristique qu'on a comparée à celle du poisson pourri, a une réaction très-acide au tournesol. Il faut le conserver à l'abri de l'air ; car autrement il jaunit, il absorbe de l'oxygène, de l'humidité, et donne naissance alors à un mélange d'acide stannique, de bichlorure d'étain et d'acide chlorhydrique.

Sa dissolution aqueuse s'altère encore plus vite, aussi ne doit-on la faire qu'au moment de s'en servir. Il faut toujours aciduler l'eau dans laquelle on veut le dissoudre, car l'eau pure le décompose en partie, en précipitant une poudre d'un blanc jaunâtre, qui est un oxychlorure : $\text{SnCl} + \text{SnO}$.

Le caractère essentiel de ce composé, c'est d'enlever l'oxygène et le chlore à tous les corps qui en sont saturés. Voilà pourquoi il joue un rôle si important dans les laboratoires et dans les ateliers des indienneurs. Son action réductrice s'exerce même à froid ; en voici la preuve :

Je projette une certaine quantité de ce composé dans de l'acide azotique concentré ; immédiatement vous voyez apparaître des torrents de vapeurs rutilantes (fig. 628).

Je verse quelque peu de sa dissolution dans cette liqueur d'un rouge intense qui contient du permanganate de potasse ; aussitôt la couleur disparaît, parce que l'acide permanganique rouge redescend à l'état de protoxyde de manganèse incolore.

Les composés ferrugineux forment, comme vous le savez, des taches de rouille très-persistantes sur le linge ; imbinez les endroits tachés



Fig. 628. — Action du protochlorure d'étain sur l'acide azotique.

(fig. 626) ; il est alors en poussière noire et sans éclat ; on l'applique sur le papier, et, par un lustrage, on obtient ce que l'on appelle le *papier étamé*.

L'étain est à peine attaqué par l'acide sulfurique, mais l'acide azotique



Fig. 626. — Précipitation de l'étain de ses dissolutions par une lame de zinc.



Fig. 627. — Réaction de l'étain sur l'acide azotique.

du commerce agit sur lui avec une si grande violence, même à froid, que les alchimistes disaient que l'eau-forte *dévore* ce métal (fig. 627). Il se trouve converti en une poudre blanche insoluble, qui est un hydrate d'acide stannique, $5(\text{SnO}_2, 2\text{HO})$, que l'on désigne sous le nom d'*acide métastannique*. Il y a toujours, dans ce cas, comme je vous l'ai déjà dit, formation d'une certaine quantité d'ammoniaque. Ce qu'il y a de curieux, c'est que l'acide azotique monohydraté n'a aucune action sur le métal ; mais aussitôt qu'on y ajoute quelques gouttes d'eau, l'attaque se produit avec une grande énergie.

L'étain se dissout très bien dans les dissolutions alcalines concentrées et bouillantes, en donnant lieu à un dégagement d'hydrogène et à la formation de *stannates* solubles, par suite de la décomposition de l'eau. Il se dissout également bien, par suite de la même cause, dans les solutions concentrées de sel ammoniac, d'alun, de sulfate de potasse, etc.

Chlorures d'étain. — De même qu'il y a deux oxydes de l'étain, un protoxyde SnO et un oxide SnO_2 , dont il vient d'être question, de même aussi il y a deux chlorures, ainsi composés :

	Protochlorure.	Bi ou Perchlorure
Étain.....	62,39	45,34
Chlore.....	37,61	54,66
	<hr/> 100,00	<hr/> 100,00
Symboles	SnCl	SnCl_2



Ces chlorures, en raison de leur emploi fréquent dans la teinture et l'impression des tissus, méritent de nous arrêter pendant quelques instants.

1. Le *protochlorure* s'obtient en traitant l'étain en grenailles par l'acide chlorhydrique concentré. On opère dans des vases de grès que l'on chauffe au bain de sable; l'étain doit toujours être en excès. La réaction est très-vive; il se dégage avec effervescence du gaz hydrogène dont l'odeur est fétide. Lorsque l'acide est saturé, on décante la dissolution que l'on concentre à 60 ou 66°; elle se prend en masse cristalline par le refroidissement. C'est là le *sel d'étain* du commerce.

On pourrait l'avoir en octaèdres volumineux bien réguliers contenant 2 équivalents d'eau : $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{HO}$; mais les teinturiers et les indienneurs ne voulant employer que celui qui est en petites aiguilles brillantes, on est obligé de concentrer assez les liqueurs pour avoir une cristallisation en masse.

Ce composé, blanc, d'une saveur astringente très-forte, d'une odeur caractéristique qu'on a comparée à celle du poisson pourri, a une réaction très-acide au tournesol. Il faut le conserver à l'abri de l'air; car autrement il jaunit, il absorbe de l'oxygène, de l'humidité, et donne naissance alors à un mélange d'acide stannique, de bichlorure d'étain et d'acide chlorhydrique.

Sa dissolution aqueuse s'altère encore plus vite, aussi ne doit-on la faire qu'au moment de s'en servir. Il faut toujours aciduler l'eau dans laquelle on veut le dissoudre, car l'eau pure le décompose en partie, en précipitant une poudre d'un blanc jaunâtre, qui est un oxychlorure : $\text{SnCl} + \text{SnO}$.

Le caractère essentiel de ce composé, c'est d'enlever l'oxygène et le chlore à tous les corps qui en sont saturés. Voilà pourquoi il joue un rôle si important dans les laboratoires et dans les ateliers des indienneurs. Son action réductrice s'exerce même à froid; en voici la preuve :

Je projette une certaine quantité de ce composé dans de l'acide azotique concentré; immédiatement vous voyez apparaître des torrents de vapeurs rutilantes (*fig. 628*).

Je verse quelque peu de sa dissolution dans cette liqueur d'un rouge intense qui contient du permanganate de potasse; aussitôt la couleur disparaît, parce que l'acide permanganique rouge redescend à l'état de protoxyde de manganèse incolore.

Les composés ferrugineux forment, comme vous le savez, des taches de rouille très-persistantes sur le linge; imbiblez les endroits tachés



Fig. 628. — Action du protochlorure d'étain sur l'acide azotique.

rure double, qu'on prépare en dissolvant dans l'eau 1 équivalent de chlorure de potassium ou de sodium, ou de sel ammoniac avec 1 équivalent de bichlorure d'étain. La liqueur, évaporée convenablement, laisse déposer de très-beaux cristaux octaédriques ou prismatiques.

Ces chlorures doubles sont désignés par les chimistes sous le nom de *chlorostannates*.

Le bichlorure d'étain anhydre, qu'un chimiste allemand du seizième siècle, Libavius, a fait connaître, est sous la forme d'un liquide très-mobile, incolore, qui répand à l'air d'épaisses fumées blanches en absorbant la vapeur aqueuse : de là le nom de *liqueur fumante de Libavius* qu'on lui donnait autrefois.

On le préparait d'abord en faisant réagir un amalgame d'étain sur le bichlorure de mercure à l'aide de la chaleur. Mais on préfère aujourd'hui faire passer un courant de chlore sec sur de l'étain en graille placé dans une cornue de verre tubulée qu'on chauffe légèrement. On se sert de l'appareil suivant (*fig. 629*). Le chlore produit dans

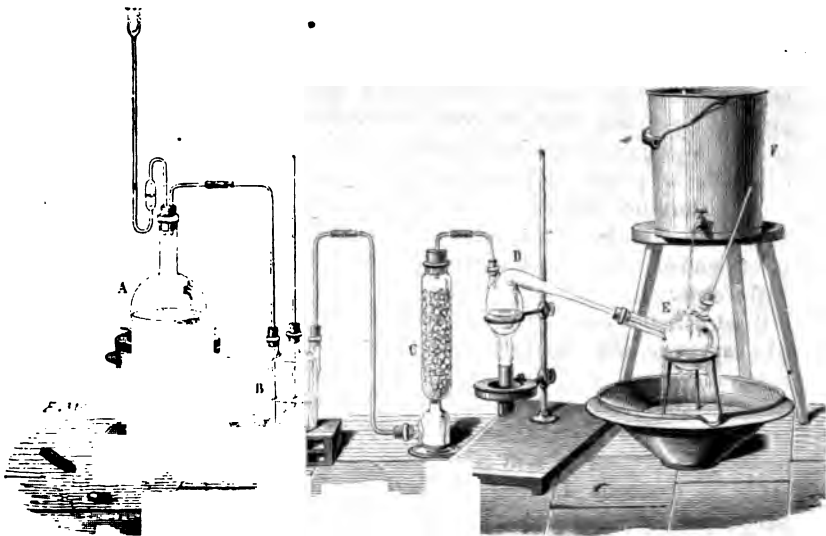


Fig. 629. — Préparation du bichlorure d'étain.

le ballon A, se lave dans le flacon B, se dessèche dans la colonne C, et arrive dans la cornue D par la tubulure ; il s'unit à l'étain avec ignition, et le bichlorure qui en résulte distille et vient se condenser dans le récipient E refroidi par un filet d'eau. Mais comme il est coloré en jaune par un excès de chlore, on le rectifie sur une petite quantité de mercure ou de sel d'étain.



Lorsqu'on verse de l'eau dans le bichlorure anhydre, il se précipite aussitôt une poudre blanche, qui est de l'acide stannique, mais dans un état moléculaire différent de celui qu'offre l'acide obtenu par la réaction de l'acide azotique sur l'étain. Sa formule est en effet : SnO_2, HO .

Pour distinguer ces deux variétés isomériques du même composé, on conserve à la première le nom d'acide stannique, et on donne à la seconde celui d'acide métastannique. Celui-ci, plus stable, se distingue par son insolubilité dans les acides étendus, et par sa faible capacité de saturation. Tous deux, d'ailleurs, quand ils sont secs et purs, contiennent les mêmes proportions d'oxygène et de métal, soit : 21,39 du premier et 78,61 du second.

Stannates employés dans l'industrie. — Plusieurs stannates ou métastannates sont utilisés dans l'industrie. Ainsi, les teinturiers de l'Angleterre et de l'Allemagne font usage, depuis plusieurs années, du stannate de soude comme mordant pour la teinture des fils et des tissus de coton, en rose et rouge de Brésil, lilas et violet de campêche, etc. On obtient ce sel en projetant de l'étain dans un mélange de soude caustique et de nitrate de soude chauffé vivement. Le métal passe à l'état d'acide métastannique au moyen de l'oxygène de l'acide azotique. — Ce sel est blanc, de saveur alcaline ; il est très-soluble dans l'eau, plus à froid qu'à chaud ; aussi sa dissolution se trouble-t-elle par l'ébullition. Il peut cristalliser en tables hexagonales.

Les fabricants de faïence de l'Angleterre emploient, depuis longtemps, sous le nom de *pink-colour*, une couleur rose qui donne, par impression sous vernis, ces ornements délicats et d'un rouge rosé agréable qu'on remarque sur les faïences fines. Nous savons, grâce à M. Malaguti, que cette couleur est un stannate de chrome. On la prépare en mélangeant 100 parties d'acide stannique, 34 de craie, et 3 à 4 parties de chromate de potasse, auxquels on ajoute 5 parties de silice et 1 partie d'alumine. On fait un mélange bien intime, qu'on expose à la température du rouge clair pendant quelques heures. La masse est d'un rouge très-sale, mais elle devient d'un beau rose en la lavant avec de l'eau faiblement acidulée par l'acide chlorhydrique.

En supprimant la craie, et calcinant à la température d'un four à porcelaine, on obtient une laque minérale d'une belle couleur violette et fort stable, qui peut être appliquée non-seulement à la coloration des poteries et des papiers peints, mais aussi à la peinture à l'huile et à l'aquarelle. M. Leykauff la prépare en précipitant le bichlorure d'étain par le chromate neutre de potasse, laissant sécher le précipité sur une toile et chauffant la masse jaune-brunâtre et translucide jusqu'au rouge. Cette laque fournit sur les poteries depuis le rose tendre jusqu'au violet le plus sombre.

Bisulfure d'étain. — Un autre composé de l'étain, le bisulfure, SnS_2 , plus connu sous les noms d'*or mussif* ou *musif*, d'*or mosatique*, d'*or*

de Judée, de bronze des peintres, sert depuis des siècles dans la peinture d'ornement pour imiter les tons et les reflets du bronze, pour dorer sur bois, pour bronzer les poteries et les statuettes de plâtre, pour faire la cire à cacheter de couleur d'or. Les physiciens rendent leurs machines électriques plus puissantes en frottant de cette même substance les coussins qui frictionnent le plateau de verre. Les médecins l'emploient contre le ténia ou *ver solitaire*.

Le bisulfure d'étain se présente sous la forme de lames hexagonales brillantes, translucides, douces au toucher, d'une couleur jaune de laiton tirant un peu sur le bronze.

On le prépare, depuis longtemps, à Nuremberg, de la manière suivante : On dissout 12 parties d'étain dans 6 parties de mercure, on broie cet amalgame avec 7 parties de fleur de soufre et 6 parties de sel ammoniac, et on le chauffe doucement au bain de sable dans un matras ou ballon de verre (fig. 630) jusqu'à cessation de vapeurs blanches : on élève ensuite la température peu à peu jusqu'au rouge obscur. Lorsqu'après le refroidissement, on casse le matras, on trouve au fond le bisulfure sous la forme d'une masse légère composée de ces écailles jaunes,



Fig. 630. — Préparation du bisulfure d'étain.

d'aspect métallique, qui lui ont fait donner par les alchimistes le nom d'*or mussif*.

Comme le mercure est très-cher, on peut le remplacer, en même temps que l'étain, pour cette préparation, par le *tain* des vieilles glaces, qui est un rebut chez les miroitiers, et dont le prix ne dépasse guère 3 f. le kilg.

Usages de l'étain. — Moins altérable que la plupart des autres métaux par l'air et les différents liquides, l'étain sert à confectionner une foule d'ustensiles pour l'usage domestique : des cuillères, des assiettes, des vases pour contenir les liquides. C'est l'argenterie du pauvre. Il sert aussi à étamer les casseroles.

On ajoute ordinairement du plomb à l'étain pour en diminuer le prix et le rendre plus facile à travailler. Voici la composition des principaux alliages de ces deux métaux :

	Étain.	Plomb
Alliage pour les vases et mesures de capacité.	82	18
— pour cuillères, flambeaux, écritaires, sabliers, capsules de bouteilles, etc.	80	20
— pour plats, vaisselle, fontaine, etc.	92	08
— pour brillants de Fal'un	61	40



DE L'ÉTAIN.

503

	Étain.	Plomb.
Alliages pour jouets d'enfants, etc.....	50	50
— pour feuilles des boîtes à thé, à envelopper le chocolat, le sucre de pommes, le tabac, etc.....	36	64
— des tubes pour vases siphoides des fabricants d'eaux gazeuses.....	56 à 74	44 à 23

Lors de l'établissement des nouvelles mesures métriques pour les liquides, une Commission de chimistes fut chargée de rechercher dans quelles proportions il était convenable d'allier ces deux métaux pour que leur mélange ne fût pas nuisible à la santé. La Commission reconnut que l'on peut, sans danger, unir jusqu'à 18 parties de plomb à 82 parties d'étain. En conséquence, le titre de l'étain, pour la fabrication des mesures et des vases de cuisine, fut fixé, par un arrêté du Gouvernement, à 82 centièmes, avec une tolérance de 1 centième et demi.

S'il est vrai que cet alliage au titre soit presque inattaquable par la plupart des matières alimentaires, il est certain aussi, quoi qu'on en ait dit, que, même à la température ordinaire, le vin, le vinaigre, le cidre, la bière, les eaux gazeuses enlèvent du plomb à tous les alliages dans lesquels ce dernier métal forme le cinquième de la masse.

Voilà pourquoi le Préfet de police de Paris, sur la proposition du Conseil d'hygiène, a rendu, le 23 février 1853, une ordonnance qui ne permet que 10 pour 100 de plomb ou de tout autre métal allié à l'étain pour les vases destinés à contenir, déposer ou préparer des aliments et des boissons, ainsi que pour les lames d'étain qui recouvrent les comptoirs des marchands de vin. Il serait à désirer que cette ordonnance fût applicable à toute la France.

Comme le plomb est bien moins cher que l'étain, les potiers forcent autant qu'ils le peuvent la proportion du premier. Ainsi, il y a beaucoup d'ustensiles culinaires mis dans le commerce qui ont fourni à l'analyse des quantités de plomb s'élevant jusqu'à 22, 29, 42 et même 79 pour 100. Vous concevez combien de tels alliages font courir de dangers à la santé publique.

Marggraf, chimiste de Berlin, ayant avancé, en 1746, que l'étamage et la poterie d'étain étaient d'un usage dangereux en raison de l'arsenic que l'étain renferme, l'alarme se répandit de toutes parts. Mais Bayen et Charlard, chargés par le Gouvernement de répéter les expériences du chimiste prussien, démontrèrent, en 1771, que les craintes qu'on avait sur la nocuité de l'étain de vaisselle n'étaient pas fondées, parce que la quantité d'arsenic qu'il contient habituellement est toujours trop faible pour exercer une influence fâcheuse sur la santé. Bayen s'assura qu'une assiette d'étain, dont, depuis deux ans, il faisait usage à tous ses repas, n'avait perdu que 21 centigrammes de son poids, et que l'arsenic qui pouvait être contenu dans ces 21 centigrammes, enlevés plutôt par le récurage quotidien de l'assiette que par dissolu-

tion, ne montait pas probablement à plus d'un centième de milligramme par jour !

Les feuilles d'étain, que l'on appelle *job* ou *paillon*, dans le commerce, sont obtenues par le martelage ; mais pour qu'elles ne se déchirent pas sous le choc du marteau, on les met entre deux feuilles d'étain plus épaisses, en sorte que le choc reçu par la feuille supérieure se transmet aux feuilles intermédiaires, qui s'étendent sans se casser, quelle que soit leur ténuité. Pour avoir les paillons colorés, on étend à la surface de ces feuilles des solutions de carmin d'indigo, de carmin ammoniacal, une infusion de safran, etc., épaissies à la gélatine. La grande difficulté du travail consiste dans l'égalité des nuances.

Pour diminuer le prix des paillons, un Américain, M. Cooke, a imaginé, en 1854, de couler autour d'un lingot de plomb, maintenu au centre d'une lingotière, de l'étain fondu, qui se soude avec le premier ; ce double lingot dans lequel l'étain peut être en quantité très-faible, parce qu'il est tout entier à l'extérieur, est alors soumis au laminage et étiré en feuilles aussi minces qu'on le désire, sans que le plomb s'échappe et se sépare de l'étain avec lequel il s'étend uniformément. On obtient ainsi des feuilles qui peuvent être employées avec beaucoup d'économie pour un grand nombre des usages auxquels on consacre ordinairement de l'étain pur, ou des alliages riches en ce métal, comme les enveloppes à tabac, les capsules métalliques pour la fermeture des bouteilles, etc. Ces feuilles d'étain fourrées remplacent avec avantage celles que MM. Rousseau et Poisson, de Paris, fabriquaient avec un alliage d'étain, de bismuth, de zinc et de plomb pour préserver les appartements de l'humidité et empêcher la dégradation des papiers de tenture. Dans ce cas, on colle les feuilles métalliques sur les murailles, après les avoir enduites sur la face opposée d'un vernis gras. L'expérience a démontré l'efficacité de ces feuilles, puisqu'en 1844, les industriels que je viens de nommer en livraient à la consommation 40000 dans l'année, au prix de 2 francs le mètre carré.

Soudure des plombiers. — Mais de tous les alliages de l'étain, celui qui est consommé en plus grande quantité, c'est celui qui porte le nom de *soudure des plombiers* ; il se compose de 1 partie d'étain et de 2 parties de plomb. La soudure pour le fer-blanc renferme pour 1 partie d'étain 7 parties de plomb.

Soudure autogène. — Malheureusement la soudure des plombiers est rapidement attaquée par une foule d'agents chimiques qui respectent le plomb, et d'ailleurs elle est assez chère. Desbassyns de Richemont fils a eu l'idée de souder le plomb avec le plomb, c'est-à-dire d'opérer la réunion des parties à joindre par la fusion seule et sans addition d'aucun alliage, de telle sorte que la soudure et les morceaux soudés ne forment qu'une masse homogène. Cette opération est pratiquée à l'aide de dards de flamme très-intense, rendus maniables comme de



véritables outils, et qui sont produits au moyen du chalumeau à hydrogène et à air. Ce nouveau mode de soudure a reçu de son auteur le nom de *soudure autogène*, et il lui a valu une médaille d'or à l'Exposition des produits de l'industrie nationale en 1839.

Cette jolie invention rend d'immenses services à l'industrie. Désormais il n'y a plus de limites à la grandeur des tables de plomb d'un seul morceau, soit coulé, soit laminé, puisqu'elle ne dépend plus que du nombre de celles qu'on veut réunir. Ainsi, les chaudières nécessaires pour le rapprochement des acides et la concentration des dissolutions salines, peuvent être faites en plomb pur, quelle que soit leur étendue; il en est de même des bacs à dérocher les métaux, des cristallisoirs, et généralement des vases de tous genres destinés à contenir des liquides pouvant attaquer les soudures à l'étain. La réunion immédiate du plomb permet encore de construire des serpentins à chauffage Taylor ou à la vapeur pour les applications où le plomb doit être exclusivement employé, de doubler même des tubes en fer ou en cuivre, de telle sorte que la ténacité de ceux-ci se réunisse à la moindre altérabilité du plomb; de recouvrir des vases en bois pour la conservation et le transport des acides, de l'eau de javelle. C'est surtout pour les fabriques d'acide sulfurique que la soudure autogène est précieuse, car les chambres intégralement construites en plomb pur ont une durée plus longue que celles soudées à l'étain, et rien n'est plus facile que de les réparer. L'invention de Desbassyns de Richemont est donc, comme vous le voyez, de la plus haute importance, et elle a été bien vite acceptée par les bijoutiers, les orfèvres, les fabricants de bronze, les émailleurs, les dentistes, enfin par tous ceux qui ont besoin de souder les métaux.

TRENTE-QUATRIÈME LEÇON

SUITE DES MÉTAUX DE LA QUATRIÈME SECTION. — MÉTAUX DE LA CINQUIÈME SECTION.

Sommaire. — De l'Antimoine. — Ses oxydes, sulfure et chlorure. — De ses nombreux alliages. — *Poudre d'Algaroth, Kermès, Soufre doré d'antimoine.* — Du Cuivre; ses nombreuses espèces minérales. — Extraction. — Ses propriétés vénéneuses. — Formation du *Vert de gris* à la surface des vases de cuivre. — *Etamage.* — Oxydes du cuivre. — Préparation de l'azote et analyse de l'air par le cuivre. — Chlorures et sels de cuivre. — Carbonates, azotates, sulfates, arsénites et arséniates.

De l'Antimoine.

Historique. — L'antimoine est un des métaux sur lesquels les alchimistes ont le plus exercé leur patience. Sa couleur blanche, son

éclat métallique très-prononcé, leur avaient fait penser que sa transmutation en argent et en or serait facile. S'ils furent trompés dans leur attente, leurs longs travaux, toutefois, ne furent pas inutiles à la science ; car, en tourmentant ce métal de toutes les manières, ils découvrirent la plupart de ses composés, qui tous ont fourni à la médecine des remèdes très-puissants.

Les préparations antimoniales sont remarquables, en effet, par leurs propriétés émétiques et purgatives. Il en est deux surtout dont l'usage a survécu aux diverses révolutions médicales : c'est l'*émétique* (tartrate de potasse et d'antimoine), dont le nom est bien vulgaire ; c'est le *ter-mès*, mélange d'oxyde et de sulfure d'antimoine. L'art vétérinaire fait encore aujourd'hui un assez grand usage des autres composés de ce métal.

Les anciens chimistes nommaient l'antimoine métallique *régule d'antimoine* (1), et son sulfure *antimoine cru*. L'origine du mot *antimoine* viendrait, dit-on, d'une circonstance assez singulière. Basile Valentin qui, le premier, sut extraire le métal pur de son sulfure et le proclama, sous le nom de *Lion oriental*, comme un remède à tous maux, ayant vu des porcs acquérir un embonpoint extraordinaire pour avoir mangé le résidu d'une de ses opérations sur l'antimoine, crut que ce métal pourrait rétablir la santé des moines de son monastère, exténués par les jeûnes et les mortifications. L'administration de ce nouveau remède fut fatale à ces bons religieux, qui périrent en grand nombre. De là vint le nom d'*antimoine* (2).

Cela n'empêcha pas, cependant, que plus tard on ne tirât parti des vertus remarquables de ce métal. Pendant longtemps on forma avec lui de petites balles que les malades avalaient pour se purger ; et, comme ces pilules servaient indéfiniment et se transmettaient, pour ainsi dire, en héritage, on les avait appelées *pilules perpétuelles*. On l'alliait aussi à l'étain pour faire des gobelets dans lesquels on laissait séjourner du vin qui acquérait ainsi une vertu émétique et purgative.

L'usage des préparations antimoniales a donné lieu à de longues et

(1) Les alchimistes ayant constaté que l'antimoine s'allie facilement à l'or, qu'ils qualifiaient de *roi des métaux*, donnèrent au premier le nom de *regulus* (petit roi), parce qu'ils lui attribuaient des qualités *nobles* qui le distinguaient des métaux ordinaires.

(2) Il est bien présumable que cette historiette est controuvée et que c'est une de ces méchantes plaisanteries que nos ancêtres débitaient contre certains ordres religieux. Le savant minéralogiste Fournet pense que du mot arabe *Aitmad* ou *Atimad*, et par corruption *Atimodium*, on a fait celui d'*antimonium*, qui ensuite a été francisé. D'autres font dériver *antimoine* de deux mots grecs, *anti* (contre, opposé) et *monos* (seul), qui signifieraient que ce métal ne se trouve jamais isolé dans les minerais qui le contiennent. Dans tous les cas, l'opinion que le sulfure d'antimoine, introduit à petites doses dans la nourriture des porcs à l'engrais excite l'appétit et exerce des effets favorables à la digestion, a toujours cours, et elle semble confirmée par les expériences de l'éleveur anglais Viborg



Les contestations entre les médecins du seizième siècle. La Faculté de Paris s'opposa à leur emploi, et le Parlement les proscrivit par un arrêt en date de 1566. La prévention contre ces remèdes fut si forte qu'un habile médecin, Paulmier, fut chassé de la Faculté, en 1609, pour s'en être servi. Après une lutte qui ne dura pas moins d'un siècle, la Faculté permit l'usage du vin émétique, et le Parlement de Paris autorisa enfin l'emploi de l'antimoine par un arrêt du 10 avril 1666.

Alliages de l'antimoine. — Aujourd'hui, on ne se sert plus guère de l'antimoine métallique que pour durcir l'étain qu'on doit convertir en couverts, ou le plomb avec lequel on fabrique les caractères d'imprimerie. Le plomb serait trop mou et ne pourrait supporter l'effort de la presse; l'antimoine seul serait trop cassant. Leur union fournit un métal parfait pour cette application. Voici la composition des principaux alliages usuels de l'antimoine.

	Étain.	Antimoine.	Cuivre.	Bismuth.	Plomb.	Zinc.
Métal d'étain des ouvriers de Paris.....	90,00	9,00	1,00	»	»	»
Métal argenté de Paris.....	85,44	14,50	»	»	0,06	»
Métal du prince Robert pour couverts.....	84,75	15,25	»	»	»	»
Métal d'Alger pour couverts et planches à graver la musique.....	60,00	5,40	»	»	34,60	»
Métal d'Alger pour vases à boire.....	88,42	7,16	3,54	0,88	»	»
Métal pour ustensiles et couverts.....	68,63	17,00	4,37	»	»	10,00
Métal de la Reine pour théières anglaises.....	73,36	8,88	»	8,88	8,88	»
Métal pour les planches stéréotypes.....	»	14,29	»	»	85,71	»
Métal alliage pour le même objet.....	»	15,00	»	15,00	70,00	»
Métal pour caractères d'imprimerie et enseignes de boutiques.....	»	20,00	»	»	80,00	»
Métal alliage plus dur pour le même objet.....	»	27,77	22,23	»	50,00	»
Métal.....	»	5,32	29,58	»	65,10	»
Métal pour les clés d'instruments à vent.....	»	33,31	»	»	66,66	»

Les alliages d'étain et d'antimoine qui servent, sous les différents noms indiqués ci-dessus, à fabriquer les couverts, vases, théières et autres ustensiles de cuisine, sont très-brillants au moment où ils sont offerts au commerce, mais ils perdent leur éclat, se ternissent et deviennent noirs. On leur rend leur premier lustre en les frottant avec de l'huile dans laquelle on a délayé un peu de *rouge d'Angleterre* ou de *re pourrie*; on emploie pour cela un drap ou une flanelle. Lorsque le métal est redevenu brillant, on le lave avec de l'eau de savon chaude,

on l'essuie avec un linge fin et on le passe ensuite au blanc d'Espagne; on enlève ce dernier avec un morceau de peau, qui donne, en même temps, le dernier poli.

On fait maintenant, en France, des cafetières et des théières en métal anglais ou métal de la Reine, qui sont aussi belles que celles qui nous viennent de Londres.

Caractères distinctifs. — Oxydes et acide de l'antimoine. — L'antimoine métallique est d'un blanc argentin avec reflets bleuâtres; il possède un éclat très-vif; il est surtout remarquable par son tissu essentiellement lamelleux et par sa friabilité.

Lorsqu'on le chauffe au contact de l'air, il s'oxyde très-facilement et répand des fumées blanches qui se condensent sur les corps froids en jolis petits cristaux blancs et brillants, qu'on appelait jadis *fleurs argentines*, *fleurs* ou *neige d'antimoine* : c'est un sesqui oxyde, Sb^2O^3 . Outre cet oxyde basique, il existe un *acide antimonique*, Sb^2O^5 , et un oxyde intermédiaire = $Sb^2O^3 + Sb^2O^5$, qu'on nommait naguère, fort improprement, *acide antimonieux*. Dans tous les cas, ces deux derniers composés oxygénés, qui sont en poudre blanche ou jaunâtre, insolubles dans l'eau, n'offrent qu'un intérêt scientifique médiocre. Mais un des sels de l'acide antimonique, le *biantimoniâte de potasse*, qu'on obtient en fondant l'acide avec un excès de potasse, a pris, en 1843, dans les mains de M. Fremy, une haute importance, comme vous allez, Messieurs, en acquérir la preuve.

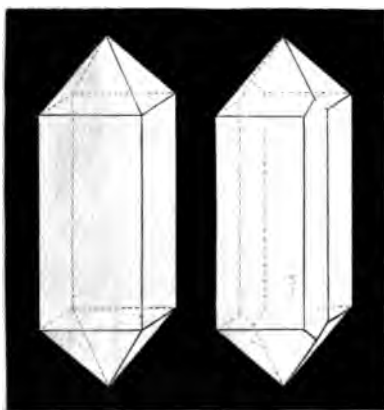
Les avantages pécuniaires que présente la substitution des sels de soude aux sels de potasse, ont fait développer une industrie frauduleuse, qui consiste à vendre, sous le nom de *sels de potasse*, des sels qui contiennent des proportions considérables de sels de soude. Cette fraude peut avoir des conséquences fâcheuses pour la pratique des arts industriels, car, dans certaines fabrications, comme celles du cristal, du chlorate de potasse, du prussiate de potasse, des savons, la présence des sels de soude dans les sels de potasse est toujours nuisible. Il était donc important de trouver un réactif qui eût la propriété de précipiter la soude sans entraîner la potasse, et qui pût, par conséquent, accuser, dans un sel de potasse, la présence d'un sel de soude.

C'est ce problème que M. Fremy a résolu en découvrant que la dissolution du *biantimoniâte de potasse*, qui est sans action sur les sels de potasse, forme, dans les sels de soude dissous, un précipité cristallin, blanc et insoluble d'*antimoniâte de soude*; elle accuse facilement, dans une liqueur, la présence de 1/350 de sel de soude. Le précipité ne se forme qu'après quelques secondes d'agitation, et n'entraîne avec lui aucune trace de sel de potasse. Lors donc qu'une potasse ou un sel de potasse du commerce, étant dissous dans l'eau et neutralisé exactement par un acide, fournit avec le biantimoniâte de potasse un précipité blanc, on peut être assuré que la potasse ou son sel a été fraudé avec



de la soude ou un sel de soude, et le poids du précipité peut, après la calcination, permettre de déduire la quantité de soude qui se trouvait dans le mélange.

Sulfure d'antimoine. — Parmi les composés naturels de l'antimoine, le sulfure Sb^2S^3 , nommé *stibine* par les minéralogistes, est le seul qui soit assez abondant pour servir à l'extraction du métal. Il est reconnaissable à sa forme d'aiguilles plus ou moins volumineuses, appliquées parallèlement les unes contre les autres (Fig. 631) ; il en résulte des masses très-tendres et très-fragiles, d'un gris de plomb et d'un aspect métallique assez vif (1). Ces aiguilles très-cassantes fondent à la simple flamme d'une chandelle, et exhalent une odeur sulfureuse.



On rencontre ce minéral dans les terrains anciens, en Angleterre, en Suède, en Saxe, en Bohême, en Hongrie, au Hartz, en Prusse, et dans plusieurs départements de la France.

Fig. 631. — Formes cristallines du sulfure d'antimoine.

(1) Les Syriens, les Babyloniens, les Arabes, les Hébreux et autres nations orientales de l'antiquité faisaient un fréquent usage du sulfure d'antimoine, non comme agent de travail, mais comme objet de toilette ; c'est bien certainement le plus ancien fard dont il soit fait mention dans l'histoire.

Job donne à l'une de ses filles le nom de *vase d'antimoine* ou de *botte à mettre du fard*. Isate, dans le dénombrement qu'il fait des parures des filles de Sion, n'oublie pas les aiguilles dont elles se servaient pour peindre leurs paupières, en les trempant dans la poussière noire du minéral en question qu'elles étendaient même jusque sur les sourcils. Ce cercle noir autour des yeux donnait à ceux-ci une expression plus langoureuse, en même temps qu'il les faisait paraître plus grands. La mode en était si bien établie, que Jésabel, ayant appris l'arrivée de Jéhu à Samarie, se mit les yeux dans l'antimoine, comme disent les Livres saints, c'est-à-dire les peignit avec du fard, avant de se montrer à cet usurpateur dont elle voulait apaiser la colère.

Cet emploi du sulfure d'antimoine ne finit pas avec les filles de Judée ; il s'étendit et se perpétua partout. Les femmes grecques et romaines l'empruntèrent aux Asiatiques ; et nous voyons Tertullien et saint Cyprien déclamer contre cette coutume encore usitée de leur temps en Afrique et qui s'est continuée jusqu'à nos jours. C'est de cet usage que le sulfure d'antimoine reçut le nom d'*alcofol*, qu'il porta dès les premiers temps historiques. Le terme *alcool*, appliqué aujourd'hui en chimie au liquide spiritueux qui constitue l'eau-de-vie, fut d'abord donné au sulfure d'antimoine naturel, si l'on en croit Homerus Pop pius Thallinus. Les Romains l'appelèrent ensuite *stibium*. Les alchimistes le désignaient

On le sépare de sa gangue terreuse, en le chauffant dans des pots E, E (*fig. 632*), percés de trous à leur fond F, F et placés au dessus d'au-

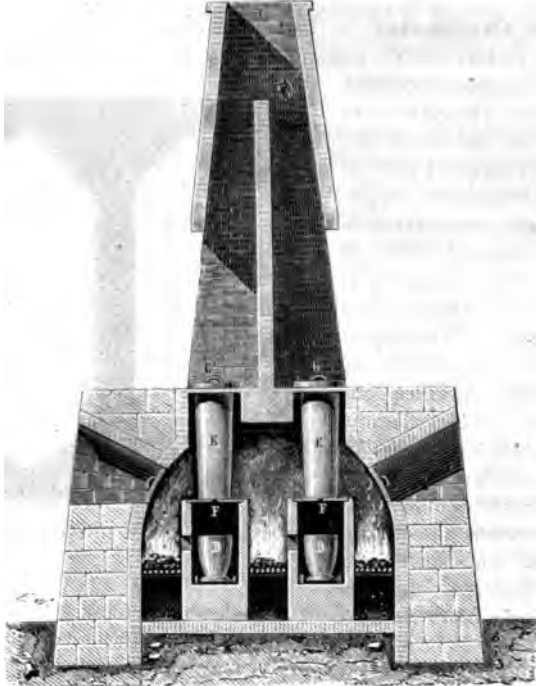


Fig. 632. — Appareil pour la purification du sulfure d'antimoine naturel.

tres pots plus petits D, D faisant office de récipients ; le sulfure fond et coule dans ceux-ci ; il y cristallise.

Extraction de l'antimoine. — Ainsi purifié, on le pulvérise, on le grille dans des fours semblables à ceux qui servent à la conversion du salin en potasse (*fig. 633*), par charge de 158 kilogr. au maximum, en ayant soin de rester au-dessous de la chaleur rouge afin d'éviter la fusion

sous un grand nombre de dénominations absurdes, telles que *othia, alkosol, bélier, Saturne des philosophes, fils et gendre de Saturne*, etc.

La connaissance de ce minéral, dès les temps les plus anciens, n'a rien qui doive surprendre, car ses masses aiguillées, d'aspect si caractérisé, sont assez répandues dans les terrains cristallins, et elles ont dû attirer de bonne heure l'attention des observateurs. La découverte faite par M. Grand d'un fragment de sulfure d'antimoine dans la caverne de Menton, au milieu d'instruments de silex, d'agates et de quartz hyalins, semblerait indiquer qu'il était déjà utilisé dès l'âge de pierre.



du sulfure. La plus grande partie du soufre se dégage à l'état d'acide sulfureux, avec quelques fumées blanches d'oxyde d'antimoine et d'acide arsénieux, attendu que le minerai est toujours plus ou moins

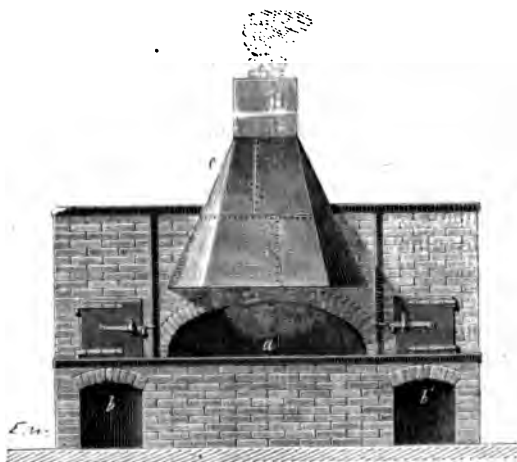


Fig. 633. — Four à griller le sulfure d'antimoine.

arsénifère. On remue fréquemment la matière avec un ringard de fer pour activer l'oxydation. L'opération dure environ douze heures.

La poudre grise ou un peu rougeâtre qu'on retire du four après son refroidissement est, non de l'oxyde d'antimoine, mais un oxysulfure contenant quelques matières terreuses. On mêle alors cette poudre avec 15 p. 100 de charbon arrosé d'une solution de carbonate de soude et on l'introduit dans des creusets qu'on place sur des banquettes construites des deux côtés intérieurs d'un fourneau de galère. On chauffe jusqu'au rouge vif. On recouvre les creusets d'un couvercle pour prévenir l'oxydation. Le charbon réduit l'oxyde d'antimoine, tandis qu'une partie du sulfure se trouve également réduite par l'action combinée du charbon et du sel de soude. Il se forme en même temps à la surface du bain métallique une scorie constituée par un sulfure double de soude et d'antimoine mélangé d'une quantité variable d'oxysulfure qui a échappé à l'action réductrice et de matières terreuses (1). Quand la ré-

(1) C'est cette scorie que les alchimistes désignèrent sous le nom bien impropre de *foie d'antimoine* en raison de sa couleur d'un brun jaunâtre qu'ils comparaient à celle du foie des animaux.

Le produit du grillage du sulfure d'antimoine, qui est, comme je l'ai dit, un oxysulfure, mais dans lequel les proportions d'oxyde et de sulfure varient à l'infini, reçut aussi des alchimistes des noms qui ont encore cours dans les ouvrages de médecine et de pharmacie, tels que ceux de *verre d'antimoine*, quand

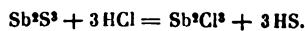
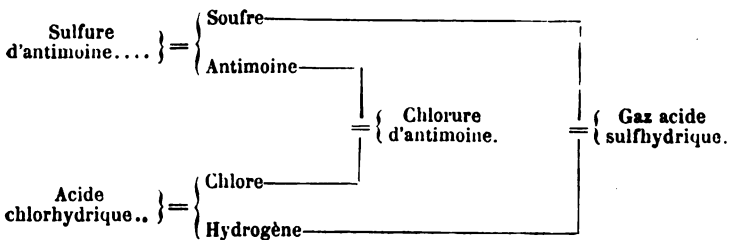
duction est bien opérée, on coule l'antimoine dans des lingotières en fonte, et on le refond avec un peu de minerai grillé pour le purifier. On obtient alors le métal en masses hémisphériques du poids de 5 à 8 kilogr. environ, recouvertes, à leur surface convexe, de belles cristallisations en étoiles dont les rayons ressemblent à des feuilles de fougère.

Il y a, en France, quatre usines dans lesquelles on prépare le régule d'antimoine : elles sont situées dans les départements du Cantal, du Puy-de-Dôme, de la Lozère et de la Haute-Loire : leurs produits réunis en minerai ne s'élevaient, en 1849, qu'à 1084 quintaux métriques, représentant une valeur de 18317 fr. En 1853, la production n'était plus que de 60 quintaux, soit 3472 fr.

100 parties de sulfure donnent de 44 à 45 de métal. Celui-ci est rarement pur ; il contient un peu de soufre, du plomb, du fer, de l'arsenic, etc., matières étrangères qui toutes proviennent du sulfure d'antimoine qui les contient. On purifie l'antimoine en le fondant, à plusieurs reprises, avec 1/20 de son poids de nitre. Les métaux les plus oxydables sont les premiers attaqués, ainsi que le soufre et l'arsenic, et ils se séparent avec la potasse sous forme de scories.

Préparation du gaz acide sulfhydrique. — On emploie très-fréquemment le sulfure d'antimoine dans les laboratoires pour préparer l'acide sulfhydrique. Pour cela, on le traite par 4 à 5 parties d'acide chlorhydrique dans un appareil convenable (fig. 634).

La réaction se comprendra aisément par l'examen de la légende suivante :



Le gaz sulfhydrique, entraînant toujours avec lui un peu d'acide chlorhydrique, doit, avant d'être recueilli sur la cuve à mercure,

il était fondu et coulé en plaques transparentes d'une couleur hyacinthe ; *crocus metallorum* ou *safran des métaux*, quand il avait une couleur jaune-rougâtre analogue à celle des fleurs du safran ; *rubine d'antimoine*, quand il avait une couleur d'un rouge brun. Tous ces composés, pourvus de propriétés vermifuges et purgatives, ne sont plus usités que dans la médecine vétérinaire.

passer dans un flacon laveur qui retient l'acide étranger. En place d'eau, on met dans ce flacon une solution concentrée de polysulfure de sodium ou de potassium.



Fig. 634. — Préparation de l'acide sullhydrique par le sulfure d'antimoine.

Chlorure d'antimoine. — Le résidu de cette opération consiste en

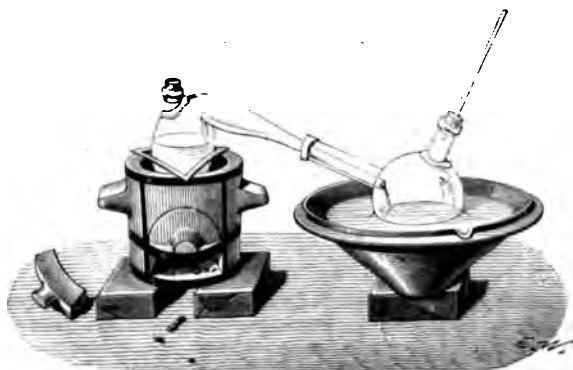


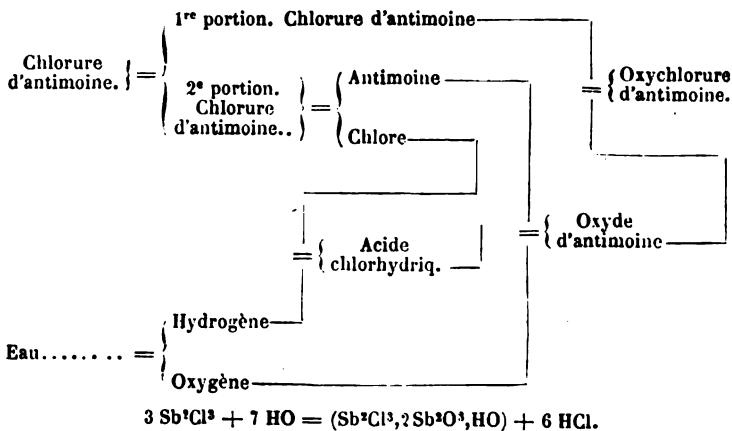
Fig. 635. — Préparation du chlorure d'antimoine.

chlorure d'antimoine, Sb^3Cl^3 , qu'on peut avoir à l'état solide, en concentrant la liqueur et la distillant (Ag. 635). Le chlorure se volatilise et vient se

figer dans le récipient B en une masse blanche, demi-transparente, d'un éclat gras et comme onctueux. C'est cette substance que les alchimistes appelaient *beurre d'antimoine*. C'est un caustique très-violent, dont les médecins se servent souvent pour cautériser certaines plaies, surtout celles produites par la morsure des animaux enragés ou venimeux.

Dans les arts, il est employé pour bronzer les métaux, et notamment le fer; les armuriers en font fréquemment usage pour donner aux canons de fusil cette teinte jaune-brunâtre, appelée improprement *bronze* (1). Il est probable qu'elle est due à une couche d'antimoine métallique, qui s'applique à la surface du fer, et qui provient de l'action décomposante que ce dernier métal exerce sur le chlorure d'antimoine.

Oxychlorure. — Ce chlorure ne se dissout dans l'eau qu'autant que celle-ci est très-acide et en petite quantité. Cette dissolution donne un beau précipité jaune-orangé avec l'acide sulfhydrique; c'est du sulfure d'antimoine hydraté. Versée dans beaucoup d'eau, elle produit de suite un précipité blanc abondant, grumelé, ressemblant assez au lait caillé. C'est que le chlorure d'antimoine, en décomposant l'eau, donne lieu à la formation d'acide chlorhydrique, et d'un *oxychlorure d'antimoine* insoluble. La légende suivante vous fera très-bien concevoir cette réaction curieuse de l'eau sur le composé binaire dont je parle.



(1) On préfère aujourd'hui les sels de fer pour cet emploi. On vend, dans le commerce, un liquide servant à bronzer les canons de fusil, qui est composé de 1 litre d'eau, 45 grammes de couperose verte, et quelques gouttes d'alcool nitrique et d'éther. Cependant ce liquide agit lentement; on peut remédier à cet inconvénient en mettant une dose un peu plus forte d'alcool nitrique, ou 4 à 5 grammes par litre d'acide azotique à 36°.

Dans les fabriques d'armes, on arrive à de meilleurs résultats en suivant un procédé indiqué par M. Thirault, pharmacien de Saint-Étienne. On détermine à la surface du fer ou de l'acier la formation d'une couche adhérente de ses-



Cette poudre blanche, cet oxychlorure d'antimoine, fut longtemps nommée *mercure de vie*, *poudre d'Algaroth*, du nom d'Algarothi, médecin et chimiste italien, qui l'a, le premier, recommandée et employée comme médicament purgatif et émétique.

On avait voulu, dans ces derniers temps, appliquer cette poudre à la peinture à l'huile, de même que l'oxyde blanc d'antimoine, mais on y a renoncé, parce que leur emploi n'est pas sans quelque danger pour les industriels qui les fabriquent, pour les peintres qui les broient, et que, d'ailleurs, les peintures exécutées avec ces substances deviennent jaunes sous l'influence du gaz hydrogène sulfuré.

Noir de fer. — Lorsqu'on plonge une lame de zinc dans la solution légèrement acide du chlorure d'antimoine, on en précipite ce dernier métal sous la forme d'une poudre noire excessivement ténue. C'est cette poudre, lavée et séchée, qu'on désigne dans le commerce sous le nom de *Noir de fer* (eisenschwarz); elle est principalement employée pour enduire les objets en plâtre et leur donner un aspect de fonte grise.

Lorsqu'on fait passer un courant d'hydrogène sulfuré dans la solution du chlorure d'antimoine, ou lorsqu'on l'additionne de sulfure de sodium, on obtient un précipité d'une magnifique couleur jaune-orange, qui n'est autre chose, cependant, que du sulfure d'antimoine hydraté, $Sb^2S^3.HO$. En chauffant ce précipité à 200° , il perd son eau, devient noir et cristallin; il est alors en tout semblable au sulfure naturel.

Vermillon ou Cinabre d'antimoine. — Mais si, comme l'a vu M. Mathieu Plessy, on ajoute à du chlorure d'antimoine une solution d'hyposulfite de soude, et qu'on chauffe lentement entre 30 et 35° , en remuant continuellement, jusqu'à ce qu'il ne se dépose plus rien de la liqueur, on obtient du sulfure d'antimoine anhydre qui, au lieu d'être noir, est d'un rouge cramoisi, d'une beauté extraordinaire. Pour lui conserver cette nuance à l'état sec, on laisse bien égoutter le précipité sur un filtre, on le lave avec de l'acide acétique très-étendu, puis avec de l'eau. On donne à cette modification isomérique du sulfure d'antimoine le nom de *Vermillon* ou *Cinabre d'antimoine*.

Ce n'est pas la seule, du reste, dont soit susceptible le sulfure d'antimoine ordinaire. Ainsi, Fuchs a reconnu qu'en faisant refroidir brusquement ce sulfure noir fondu, il devient amorphe et rouge brun, moins dense, plus dur, et mauvais conducteur de l'électricité, sans

quoxyde de fer, puis on la transforme, sous l'influence de l'eau à une température élevée, en oxyde noir (*oxyde ferroso-ferrique*); on renouvelle à plusieurs reprises les mêmes actions, puis on enduit la surface avec un sulfure alcalin, et enfin avec un peu d'huile d'olive. Le métal sous-jacent est dès lors parfaitement protégé contre l'oxydation et prend une couleur brune foncée avec un éclat et un poli du plus bel effet.

avoir pour cela changé de nature chimique ; ce sulfure rouge repasse à l'état de sulfure noir et cristallin par une chaleur de 200°.

Ainsi, comme vous le voyez, voilà quatre modifications bien tranchées que nous offre le même composé chimique. C'est là un nouvel exemple de l'influence qu'exerce l'état moléculaire sur les propriétés physiques et chimiques des corps.

Kermès. — Quant au *kermès* des pharmacies, c'est un sulfure d'antimoine divisé, combiné ou associé à une petite quantité de sulfure alcalin et retenant, à l'état de mélange, des proportions variables d'oxyde d'antimoine. Il est d'un rouge-brun foncé et d'un aspect velouté (1).

On l'obtient le plus habituellement en faisant bouillir pendant deux heures environ 1 partie de sulfure d'antimoine en poudre très-fine avec 22 parties 1/2 de cristaux de soude dans 250 parties d'eau. La liqueur jaune filtrée laisse déposer, par un refroidissement lent, de beaux flocons veloutés de *kermès*.

Soufre doré d'antimoine. — Si l'on abandonne à l'air pendant quelque temps la liqueur qui a fourni le *kermès*, et si alors on y verse de l'acide chlorhydrique, il se dégage de l'hydrogène sulfuré et il se dépose un précipité léger, couleur de feu, que les anciens chimistes ont désigné sous le nom de *soufre doré d'antimoine*. C'est un mélange de sulfure d'antimoine ordinaire (Sb^2S^3) et de persulfure (Sb^2S^5), en proportions assez variables. Ce composé est quelquefois utilisé comme matière colorante dans l'impression des tissus.

Du Cuivre.

Importance de ce métal. — Après le fer, le cuivre est certainement le métal dont on fait le plus usage dans les arts. Vous savez, Messieurs, le nombre infini de vases et d'ustensiles de ménage qui sont fabriqués avec lui ; vous connaissez les alambics et les chaudières qu'il fournit à l'industrie, la monnaie commune dont il est la base, ces feuilles si minces qui servent à préserver la coque des vaisseaux de la destruction par l'eau de mer et les animaux marins. Uni à plusieurs métaux, il forme des alliages très-utiles que je vais bientôt vous faire connaître ; enfin, la plupart de ses sels ont de fréquentes applications. La privation de ce métal serait assurément une calamité pour nos sociétés modernes.

Historique. — Dès l'antiquité la plus reculée, il a été connu et mis en œuvre. Son abondance sur presque tous les points du globe à l'état natif, par-

(1) Le nom de *kermès* a été imposé par les alchimistes à ce composé à cause de sa couleur qui se rapproche beaucoup de celle que donne à la laine la cochenille du chêne vert nommée par les Arabes *kermès*, c'est-à-dire *petit ver*. Dès le quinzième siècle, Basile Valentin en indiquait la préparation.



fois même en masses assez considérables, sa belle couleur rouge, son brillant et sa malléabilité presque aussi grande que celle de l'or et de l'argent, expliquent très-bien qu'on ait dû le remarquer presque aussitôt que ceux-ci.

En raison de la facilité avec laquelle on peut le travailler au moyen du marteau, à froid comme à chaud, en raison aussi d'une certaine dureté qu'il possède, on ne tarda pas à le substituer au bois, aux os, à la corne, aux pierres dures, aux silex taillés et façonnés, pour en faire des armes et des outils.

Mais le cuivre a deux graves inconvénients qui ont arrêté son emploi à l'état de pureté; il ne fond qu'à une température très-élevée (1092°), et il se solidifie presque instantanément dans les moules.

L'étain, dont la découverte fut presque contemporaine de celle du cuivre, donna les moyens de remédier aux inconvénients de celui-ci. Les plus anciens peuples de l'Asie, les Aryas, avant leur départ de la Bactriane, découvrirent qu'en associant au cuivre une faible quantité d'étain, on obtient un alliage qui est beaucoup plus flexible, plus dur et qui se prête plus facilement au moulage que le cuivre pur.

La connaissance de cet alliage, qui porta les noms d'*Æs*, de *Chalcos*, d'*Aurichalque* ou *orichalque*, que nous traduisons indifféremment par *airain*, *cuivre*, *bronze*, *laiton*, remonte donc très-haut dans l'histoire des nations; c'est la dispersion des premières tribus asiatiques qui la répandit dans le reste de l'Orient, de même que l'invasion des Galls ou Celtes, au seizième siècle avant l'ère chrétienne, dans les pays ibéro-hispaniques, l'apporta en Europe.

Ce sont les Indiens qui reconnurent les premiers que cet alliage, aussi fragile que du verre lorsqu'il vient d'être coulé, peut être rendu malléable et façonnable au marteau, si, après avoir été fortement chauffé au rouge cerise, il est subitement plongé dans l'eau froide. Cette *trempe*, loin de le durcir, ainsi que cela arrive pour l'acier, lui donne la mollesse, la malléabilité et la ténacité convenables pour être réduit en lames excessivement minces. Si, alors, on le chauffe de nouveau pour le laisser refroidir lentement, il reprend sa dureté première et peut supporter sans se briser des vibrations et des chocs très-forts.

C'est après cette importante découverte que le bronze remplaça bientôt la pierre, le silex et même le cuivre pur, pour la confection des armes de toute nature, aussi bien que pour celle des instruments et outils des arts mécaniques. Les lames de sabre et d'épée furent elles-mêmes coulées, et ce n'est que pour les rendre tranchantes qu'on fit intervenir, comme pour tous les autres instruments coupants, le marteau en pierre lisse et dure.

Cet usage général du bronze dura pendant une période fort longue chez toutes les nations de l'antiquité et persista chez les Grecs, les Romains, les Gaulois pendant bien des siècles, jusqu'à l'époque où la métallurgie, ayant fait de grands progrès, put livrer le fer en assez grandes quantités et à des prix assez bas pour qu'il devint à son tour le métal usuel par excellence.

Ainsi dans l'histoire primitive des races humaines, l'usage de la pierre a précédé l'emploi des métaux, et le cuivre ou le bronze a été connu et mis en œuvre avant le fer. Ces trois périodes successives, si clairement établies par les études des savants du Nord de l'Europe, ont reçu de ceux-ci les noms d'*Âges de la pierre*, *du bronze* et *du fer* (1).

État naturel. — C'est, sans contredit, un des métaux les plus communs à la surface du globe, et celui qui s'offre sous les formes les plus

(1) Le nom du cuivre, *Kypros* chez les Grecs, *Cyprium*, puis *Cuprum* chez les Latins, rappelle l'un des noms de la déesse Cypris ou Vénus, qui avait un temple célèbre dans l'île de Chypre ou Chypre. Cette île renfermait des mines d'or, d'argent, et surtout de cuivre auquel on imposa le même nom. Les alchimistes, dans leur langage figuré et poétique, lui donnèrent celui de *Vénus*, probablement à cause de sa facilité à s'unir à presque tous les autres métaux.

variées. Il ne constitue pas moins de vingt-trois espèces minérales bien déterminées. Après l'or, c'est lui que l'on rencontre le plus souvent à l'état natif ; il n'est jamais pur ; il contient du fer, de l'or ou de l'argent. Il accompagne les autres minerais de cuivre, mais on le voit aussi en masses isolées dans des sables, au Brésil, au Chili, au Canada. Une de ces masses, trouvée à peu de distance de Bahia (Brésil), pesait 1308 kilog. Les mines de Corocoro, situées dans les montagnes de la Bolivie, à plus de 300 kilomètres de la côte, fournissent un minerai d'une grande richesse, consistant en un mélange de petits grains de cuivre natif et de quartz sableux. Ce minerai arrive maintenant en Europe ; il est exploité à Romilly (Eure), à la Villette près Paris, etc.

On a découvert, il y a une quinzaine d'années, des mines considérables de cuivre natif très-pur sur la rive méridionale du lac Supérieur, aux États-Unis ; le métal est disséminé, en fragments irréguliers et de volumes très-divers, au milieu d'un vaste terrain de porphyre. Il faut bien que cette exploitation ait paru fort avantageuse, puisque, en 1843, cent vingt compagnies s'occupaient à l'envi d'arracher aux entrailles du sol cette riche dépouille. En 1850, ces mines ne fournissaient pas moins de 600 tonnes de métal ; en 1856, elles en produisaient déjà 3600 tonnes, et cet accroissement rapide ne s'est pas arrêté (1).

Un fait entièrement nouveau pour la science, c'est que, vers une extrémité de ce dépôt, là où le cuivre est le moins abondant, on trouve de l'argent également natif en très-petits fragments. Par suite de cette association remarquable des deux métaux, lorsqu'on fond ce minerai, on obtient un alliage de cuivre et d'argent, dans lequel la proportion de ce dernier peut s'élever jusqu'au vingtième.

Mais c'est surtout à l'état de sulfure double de fer et de cuivre, ou de *cuivre pyriteux*, qu'il est abondant. Presque tous les spays en possèdent des mines, où l'on trouve aussi du carbonate de cuivre, du protoxyde ou *cuivre oxydulé*, des arsénates, du phosphate, et des sulfures plus ou moins argentifères, appelés *cuivre gris*.

Le *Cuivre pyriteux*, *Pyrite cuivreuse* ou *Chalkopyrite* des minéralogistes, $\text{Cu}^2\text{S} + \text{Fe}^2\text{S}^2$, qui ressemble beaucoup à la pyrite de fer par son éclat métallique, s'en distingue à sa couleur plus jaune-rougeâtre et par des teintes irisées très-belles.

C'est dans les terrains anciens, graniïoïdes, que se trouvent surtout les minerais de cuivre en filons ou en amas puissants. Les pays les plus riches, sous ce rapport, sont l'Angleterre, la Suède, la Saxe, la Bohême,

(1) Ces mines du lac Supérieur furent exploitées, dans des temps très-reculés, par des tribus indiennes qui se servaient de ce métal natif pour leurs armes et comme objet d'échange. Elles détachaient péniblement, à coups de hache de pierre, les angles les plus saillants des blocs naturels qui sont parfois d'un volume considérable. Les morceaux étaient façonnés, à froid ou à chaud, avec le marteau, et ensuite les instruments obtenus étaient transportés au loin dans le Mexique et jusqu'au Pérou.



la Thuringe, la Hongrie, la Transylvanie, en Europe; et dans les autres parties du monde, le Mexique, le Chili, le Pérou, le lac Supérieur aux États-Unis, la Perse, le Japon, la Chine, la Sibérie, etc.

Dans les monts Ourals (Sibérie), les mines de Ourinski et de Goumechefski sont constituées, non par du *cuivre pyriteux*, mais par un sulfure simple, Cu^2S , nommé par les minéralogistes *Cuivre sulfuré*, *Cuivre vitreux*, *Chalkosine*, qui renferme 80 p. 100 de métal et qui est par conséquent plus riche que le *cuivre pyriteux* qui n'en contient que 35 p. 100.

En France, on connaît bien 88 gisements de cuivre, mais 4 seulement ont été exploités, à savoir : à Chessy et à Saint-Bel, près de Lyon, à Baigorry dans les Pyrénées, à Poullaouen et Huelgoët en Bretagne. La plupart de ces gîtes sont maintenant épuisés.

Plusieurs mines de cuivre ont été découvertes, il y a quelques années, en Algérie : depuis 1844, celles de la Mouzaïa, au nord de Médéah, sont en exploitation ; celles du cap Tenez le sont depuis 1849.

Les plus anciennes mines de cuivre connues sont celles de Rammelsberg, près de Goslar dans le Hanovre ; elles ont été ouvertes en 968.

L'extraction du cuivre, dans le monde entier, fournit annuellement 578104 quint. métriq., qui représentent une valeur de 175821060 fr. dont l'Angleterre reçoit à peu près la moitié ; car c'est dans ce pays que le traitement des minerais a atteint le plus haut degré de développement et de précision (1). Ce n'est qu'en 1689 qu'on fit revivre en Angleterre l'art d'extraire le cuivre et de le raffiner, principalement dans le comté de Cornouailles. Cet art précieux avait été oublié et négligé depuis longtemps, et même depuis l'époque de l'entrée des Saxons en Angleterre.

La production de la France s'élève à peine à 20 millions de quintaux métriques ; aussi l'importation annuelle des cuivres étrangers, et surtout du cuivre brut anglais, va-t-elle de 90 à 120000 quint. métr., qui sont presque intégralement mis en œuvre par nos diverses industries : celle des capsules en consomme à elle seule de 500 à 600000 kilogr. Nos usines reçoivent aussi, par an, de 4 à 5 millions de kil. de minerai brut, notamment de la Bolivie. Les minerais de l'Algérie arrivent en grande partie à Marseille, où ils sont traités dans l'établissement de

(1) C'est dans le comté de Cornouailles, dans le Devonshire, dans l'île d'Anglesey, dans le pays de Galles, etc., qu'existent les mines de cuivre les plus considérables. Mais ce sont sans contredit celles de Cornouailles qui sont les plus productives ; on n'y compte pas moins de 84 mines en exploitation ; quelques-unes sont exploitées à 435 mètres au-dessous du niveau de la mer, et à 536 mètres au-dessous de la surface terrestre. C'est l'excavation la plus profonde de la Grande-Bretagne. La puissance des machines employées à l'exploitation des seules mines dites *consolidées*, est égale à celle de 1000 chevaux. On y compte 2400 mineurs qui y travaillent assidûment, non compris une foule d'ouvriers qui sont appelés dans certaines occasions. Elles ont produit, en 1833, un bénéfice net de 1165000 fr.

Caronte. C'est principalement dans les départements de l'Eure, de la Seine-Inférieure, de la Seine, des Ardennes, du Rhône, des Bouches-du-Rhône et de la Haute-Garonne, que sont situés les établissements métallurgiques qui fournissent le cuivre commercial.

Extraction. — L'extraction du métal des minerais non sulfurés, tels que cuivre natif, cuivre oxydulé, carbonates, ne présente aucune difficulté : on les chauffe, en présence du charbon de bois ou du coke, dans un fourneau à réverbère ; la réduction s'opère très-rapidement ; on coule le produit dans des moules pour en faire des *saumons*.

Mais autant ce traitement est simple, autant est long, compliqué, dispendieux celui des différents sulfures, et notamment du *cuivre pyriteux*, qui est surtout l'espèce qu'on exploite généralement. Je n'entre-rais, à cet égard, que dans les détails les plus essentiels.

On commence par griller le minerai dans de grands fourneaux à réverbère (*fig. 636*) ; une assez forte portion du soufre disparaît, partie en

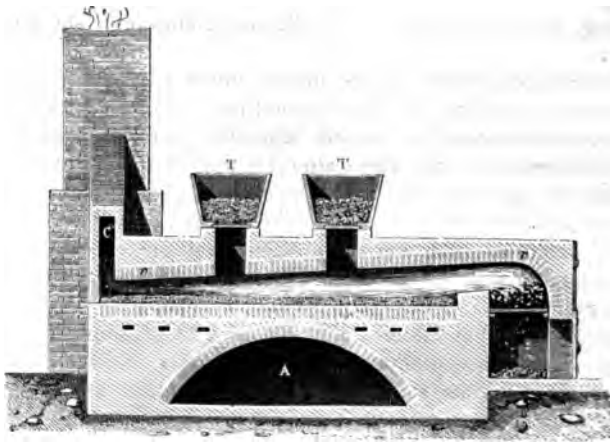


Fig. 636. — Grillage des minerais de cuivre pyriteux.

vapeurs, partie à l'état de gaz acide sulfureux. Le résidu se compose d'oxydes de fer et de cuivre, mélangés de sulfates et de sulfures échappés au grillage. On y ajoute une certaine quantité de quartz pour convertir l'oxyde de fer en silicate, et environ 50 p. 100 de scories provenant d'opérations antérieures ; on chauffe le tout dans un fourneau à manche (*fig. 637*). Il se forme de nouvelles scories renfermant la plus grande partie du fer de la pyrite ; et au-dessous se trouve un produit brun et fragile, nommé *matte*, qui contient beaucoup plus de cuivre et bien moins de fer et de soufre qu'auparavant.

La *matte*, cassée en petits fragments, est soumise à un très-grand nombre de grillages et de fusions successifs en présence de quartz, afin



d'éliminer de plus en plus le soufre et le fer, et l'on finit par obtenir du cuivre impur, appelé *cuivre noir*, qui renferme environ 90 à 95 p. 100 de cuivre.

On affine ce métal impur en le tenant en fusion pendant plusieurs heures sur la sole A d'un four à réverbère (fig. 638), et en dirigeant à la surface du bain métallique le vent de deux forts soufflets *t, t*. Le soufre brûle, le fer et les autres métaux étrangers, plus oxydables que le cuivre, s'oxydent et passent dans les scories avec une certaine quantité d'oxyde de cuivre; on enlève ces scories à mesure. Lorsque le cuivre offre une belle couleur rouge et ne produit plus d'écumes, on le fait couler dans des bassins de réception B, B; on verse un peu d'eau à la surface pour hâter le refroidissement; on enlève avec un ringard la croûte solide qui s'est formée, et on continue ainsi, successivement, jusqu'à ce que tout le cuivre ait été converti en plaques rondes, couvertes d'aspérités, d'un beau rouge, qu'on appelle *rosettes*.

Comme le cuivre *rosette* n'a pas toute la malléabilité désirable, à cause du protoxyde qu'il renferme et auquel il doit sa couleur rouge-rose, on le raffine en le maintenant fondu sous une couche de charbon de bois et en le brassant avec une grosse perche de bois vert. Les gaz carbonés pro-

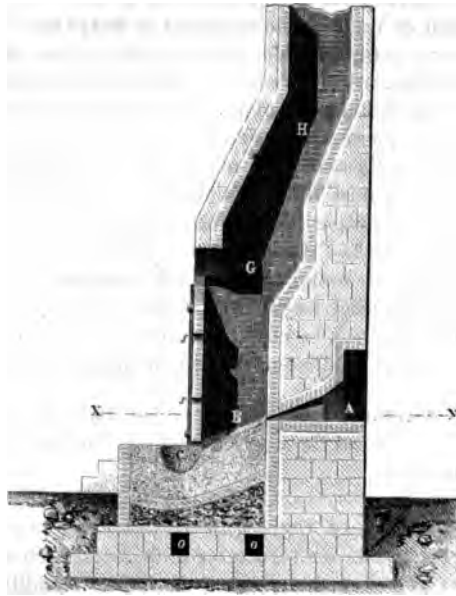


Fig. 637. — Four à manche pour la fusion de la pyrite grillée.

du four à réverbère (fig. 638), et en dirigeant à la surface du bain métallique le vent de deux forts soufflets *t, t*. Le soufre brûle, le fer et les autres métaux étrangers, plus oxydables que le cuivre, s'oxydent et passent dans les scories avec une certaine quantité d'oxyde de cuivre; on enlève ces scories à mesure. Lorsque le cuivre offre une belle couleur rouge et ne produit plus d'écumes, on le fait couler dans des bassins de réception B, B; on verse un peu d'eau à la surface pour hâter le refroidissement; on enlève avec un ringard la croûte solide qui s'est formée, et on continue ainsi, successivement, jusqu'à ce que tout le cuivre ait été converti en plaques rondes, couvertes d'aspérités, d'un beau rouge, qu'on appelle *rosettes*.

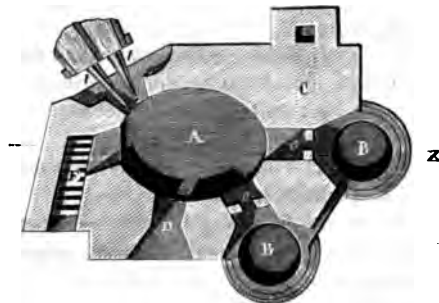


Fig. 638. — Coupe horizontale du four à affiner le cuivre noir.

duits par la décomposition de ce bois font bouillonner toute la masse métallique, réduisent le protoxyde et favorisent l'expulsion des matières étrangères interposées. On juge que l'affinage est complet, lorsqu'un peu de métal coulé en lingot et essayé sur l'enclume s'y aplatit sans se gercer. On procède alors au coulage dans des lingotières ou dans des moules, suivant les formes qu'on veut donner au métal.

Les difficultés que présente l'exploitation de nos minerais de cuivre, font supposer que les anciens, qui possédaient et travaillaient une quantité prodigieuse de ce métal, avaient à leur disposition des mines, épurées aujourd'hui, de cuivre natif et carbonaté, qui ne demandent guère d'autre préparation qu'une simple fusion. Pline nous apprend qu'on exploitait le cuivre pyriteux en Chypre et dans l'Acarnanie, et qu'on en retirait le métal en calcinant le produit du grillage (oxyde de cuivre) avec du miel. Le miel, substance riche en carbone, agissait de la même manière que le charbon employé aujourd'hui pour la réduction des oxydes. Ce fait nous explique le prix élevé des métaux chez les anciens.

Variétés commerciales. — Dans le commerce, le cuivre est désigné par les lieux de provenance. Voici les espèces qu'on trouve sur nos marchés :

1. *Cuivre d'Angleterre*, venant particulièrement des mines de Cornouailles et d'Anglesey. — On en connaît plusieurs qualités. La première réunit tous les caractères d'un métal bien affiné et se prête à tous les usages. Les deuxième et troisième qualités n'offrent qu'un métal mal affiné, sec, dur et cassant.

Les cuivres anglais sont en lingots et plaques de divers poids, plus généralement de 7 à 8 kil. pour les lingots, de 25 à 40 kil. pour les plaques.

2. *Cuivre de Russie*. — Généralement très-bien épuré, d'une cassure finement grenue et brillante. En lingots de diverses formes et de divers poids.

3. *Cuivre de Suède*. — Variant pour le degré de finesse et d'épuration. En général, d'un beau rouge vif partout uniforme ; les parties les plus saillantes des rosettes ont un reflet argenté. En gâteaux, dits *rosettes*, de différents poids et diamètres.

4. *Cuivre de Norvège*. — Moins bien affiné et moins estimé que le précédent ; mêmes formes.

5. *Cuivre du Chili et du Pérou*. — De qualités très-diverses pour le degré de pureté ; souvent noirâtre, aigre, cassant, contenant encore beaucoup de fer et de soufre. On en reçoit cependant de bien épuré, surtout celui nommé *Corocoro*. Celui de Coquimbo (Chili) l'est beaucoup moins. En lingots et en barres de diverses formes et de divers poids.

Impureté du cuivre commercial. — Les cuivres du commerce renferment toujours des traces de fer, d'étain, de plomb, d'argent,



du charbon, du protoxyde de cuivre. Il y en a même qui contiennent de l'antimoine. Ils sont plus purs après qu'ils ont été laminés, les métaux étrangers s'oxydant pendant les chauffes multipliées qu'on fait prouver au métal pour le soumettre à l'action des laminoirs.

Les seuls moyens d'avoir du cuivre réellement pur, c'est de réduire l'oxyde noir ou bioxyde par l'hydrogène (fig. 639), ou de décompo-

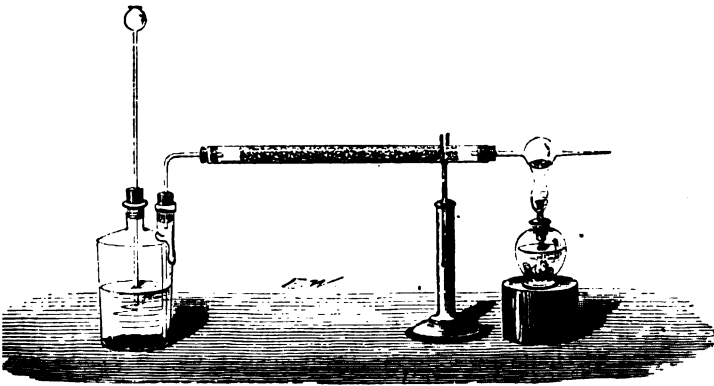


Fig. 639. — Appareil pour obtenir en petit du cuivre par la réduction du bioxyde.

ser le sulfate cristallisé et dissous par le courant de la pile électrique. Le cuivre galvanoplastique est dans ce cas.

Caractères distinctifs. — Le cuivre pur a une belle couleur rouge et lui est particulière ; il possède l'éclat métallique à un haut degré ; a une saveur sensible, et lorsqu'il est frotté, il communique aux doigts une odeur fort désagréable et nauséabonde. C'est un des métaux les plus sonores, les plus ductiles et les plus malléables. Malheureusement ces précieuses qualités sont contre-balancées par plusieurs propriétés fâcheuses qui circonscrivent ses applications. Ainsi, il est très-vénéneux, surtout à l'état d'oxyde ou de carbonate, et il tend à se décomposer en ces composés dès qu'il a le contact de l'air ou des aliments acides ou gras.

En effet, il se ternit beaucoup à l'air et se couvre d'une légère couche verte d'hydrate et de carbonate de bioxyde de cuivre, qui est plus connue sous le nom de *vert-de-gris*. C'est ce qu'on remarque très-bien sur la surface des statues de bronze qui décorent nos places et nos jardins publics. Cet enduit, que les antiquaires nomment *patine antique*, préserve le métal intérieur d'une altération plus profonde, en sorte que, protégées par cette espèce de manteau, les statues doivent leur conservation à la cause même qui avait paru d'abord menacer leur existence (Haüy).

Les casseroles et autres vases dans lesquels on fait cuire les aliments ne leur communiquent aucune qualité nuisible, tant qu'on ne les y laisse pas refroidir ; mais ceux qui y séjournent deviennent vénéneux, parce que, sous l'influence des acides ou des matières grasses contenus dans ces aliments, le cuivre s'oxyde aux dépens de l'air, et se dissout dans la masse. C'est parce qu'ils n'ont pas égard à cette observation, que les domestiques exposent si souvent la vie de leurs maîtres et la leur, en servant des mets cuits et refroidis dans des vases de cuivre.

Ce motif fit proscrire le cuivre des usages domestiques en Suède, sous la reine Christine, et la reconnaissance publique vota une statue au célèbre professeur Schoffer, qui sollicita cette réforme.

Chez nous, pour diminuer les dangers de l'emploi des vases de cuivre dans les ménages, on a pris l'habitude de les recouvrir d'une couche d'étain, c'est-à-dire de les *étamer* (1). Voici comment on opère cet étamage :

Étamage du cuivre. — On commence par décaper ou désoxyder la pièce de cuivre, en la saupoudrant de sel ammoniac, la chauffant et la frottant vivement avec un tampon d'étoffe, pour étendre la poudre sur toute sa surface. L'ammoniaque du sel réduit, par son hydrogène, une partie de l'oxyde à l'état métallique, tandis que le chlore transforme l'autre en protochlorure de cuivre qui se volatilise. Lorsque, par cette double réaction, la surface du métal est devenue très-brillante, on met une quantité d'étain convenable sur cette pièce qu'on tient toujours sur le feu. Le métal étant en pleine fusion, on l'étend avec l'étoffe, par un frottement plus ou moins rapide, sur toute la surface du cuivre, et l'on continue à frotter jusqu'à la fin de l'opération, en ayant soin de rassembler l'excédant d'étain de manière à le détacher de la pièce. Pour prévenir l'oxydation, on jette souvent sur le bain une petite quantité de résine qui fond et couvre toute sa superficie.

Il faut avoir l'attention de renouveler au moins tous les mois cette couche préservatrice, lorsque les vases sont d'un usage habituel, car le récurage, le frottement des cuillères, les sauces acides, en enlèvent journellement de petites portions, et mettent bientôt le cuivre à nu.

(1) L'étamage du cuivre est une opération fort ancienne, et c'est aux Gaulois que revient, d'après Pline, l'honneur de cette belle découverte, si utile à la santé de l'homme. Mais le naturaliste romain ne nous dit pas si les Gaulois employèrent l'étain comme une précaution contre le vert-de-gris ou seulement comme un objet de luxe pour divers ornements de leurs meubles. Cependant, ce qui ferait croire qu'ils commencèrent d'abord par étamer leur batterie de cuisine, c'est que par la suite ils substituèrent l'argent à l'étain pour étamer les mors de leurs chevaux, les harnais de leurs attelages et même jusqu'à leurs voitures. Les habitants de Bourges excellaient surtout dans ce genre d'industrie, imaginé à Alise, aujourd'hui Provins.



Vous comprendrez mieux l'importance de la recommandation que je fais en ce moment, lorsque vous saurez que la couche d'étain appliquée sur le cuivre n'a pas plus de 0^m^m,0675 d'épaisseur, et que, d'ailleurs, elle n'est point unie au cuivre, mais simplement superposée.

L'étamage pratiqué avec l'étain fin est brillant et d'un beau blanc d'argent ; il prend un ton jaunâtre dès qu'il éprouve un commencement d'oxydation. Mais malheureusement l'étain dont se servent les étameurs est le plus souvent allié à des proportions très-variables de plomb, en sorte que le cuivre recouvert d'un pareil alliage offre tout autant de dangers que dans son état normal. Les ordonnances de police prescrivent depuis longtemps de ne faire usage que d'étain pur pour l'étamage de tous les vases destinés aux usages alimentaires, mais comme il n'y a pas de surveillance à cet égard, presque partout, si ce n'est à Paris, les étameurs, et surtout les étameurs ambulants, ne se font pas scrupule d'employer de l'étain contenant de 25 à 50 p. 100 de plomb ; on reconnaît facilement ces étamages dangereux à la nuance bleuâtre et terne qu'ils présentent.

Dès 1778, Biberel père a fait connaître un mode d'étamage qui dure sept fois autant que l'étamage ordinaire, et qui est tout à la fois plus économique et plus salubre. Il consiste à faire usage d'un alliage de 6 parties d'étain et de 1 partie de fer. Cet alliage est beaucoup plus dur que l'étain commun, et bien moins fusible, aussi peut-il être appliqué sur le cuivre en couches aussi épaisses que l'on désire. C'est à ces deux circonstances qu'il faut attribuer la plus grande durée de l'étamage de Biberel : en effet, par la méthode ordinaire, il est impossible d'augmenter à volonté l'épaisseur de la couche d'étain, parce qu'il n'y a alliage qu'au contact des deux métaux, et que tout l'étain excédant se sépare et coule aussitôt que la pièce est exposée à une chaleur suffisante. En 1811, Biberel fils fit revivre l'invention de son père, et dans ces dernières années une compagnie s'est formée, à Paris, pour l'étamage des vases de cuivre et de tous les ustensiles de cuisine, au moyen du nouvel alliage ; elle a donné à son procédé le nom d'*étamage polychrome*. Il est à désirer qu'on adopte ce nouveau procédé, recommandé avec raison par la Société d'encouragement et le Conseil de salubrité. Napoléon 1^{er} avait donné l'ordre aux intendants de sa maison de confier à Biberel tous les étamages qui y deviendraient nécessaires.

Richardson et Motte ont proposé de substituer à l'alliage de Biberel un composé plus facile à appliquer, plus blanc et plus adhérent, fait avec : étain 90,4, nickel 5,7, fer 3,9. L'alliage Budi est analogue ; il se compose de : étain 89, nickel 6, fer 5.

Un étameur de Paris, le sieur Guanilh, a pris, en 1833, un brevet d'invention pour un nouvel étamage qu'il fait avec de l'étain allié avec un peu de fer et de platine. Cet alliage est appliqué sur le cuivre d'après la méthode ordinaire, et par-dessus on étend une couche d'étain

pur. On étame de la même manière le fer, la fonte, même le plomb et les autres métaux.

Oxydes du cuivre. — Lorsque le cuivre est en contact avec la flamme, il s'oxyde et communique à cette dernière une teinte verte; c'est ce qu'on voit très-bien sur les fourneaux de cuisine, où la flamme des charbons qui touchent les casseroles se colore souvent d'une magnifique couleur verte; c'est ce qu'on voit encore mieux en interposant un fil de cuivre dans un bec de gaz. Les artificiers tirent parti de cette propriété pour produire ces belles étoiles vertes qui jaillissent des fusées et des bombes; ils ajoutent simplement à leurs poudres du cuivre pulvérisé très-fin.

A la chaleur rouge, le cuivre se recouvre d'une couche de protoxyde, nommé vulgairement *oxyde rouge*; il s'en détache en écailles, qu'on appelle *battitures*. Par une calcination plus longue, il se produit du bioxyde d'un brun noirâtre désigné habituellement sous le nom d'*oxyde noir de cuivre*. Le premier oxyde sert aux verriers pour colorer en un beau rouge les verres employés à la décoration des monuments religieux. Le bioxyde donne aux verres et aux émaux une teinte verte ou bleue plus ou moins intense. La teinte bleue se produit surtout quand les fondants sont alcalins.

Ces deux oxydes du cuivre ont la composition suivante :

	Protoxyde.	Bioxyde.
Métal.....	88,80	79,86
Oxygène.....	11,20	20,14
	<hr/>	<hr/>
	100,00	100,00
Formules....	Cu ² O	CuO.

Le bioxyde est le seul qui se combine intégralement aux acides; c'est la base de tous les sels de cuivre.

Le protoxyde ou sous-oxyde, qu'on rencontre quelquefois en poudre rouge cristalline à la surface de certains minerais de cuivre, est un oxyde singulier qui, en présence des acides, se dédouble en cuivre métallique et en bioxyde : $\text{Cu}^2\text{O} = \text{Cu} + \text{CuO}$.

On connaît encore deux autres composés oxygénés, mais qui n'ont qu'un intérêt scientifique : l'un, nommé *peroxyde*, est représenté par CuO^2 ; l'autre, *acide cuivrique*, peu stable, encore mal étudié, et qu'on symbolise, à tort sans doute, par Cu^2O^2 .

Préparation de l'azote au moyen du cuivre. — Dans les laboratoires, on tire parti de la facilité avec laquelle le cuivre s'oxyde au contact de l'air chaud pour se procurer l'azote dans un plus grand état de pureté qu'avec le phosphore et sous forme de courant gazeux qu'on peut recueillir commodément dans des cloches ou des flacons convenables.

Pour cela, on fait passer de l'air préalablement dépouillé d'eau et d'acide



carbonique sur du cuivre porté à l'incandescence dans un tube de verre vert peu fusible CD placé au centre d'un fourneau long H (*fig. 640*). Dans ces condi-

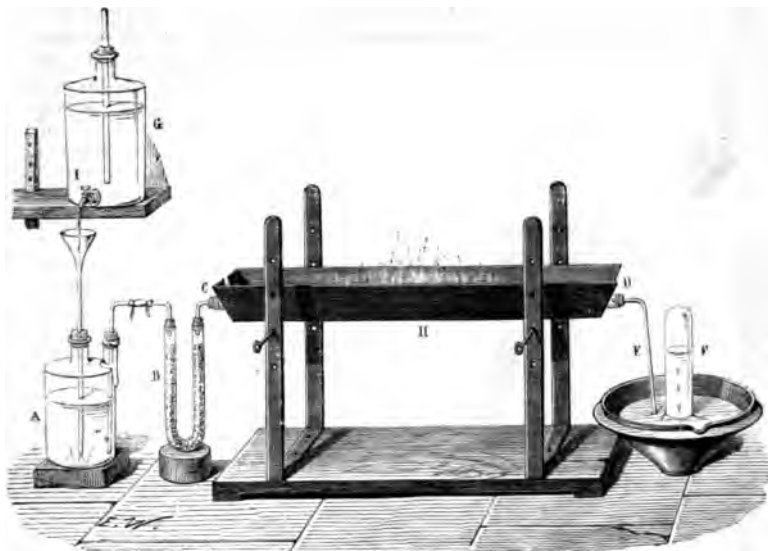


Fig. 640. — Préparation de l'azote au moyen du cuivre.

tions, le métal s'empare de l'oxygène pour former du bioxyde, et l'azote se rend, par le tube abducteur E, dans la cloche F.

Pour déterminer le courant d'air, on fait tomber de l'eau d'un vase supérieur G dans un flacon vide à deux tubulures A, qui est relié avec un tube B renfermant de la pierre-ponce imbibée de potasse caustique. Il faut que le courant d'air soit lent, la colonne de cuivre assez longue, celle-ci maintenue au rouge sombre pendant toute la durée de l'expérience, afin que l'azote soit complètement pur.

Procédé de MM. Dumas et Boussingault pour l'analyse de l'air. — Vous entrevoiez déjà, Messieurs, que ce procédé, légèrement modifié, peut servir de moyen eudiométrique : en effet, de tous ceux qui ont été proposés jusqu'ici, c'est le plus exact, sans contredit, et celui qui permet le mieux de constater les plus légères variations dans les proportions respectives de l'oxygène et de l'azote, parce que l'on opère sur de très-grands volumes d'air. MM. Dumas et Boussingault l'ont employé, en 1840, pour leurs belles recherches sur la véritable constitution de l'air atmosphérique.

Un autre avantage de ce procédé, c'est de pouvoir peser directement l'oxygène et l'azote. Malheureusement il n'est pas à la portée de tous les expérimentateurs, à cause des frais considérables qu'il exige en achat de ballons, de tubes et de balance très-sensible. Voici en quoi il consiste :

On prend un ballon A (*fig. 641*) de 15 à 20 litres de capacité, muni d'une armature en cuivre traversée par un robinet R" et pouvant se visser sur le plateau de la machine pneumatique ; on le met en rapport avec un tube en verre

vert BB' plein de cuivre métallique réduit par l'hydrogène et armé de robinets R, R qui permettent d'y faire le vide; ce tube est placé sur une grille à combustion; on en a pris exactement le poids, ainsi que celui du ballon vide d'air.

Tout étant ainsi disposé, on chauffe peu à peu le tube à cuivre jusqu'au rouge, puis on ouvre celui des robinets qui donne accès à l'air, qui se précipite alors sur le métal, auquel il cède immédiatement son oxygène. Au bout de quelques

minutes, on ouvre le second robinet, ainsi que celui du ballon, et le gaz azote se rend dans ce dernier vase. Les robinets demeurant ouverts, l'air afflue, et à mesure qu'il passe dans le tube à cuivre il y abandonne son oxygène: c'est donc de l'azote pur que le ballon reçoit. Quand il en est plein ou à peu près, on ferme tous les robinets. On pèse ensuite séparément le ballon et le tube plein d'azote, puis on les pèse de nouveau après y avoir fait le vide. Les différences de ces pesées donnent le poids du gaz azote. Quant au poids de l'oxygène, il est fourni par l'excès de poids que le tube à cuivre a acquis pendant la durée de l'expérience.

Avant d'arriver sur le cuivre qui doit lui enlever son oxygène, l'air se dépouille d'abord d'acide carbonique en passant dans un appareil à boules de Liebig C qui contient une dissolution concentrée de potasse, et dans une série de tubes à deux branches D, E, F, G contenant des fragments de potasse caustique rougie au feu. Il se dessèche ensuite complètement en passant dans un tube de Liebig H plein d'acide sulfurique récemment bouilli et dans des tubes à branches I, K garnis de ponce humectée du même acide. La ponce doit avoir été à l'avance calcinée avec l'acide sulfurique, sans quoi elle pourrait dégager dans les tubes des vapeurs d'acide chlorhydrique qui rendraient l'analyse inexacte.

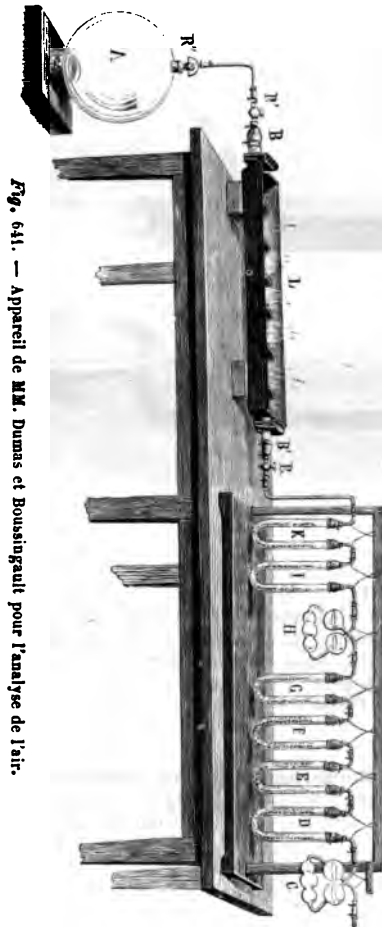


Fig. 641. — Appareil de MM. Dumas et Boussingault pour l'analyse de l'air.

Vous avez déjà vu avec quelle facilité le bioxyde de cuivre est réduit à des températures très-basses par l'hydrogène et le charbon; j'ajouterai que toutes les matières organiques agissent de même, parce qu'elles renferment ces deux éléments; je vous apprendrai plus tard le parti qu'on tire de ce fait pour opérer l'analyse élémentaire de ces matières.



Ce bioxyde forme avec l'eau un hydrate, CuO, HO , d'un très-beau bleu, qui apparaît en flocons dès qu'on verse un excès de potasse ou de soude dans un sel de cuivre; ces flocons disparaissent sur-le-champ dans l'ammoniaque, parce qu'il se forme un *ammoniuure de cuivre*, qui est soluble et d'une superbe couleur bleu-azuré. C'est cette liqueur que les pharmaciens appellent *eau céleste*, et dont ils décorent la devanture de leurs officines.

Le bioxyde de cuivre vous offre un exemple bien remarquable de l'influence qu'exerce la présence de l'eau sur la coloration des corps. Sec, cet oxyde est d'un brun presque noir; à l'état d'hydrate, il est bleu; et, dès qu'on dessèche cet hydrate, il reprend la couleur propre à l'oxyde pur. Pour lui conserver sa couleur bleue, il faut le mêler, avant de le faire sécher, avec des matières étrangères, telles que silice, chaux, alumine, blanc d'œuf ou gélatine. C'est ainsi qu'on agit quand on veut faire usage de cet hydrate bleu dans la fabrication des papiers peints.

En 1864, M. Péligot a découvert le moyen d'obtenir un hydrate de cuivre très-stable, conservant sa couleur à 100° . Il suffit d'ajouter beaucoup d'eau à une solution faiblement ammoniacale d'azotate de cuivre. Il se forme un précipité cristallin, très-divisé, d'un beau bleu turquoise, qui se substituera avec avantage à l'hydrate précédent dans la peinture, l'industrie des tissus et des papiers peints.

Anhydre ou hydraté, le bioxyde est très-soluble dans les huiles. Vous avez pu remarquer, peut-être, que ces liquides, de même que tous les corps gras en général, deviennent verts en très-peu de temps par leur séjour dans les lampes ou dans tout autre vase de cuivre. Cette couleur est due à la dissolution de l'hydrate et du carbonate de cuivre produits par le contact de l'air.

Il a déjà été question tant de fois de l'action des principaux acides sur le cuivre que je crois inutile de revenir sur ce sujet. Je vous dirai seulement que sous l'influence des plus petites traces d'acides, ce métal absorbe rapidement l'oxygène de l'air: ainsi, en le mouillant d'acide sulfurique faible et même de vinaigre (acide acétique), il se trouve promptement converti en sulfate ou en acétate de bioxyde. C'est un moyen assez commode de se procurer de l'azote sans autre appareil qu'une cloche sous laquelle on enferme la limaille de cuivre humectée d'eau acide.

Il en est de même des alcalis, et notamment de l'ammoniaque. En présence de cette dernière et de l'air, le cuivre se change en protoxyde qui se dissout dans l'alcali sans le colorer, tant qu'il y a du métal en excès. La liqueur isolée de celui-ci reste incolore en vases fermés, mais elle bleuit bientôt en vases ouverts, parce que le protoxyde passe à l'état de bioxyde qui forme un ammoniuure bleu.

Chlorures de cuivre. — Le chlorure de sodium en dissolution

concentrée n'attaque pas sensiblement le cuivre, mais il en est tout autrement lorsqu'il est en dissolution très-étendue. Il se fait d'abord du protochlorure de cuivre, Cu^2Cl , incolore, qui à l'air verdit en se changeant en bichlorure, CuCl . Voilà pourquoi l'eau de mer met hors de service en quelques années les feuilles de cuivre dont on double les navires destinés à la navigation au long cours et dont le bois serait rapidement percé par les animaux marins sans cette précaution.

La dissolution du protochlorure de cuivre dans l'ammoniaque, qui est incolore tant qu'elle n'a pas le contact de l'air, absorbe l'oxygène avec rapidité et devient bleue. Doyère a fondé, en 1848, un procédé eudiométrique sur cette propriété. En 1850, il a constaté, avec M. F. Leblanc, que cette même dissolution absorbe le gaz oxyde de carbone avec non moins de rapidité que l'oxygène, et depuis cette époque on l'emploie au dosage du premier de ces gaz, dans les mélanges, toutefois, qui ne contiennent pas d'hydrogène bicarboné, car ce dernier est également absorbé par elle.

La propriété que possède le protochlorure de cuivre d'absorber l'oxygène de l'air et de se transformer en oxychlorure (CuCl, CuO), qui, à son tour, abandonne son oxygène et repasse à l'état de protochlorure quand il est exposé à une température de 400° , a été mise à profit par M. Mallet pour se procurer de l'oxygène à très-bas prix, puisque c'est toujours le même protochlorure qui sert ; il ne s'agit que de le révivifier convenablement après chaque opération. Lorsqu'on opère en grand, la perte est minime : en effet, elle se réduit à 1 kilogr. de protochlorure pour 4 mètres cubes de gaz. Chaque kilogramme de ce composé fournit de 28 à 30 litres d'oxygène suffisamment pur. La matière cuivreuse, renfermée dans des cornues horizontales animées d'un mouvement de rotation, ne sort jamais de ces vases ; la calcination et la révivification se font dans le même récipient. On ajoute au protochlorure une substance inerte, sable ou kaolin, pour l'empêcher d'éprouver la fusion ignée. La température nécessaire ne dépasse pas celle de la décomposition du chlorate de potasse, puisqu'en petit on peut opérer dans du verre. La révivification est rapide, si la matière est un peu humectée et le courant d'air convenable. Trois ou quatre heures suffisent, avec la rotation des cornues qui égalise la température et permet le contact incessant de l'air et de la matière.

Quant au bichlorure, il s'unit au bioxyde en diverses proportions et constitue alors des *oxychlorures*, dont l'un, d'un beau vert foncé, se trouve à l'état naturel en petits prismes ou en octaèdres au Pérou, au Chili, dans le Massachusetts, aux Antilles, au Vésuve. Il est connu des minéralogistes sous le nom d'*atakamite*, du nom d'Atakama, district du Pérou. Après l'avoir réduit en poudre, on l'emploie comme sable à mettre sur l'écriture. Il a pour formule : $\text{CuCl}, 3 \text{CuO}, 3 \text{HO}$.

Le vert de *Brunswick* des peintres est le même composé préparé de la manière suivante : on humecte des feuilles ou des copeaux de cuivre



avec une solution de sel ammoniac et on les abandonne au contact de l'air: ils se recouvrent d'une croûte verte qu'on détache quand elle est assez épaisse.

Sels de cuivre. — Les sels de cuivre sont tous caractérisés par une couleur bleue ou verte, qu'ils soient solides ou dissous, mais qu'ils perdent la plupart, quand ils sont anhydres. Il en est quelques-uns qui jouent un rôle important dans les arts.

Carbonates. — Il y a deux carbonates, l'un vert, l'autre bleu, qui sont assez communs dans la nature.

Le premier est un sel bibasique hydraté = $\text{CO}^2, 2 \text{CuO} + \text{HO}$;

Le second est un sel sesquibasique hydraté = $2 \text{CO}^2, 3 \text{CuO} + \text{HO}$.

Le carbonate vert, qui se trouve en masses assez abondantes dans les mines des monts Ourals en Sibérie, est connu sous le nom de *malachite*. On l'appelle aussi *vert de montagne*, *endre verte* et *vert de Hongrie*, parce qu'il se rencontre dans la montagne de Kernhausen, en Hongrie.

Cette pierre est d'un beau vert, plus ou moins foncé, souvent varié par des veines concentriques ou divergentes. Elle est susceptible d'un très-beau poli: aussi elle est très-recherchée pour la décoration; on en fait des socles, des statuettes, des coupes, des vases, des chambranles de cheminées, des tabatières, etc.

Le prix moyen de la pierre brute varie de 4 à 20 fr. le kilogr. Il y a, à Saint-Petersbourg, une table en malachite estimée à près de 30000 fr.

On obtient un carbonate analogue en précipitant le sulfate de cuivre par du carbonate de soude à la température de $+ 60^\circ$; il est en poudre verte; on l'utilise dans la peinture à l'huile sous les noms de *vert de montagne artificiel*, *vert minéral*.

Le carbonate bleu, plus connu sous les noms de *bleu de montagne*, *d'azur de cuivre*, de *cuivre azuré*, *d'azurite*, de *bleu minéral*, est presque toujours cristallisé ou en boules formées de cristaux groupés. Il s'est trouvé pendant un temps en abondance à Chessy, près de Lyon, dans des matières arénacées. On l'exploite en certains pays comme minerai de cuivre. Pulvérisé et préparé convenablement, il fournit la *endre bleue* des peintres. Cette couleur est assez belle dans le principe, mais elle a l'inconvénient de changer et de virer au vert par l'action de l'air. En Tyrol, c'est avec elle qu'on peint les jouets d'enfants.

Les *pierres d'Arménie*, si célèbres chez les anciens, qui leur attribuaient une foule de propriétés médicales, entre autres, celle de guérir la mélancolie, ne sont que des pierres siliceuses ou calcaires pénétrées de cuivre azuré.

Azotate. — L'azotate de cuivre, qui est toujours un produit de l'art, est d'un usage très-fréquent dans les fabriques d'indiennes, pour la confection de plusieurs *réserves*.

Si l'on enferme dans une feuille d'étain un peu de ce sel en poudre

légèrement humide, et qu'on place le tout sur le bord d'un fourneau à peine chaud, le métal est si instantanément oxydé, qu'il y a ignition et parfois même une faible détonation.

Sulfate. — Mais c'est surtout le sulfate de cuivre, appelé *vitriol bleu*, *vitriol de Vénus*, *vitriol de Chypre*, *couperose bleue*, qui est intéressant par les nombreux services qu'il rend à l'industrie. Il entre dans la composition de l'encre; il est, avec le sulfate de fer, la base de la teinture en noir sur laine et sur soie; il sert aussi à obtenir une foule d'autres couleurs, telles que le violet, le lilas, etc. Il joue par son oxyde le double rôle de mordant et d'agent oxydant; c'est à cause de cette dernière propriété que les indienneurs le font entrer dans leurs *réserves* pour les bleus de cuve. On colore avec lui les plumes dont on fait les panaches. Combiné avec le sulfate d'ammoniaque, il constitue un sel double employé dans plusieurs couleurs d'application.

Les opérations galvanoplastiques, le *chaulage* du blé, c'est-à-dire l'immersion du grain dans une solution de ce sel pour détruire le champignon microscopique qui produit la *carie*, la préparation des *verts de Scheele*, de *Schweinfurt* et des autres couleurs arsenicales, en consomment de très-grandes quantités; il en est de même pour la fabrication des *cendres bleues* ou *bleu de montagne artificiel*, mélange de chaux, de sulfate de chaux et d'hydrate de bioxyde de cuivre, utilisé dans la peinture des papiers de tenture et des décors (1). Enfin, la médecine profite des propriétés styptiques de ce sel. C'est du reste un violent poison, comme tous les autres sels solubles du cuivre.

Il n'existe qu'en petite quantité dans la nature, à la surface des pyrites cuivreuses, ou en dissolution dans les eaux qui circulent dans l'intérieur des mines de cuivre. Ces eaux, nommées *eaux cimentatoires*, sont quelquefois assez abondantes pour que l'on cherche à en retirer le cuivre; pour cela, on les fait évaporer et on y jette des morceaux de fer sur lesquels le cuivre vient se mouler en se précipitant; c'est ce qu'on appelle du *cuivre de cémentation*.

Fabrication industrielle du sulfate de cuivre. — On le produit de différentes manières :

(1) Les *cendres bleues anglaises* sont du carbonate de cuivre dont la nuance, d'ailleurs un peu plus foncée, est ordinairement moins pure que celle de l'hydrate de cuivre. Leur préparation a toujours été tenue secrète.

On trouve encore dans le commerce, à l'usage des fabricants de papiers peints, les deux couleurs vertes suivantes :

1° Le *vert de montagne artificiel*, carbonate de cuivre obtenu en précipitant le sulfate de cuivre par le carbonate de soude à la température de + 60° ;

2° Le *vert de Brême*, carbonate plus basique que le précédent, pour lequel la moitié du sel de soude est remplacée par de la potasse caustique. Il a une teinte bleu-verdâtre, et se trouve dans le commerce en morceaux légers.

Ces verts ne sont pas solides; on leur préfère, dans la peinture à l'huile et la coloration des papiers, les verts arsenicaux.

1° *Sulfatation des pyrites cuivreuses.* — Le double sulfure de cuivre et de fer ou *cuivre pyriteux* est, dans certaines localités, à Marienberg, en Saxe, par exemple, grillé et remué pendant douze heures dans un four à réverbère que traverse un courant d'air énergique ; on traite ensuite par l'eau pour dissoudre les sulfates formés. On concentre les eaux de lavage et on met à cristalliser. — Dans ce cas, le sel obtenu est un mélange de sulfates de cuivre, de fer et de zinc.

2° *Procédé français.* — On mouille des plaques ou lames de cuivre hors d'usage, on les saupoudre de fleur de soufre et on les chauffe au rouge dans un four à réverbère. Il se fait d'abord un sulfure que l'oxygène de l'air convertit après en sulfate. On plonge les plaques calcinées dans des cuiviers pleins d'eau ; le sel formé à leur surface se dissout ; on les saupoudre de nouveau de soufre et on recommence la calcination. On poursuit ces opérations jusqu'à ce que tout le cuivre soit sulfatisé. Les liqueurs qui en proviennent sont concentrées et mises à cristalliser.

3° *Traitement du cuivre par l'acide sulfurique.* — Dans les fabriques de produits chimiques, où l'on prépare les sulfates alcalins (ceux de soude, de chaux, de zinc), on traite les vieux cuivres et les rognures ou planures qui sortent des ateliers de construction par l'acide sulfurique concentré et bouillant. La réaction s'opère dans des tourilles ou bombes en grès placées dans un bain de sable (*fig. 642*), et reliées par



Fig. 642. — Production du sulfate de cuivre et de l'acide sulfurique.

des tubes en plomb à une série de tourilles en grès contenant les solutions alcalines qui doivent absorber le gaz sulfureux produit.

Le résidu de l'opération est du sulfate de cuivre qu'on concentre sur des rognures de même métal pour qu'il soit le moins acide possible, et on le met ensuite à cristalliser.

4° *Couperose d'affinage.* — Dans les villes où l'on pratique l'affinage des matières d'or et d'argent, on obtient, je vous l'ai déjà dit, une grande quantité de sulfate de cuivre très-pur, en décomposant le sulfate acide d'argent, sous l'influence de l'eau chauffée à l'ébullition, par des lames de cuivre hors de service. Le sulfate acide de cuivre qui en ré-

sulte est évaporé dans des bassins en plomb sur des morceaux de cuivre, afin de le neutraliser, puis les liqueurs suffisamment concentrées sont mises à cristalliser.

Composition. — Le sulfate de cuivre pur et cristallisé a la composition suivante :

Oxyde de cuivre.....	31,84
Acide sulfurique.....	32,06
Eau combinée.....	36,10
	100,00

Son symbole est ainsi écrit : $\text{CuO}, \text{SO}^3 + 5 \text{HO}$.

Caractères distinctifs. — Ce sel se présente en gros cristaux transparents, qui sont des parallépipèdes obliques plus ou moins modifiés sur les arêtes et les angles opposés (*fig.* 643). D'une magnifique couleur bleu d'azur, ces cristaux, en perdant une grande partie de leur eau de combinaison, deviennent opaques et blanchâtres à leur surface. Ils possèdent une saveur styptique très-prononcée, fort désagréable, qui excite la salivation.



Fig. 643. — Forme cristalline du sulfate de cuivre.

A $+ 100^\circ$, le sulfate de cuivre éprouve la fusion aqueuse, se dessèche et ne retient plus qu'un seul équivalent d'eau. A $+ 200^\circ$, il devient anhydre et forme une poudre presque blanche, mais il reprend sa couleur bleue par sa dissolution dans l'eau. A une température rouge, il se décompose entièrement et laisse pour résidu de l'oxyde noir de cuivre.

Il se dissout dans 4 parties d'eau froide, dans 2 parties d'eau bouillante ; sa dissolution rougit le tournesol.

Espèces commerciales. — On trouve, dans le commerce, trois sortes de *vitriol bleu*, qu'il faut savoir distinguer :

1. Le sulfate de cuivre pur ou presque pur ; c'est le *vitriol de Chypre* proprement dit. Il est en cristaux d'un bleu pur, plus ou moins volumineux et offrant tous les caractères précédents.

Son prix oscille entre 106 et 110 fr. les 100 kil.

2. Le sulfate connu sous le nom de *vitriol de Salzbourg*. Il est bleu verdâtre, et cristallisé en prismes quadrangulaires à base oblique, très-volumineux, toujours humides.

C'est un sulfate double de cuivre et de fer ; sa composition varie avec son origine, et sa valeur commerciale est d'autant plus grande qu'il contient proportionnellement plus de sulfate de cuivre.

Il y en a trois variétés, qu'on distingue par les noms de :

1 *aigle* ou N° 1, contenant le moins de cuivre. Dernière qualité.

2 *aigles* ou N° 2, contenant un peu plus de cuivre. Qualité moyenne.

3 *aigles* ou N° 3, c'est le plus riche en sulfate de cuivre, ou la première qualité.

Ces vitriols ferrugineux provenaient uniquement autrefois du traitement des pyrites cuivreuses, mais on les fabrique directement depuis une quarantaine d'années, notamment à Paris, à Vienne (Dauphiné) et à Bouxwiller, en Alsace, par le mélange en quantités déterminées des deux sulfates simples que l'on dissout et que l'on fait cristalliser ensemble.

Leur prix varie de 25 à 40 fr. les 100 kil.

Quand ils s'effleurissent à l'air, ils se recouvrent d'une croûte d'autant plus jaunâtre ou ocracée, qu'ils contiennent plus de sulfate de fer.

Les vitriols de Salzbourg sont surtout employés pour la teinture des laines en couleurs foncées.

3. Le sulfate de cuivre mixte ou *vitriol mixte de Chypre*. C'est un double sulfate de cuivre et de zinc, qui se présente en prismes rhomboïdaux obliques, très-volumineux et d'un beau bleu clair, humides, friables; l'air ne les ternit pas.

Le commerce le tire des mines de Chessy, près de Lyon.

Son prix varie de 25 à 40 fr. les 100 kil.

Indépendamment des caractères extérieurs qui permettent, jusqu'à un certain point, de ne pas les confondre, ces trois sortes de *vitriols* peuvent être facilement distinguées au moyen des réactifs suivants : on opère sur leurs dissolutions préparées avec 1 partie de sel pour 10 parties d'eau :

RÉACTIFS.	VITRIOL		
	de Chypre.	de Salzbourg.	mixte de Chypre.
Lait de chaux.....	Belle couleur bleu de ciel.	Couleur de rouille.	Couleur d'un blanc sale.
Ammoniaque en léger excès.....	Belle couleur bleu céleste, sans trouble.	Couleur de terre avec précipité abondant.	Couleur de terre avec précipité abondant.
Décoction de noix de galle.....	Couleur vert-olive avec précipité.	Couleur noire foncée.	Précipité noir terreux.
Prussiate de potasse..	Précipité cramoisi foncé.	Précipité bleu-gris.	Précipité chocolat clair.

Lorsqu'on veut purifier le vitriol de Chypre commercial trop ferrugineux, on fait bouillir sa solution avec un peu d'acide azotique pour peroxyder le fer, puis on y ajoute un excès d'hydrate de cuivre qui déplace le sesquioxyde de fer. On filtre et on fait cristalliser

Arsénites et arsénates de cuivre. — Si, dans une dissolution de sulfate de cuivre, faite dans les proportions de 4 parties de sel pour 24 parties d'eau, on ajoute une dissolution d'arsénite de potasse obtenue en faisant bouillir dans 32 parties d'eau 1 partie 1/2 d'acide arsénieux et 4 parties de potasse, on obtient un précipité d'un vert clair ou vert-pomme que les fabricants de couleurs et de papiers peints connaissent sous le nom de *vert de Scheele*, ainsi que je vous l'ai déjà dit.

C'est un arsénite de cuivre basique, ainsi constitué : $\text{AsO}^3, 2\text{CuO}$; mais cette belle couleur minérale qu'on prépare en grand pour les fabricants de tissus et de papiers peints, contient toujours plus d'oxyde de cuivre que le sel pur que je viens de produire sous vos yeux. Comme elle s'altère assez facilement au contact de l'air, surtout dans les endroits humides, on lui préfère comme plus solides les couleurs vertes suivantes :

Le *vert de Schweinfurt*, d'une teinte d'aigue-marine magnifique, composé d'arsénite et d'acétate de cuivre ;

Le *vert de Vienne* ou de *Kirchberger* ou de *Mittis*, arséniate de cuivre $= \text{AsO}^5, 2\text{CuO}$;

Le *vert Paul Véronèse*, autre arséniate de cuivre, préparé par un procédé encore secret ;

Les couleurs suivantes, quoique moins belles que les précédentes, sont aussi utilisées :

Les *cendres vertes*, mélange de sulfate et d'arsénite de cuivre ;

Le *vert anglais*, mélange de vert de Scheele, de sulfate de baryte et de sulfate de chaux ;

Le *vert minéral*, mélange de vert de Scheele et de céruse, avec oxyde noir de cuivre, bleu de montagne et acétate de plomb.

Les papiers peints en vert et en bleu clair par toutes les couleurs minérales dont il est ici question ont souvent donné lieu à de graves accidents, à de véritables empoisonnements, lorsqu'on les a fait servir à envelopper des substances alimentaires ; aussi le préfet de police de Paris en a-t-il interdit l'emploi chez les confiseurs, les charcutiers, les fruitiers, les épiciers et autres marchands de comestibles.

Gmelin et Louyet ont même prétendu que l'habitation dans des appartements tapissés de papiers semblables a eu des suites funestes et a causé la mort de plusieurs personnes, en raison des émanations arsenicales qui s'en exhalaient sous l'influence de l'humidité. Les faits signalés par ces chimistes sont contestables et paraissent pouvoir être attribués à une toute autre cause.

Néanmoins, le contact direct avec la peau des tissus ou des cuirs colorés par l'arsénite de cuivre détermine presque toujours des éruptions aux mains, aux bras, au visage. M. Liebig rapporte l'observation d'un homme qui eut pendant plusieurs années, au front, une éruption causée par une visière verte ; la maladie céda, comme par enchantement, au changement de visière. En 1851, à Lille, un jeune enfant de



dix-huit mois fut atteint des symptômes de l'empoisonnement pour avoir sucé la lustrine verte qui recouvrait l'édredon de son lit.

L'usage de toutes ces couleurs arsenicales devrait être proscrit, puisque les *verts de chrome*, notamment le *vert Guignet*, peuvent les remplacer avantageusement.

TRENTE-CINQUIÈME LEÇON

SUITE DES MÉTAUX DE LA CINQUIÈME SECTION.

SOMMAIRE. — Des alliages du cuivre: *Laiton, Bronze, Cuivre blanc et Maillechort.* — De la fabrication des épingles. — *Clinquant et Oripeau.* — Du **PLOMB**; ses nombreux usages, ses mines, son extraction. — Ses oxydes: *Massicot, Litharge, Minium.* — Leur fabrication et leurs emplois. — Sels de plomb. — Azotate. — Carbonate.

Des Alliages du cuivre.

Les alliages du cuivre sont nombreux, et presque tous offrent d'immenses ressources aux arts et à l'économie domestique. Les principaux sont le *Laiton*, le *Bronze*, le *Maillechort*.

1. **Laitons.** — En première ligne, il faut placer l'alliage du cuivre avec le zinc, qui porte les noms de *Laiton*, de *Cuivre jaune*. Il est d'une date presque aussi ancienne que le bronze proprement dit, puisqu'il était utilisé par les Chinois avant que l'on sût écrire. Chez les Grecs et les Romains, on le regardait comme une espèce d'airain, qu'on appelait *orichalque*.

Il y a un grand nombre d'espèces de cuivre jaune qui sont désignées par des noms particuliers; elles servent à faire une foule d'ustensiles de ménage, la plupart des instruments de physique, les cordes des instruments de musique, les devantures de magasins, les roulettes de lit, les truelles des maçons, les épingles, les boutons, les faux bijoux, etc. Les proportions du cuivre et du zinc varient à l'infini, et parfois il s'y ajoute de petites quantités de plomb, de fer, d'étain, d'arsenic.

C'est ce que vous allez voir par le tableau suivant :

TABLEAU.

NOMS DES ALLIAGES.	DESTINATION.	ETAIER.	ZINC.	PLOMB.	ETAIN.	ARSENIC.
Laiton de Romilly.....	Travail au marteau.....	70,00	30,00	"	"	"
— de Stolberg.....	1 ^{re} qualité. — Ustensiles de ménage, chaudiers.....	65,80	31,80	2,20	0,20	"
— de Jemmapes.....	Pour les tourneurs.....	64,60	33,70	1,50	0,20	"
— des doreurs.....	Pour la tréfilerie.....	64,20	35,00	0,40	0,40	"
— des armuriers.....	Bronzes dorés.....	63,10	33,55	0,35	2,50	"
Chrysocale.....	Garnitures d'armes.....	80,00	17,00	"	3,00	"
—	Faux bijoux.....	90,40	8,00	1,60	"	"
—	Id.....	86 à 88	8 à 6	"	6,00	"
—	Id.....	80 à 88	20 à 12	"	"	"
—	Id.....	85,33	16,67	"	"	"
—	Id.....	86 à 88	14 à 12	"	"	"
—	Id.....	91,00	2,00	"	"	"
—	Id.....	88,88	5,56	"	5,56	"
—	Id.....	91,66	8,34	"	"	"
—	Id.....	31,15	65,19	0,52	3,14	"
—	Id.....	91,40	5,53	1,37	1,70	"
—	Id.....	5,50	80,00	"	14,50	"
—	Id.....	68,20	31,60	0,20	"	"
—	Id.....	81,50	10,50	"	8,00	"
—	Id.....	60,00	40,00	"	"	"
—	Id.....	66,00	34,00	"	"	"

(1) On doit la composition du *fontage ou demi-or*, plus malléable que le pinchbeck anglais, aux recherches de Jean-Henri Pott, chimiste allemand, né à Halberstadt en 1692 et mort à Berlin en 1777.



La couleur de tous ces alliages varie suivant les proportions relatives des deux métaux essentiels. Plus il y a de cuivre, plus leur couleur se rapproche de celle de l'or. Ils sont d'ailleurs très-malléables et ductiles à froid, cassants à chaud, plus fusibles que le cuivre rouge, et moins altérables que ce dernier par le contact de l'air.

Les *laitons* proprement dits renferment très-fréquemment de l'arsenic, non pas seulement parce qu'on fait usage d'un zinc arsenical, mais parce qu'on ajoute toujours aux deux métaux (cuivre et zinc) des débris de laiton ramassés de tous côtés, et dans lesquels se trouvent des fragments de l'alliage désigné sous le nom de *tombac*. C'est à M. Loir, professeur de chimie à la Faculté des sciences de Lyon, qu'on doit la connaissance de ce fait si important pour la solution de certaines questions de toxicologie relatives aux exhumations juridiques.

C'est avec les laitons qui imitent le mieux l'or qu'on fabrique depuis longtemps, en France et en Angleterre, une foule d'objets : flambeaux, garnitures de lampes, et une infinité de meubles qui ont l'aspect de bronzes dorés. Après avoir bien décapé ces alliages, on les recouvre d'un vernis à la gomme laque, coloré en jaune d'or par la gomme-gutte, l'aloès ou le curcuma. La fraîcheur de cette fausse dorure se maintient encore assez longtemps.

La fabrication du *laiton* s'exécute principalement à Liège, à Namur, dans le pays de Nuremberg, et en France, à Laigle, à Imphy (Nièvre),

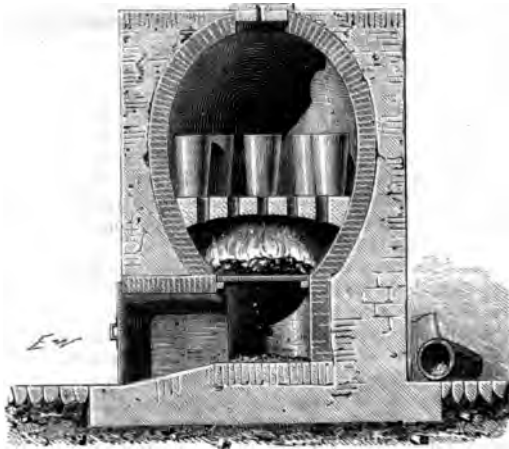


Fig. 644. — Four à laiton.

à Rouen, à Romilly et à Niederbruck (Haut-Rhin). On opère maintenant presque partout, en fondant les deux métaux dans de grands creusets en terre, et coulant l'alliage entre des tables de granite.

La figure ci-dessus représente le four ordinaire à laiton (fig. 644). Il

est de forme ovoïde, avec ouverture centrale dans le haut pour le chargement des creusets. Ceux-ci, pouvant contenir de 15 à 20 kil. d'alliage, sont placés sur une sole en briques, percée d'ouvertures par lesquelles pénètre la flamme du combustible. La grille du foyer est au-dessous.

Depuis 1834, M. Guérin, directeur de l'usine d'Imphy, a remplacé les creusets par un four à réverbère, ce qui permet de faire cinq fois plus d'ouvrage avec une grande économie de combustible.

Fabrication des épingles. — La moitié du laiton livré au commerce est employée à la confection du fil et des épingles. Celles-ci constituent une industrie très-importante, qui représentait, il y a une vingtaine d'années, une somme annuelle de 75 millions de francs, ce qui correspondait à plus de 225 milliards d'épingles (1). Ces chiffres sont singulièrement diminués depuis que le fil de fer s'est substitué en très-grande partie au fil de laiton pour les épingles communes.

Je ne veux vous parler ici que des épingles en laiton qui, pour certains usages, tels que le travail des dentelles, la toilette des dames, l'emballage, etc., ne peuvent être remplacées par les épingles en fer qui s'oxydent trop vite. Cette industrie s'exerce surtout à Birmingham, en Angleterre, et en France, à Romilly, Rugles et Laigle, aux confins des départements de l'Eure et de l'Orne.

Rien assurément n'est plus commun qu'une épingle, et cependant chacun de ces petits bouts de laiton, dont nous nous servons à tout instant sans trop savoir d'où ils viennent et comment ils sont obtenus, n'exige pas moins de quatorze opérations distinctes. Mais tel est le prodigieux résultat de la division du travail, que douze milliers d'épingles sont confectionnés par quatorze ouvriers pour la modique somme de 4 francs, c'est-à-dire que chaque épingle ne revient pas à quatre dix-millièmes de centime ! Un atelier complet produit par jour environ cent milliers d'épingles de tous numéros.

Presque partout aujourd'hui la fabrication des épingles s'opère par des moyens mécaniques, qui ont été introduits par M. David Bel, de Gand. On a donc des machines, dont l'une confectionne les têtes et coupe le fil de laiton, dont une autre fait les pointes, et dont une troisième fixe les épingles sur le papier.

La seule opération chimique qu'elles subissent, c'est leur *blanchiment* ou *étamage*. On les recouvre d'une couche mince d'étain, afin de préserver le laiton du contact de l'air, qui pourrait produire à sa surface du vert-de-gris, et surtout pour éviter cette odeur désagréable que l'alliage communique aux mains. Le blanchiment s'opère de la manière suivante :

On décape d'abord les bouts de laiton en les faisant bouillir pendant une demi-heure environ dans de la lie de vin ou de bière, ou dans une dissolution de crème de tartre. On place alors une couche d'épingles dans une bassine à fond plat ; on met par-dessus une couche d'étain pur en grenaille, et ensuite une couche de crème de tartre ; on remplit la bassine, en continuant ces couches superposées ; on verse doucement de l'eau sur le tout, et on fait bouillir pendant une heure ; au bout de ce temps les épingles sont parfaitement étamées.

Vous allez facilement comprendre comment ce résultat est obtenu. La crème de tartre est un sel acide, formé de potasse et d'acide tartrique. Sous son influence, l'étain décompose l'eau, s'oxyde à ses dépens, en mettant l'hydrogène en liberté ; puis l'oxyde produit sature l'excès d'acide de la crème de tartre ; il se fait ainsi un tartrate double de potasse et de protoxyde d'étain. Le laiton, ou

(1) Les premières épingles furent faites en Angleterre en 1543. Quelle révolution industrielle s'est opérée depuis ! Les dames se servaient auparavant de bûchettes de bois, d'ivoire, ou d'épines.



plutôt le zinc qu'il renferme, décompose alors ce sel d'étain ; le zinc se dissout en réduisant l'oxyde d'étain, qui abandonne sur chaque morceau de laiton une couche très-mince et uniforme de son métal. C'est donc un nouvel exemple de ces précipitations métalliques dont je vous ai entretenus dans les généralités sur les métaux.

2. **Bronzes.** — Un autre alliage, non moins utile que le précédent, est celui qui porte le nom de *Bronze* ou d'*Airain*. Il se compose essentiellement de cuivre et d'étain ; mais presque toujours il renferme accessoirement plusieurs autres métaux, tels que zinc, fer et plomb. Il est beaucoup plus dur et plus fusible que le cuivre ; mais les proportions de ses deux métaux essentiels varient suivant les usages auxquels on doit l'appliquer. Voici la composition des principales espèces de bronzes du commerce :

BRONZES.	Cuivre.	Étain.	Fer.	Zinc.	Plomb.
Statues.	90,10	9,90	»	»	»
Canons de gros calibre.	90,10	9,90	»	»	»
— de petit calibre	93,00	7,00	»	»	»
Cloches.	78,00	22,00	»	»	»
Cymbales et tamtams.	80,00	20,00	»	»	»
Timbres de pendule.	71,00	27,00	2,00	»	»
Miroirs de télescope.	67,00	33,00	»	»	»
Médailles.	96,00	3,50	»	0,50	qq. millièm.
Monnaie de cuivre actuelle.	95,00	4,00	»	1,00	»
Sous blancs de la République	86,00	14,00	traces.	traces.	»
Sous jaunes de la République	96,00	4,00	Id.	Id.	»
Monnerons sous Louis XVI.	97 à 98	1,5 à 1	»	1,5 à 1	»
Doublage des navires (bonne qualité).	95,30	4,10	traces	»	0,60

On croit généralement que les cloches anciennes renferment des métaux précieux et surtout de l'argent, qu'on ajoutait à l'alliage pour embellir le son. Pas un habitant de Rouen ne met en doute que la *cloche d'argent* du beffroi de la Grosse-Horloge n'en renferme une grande quantité, comme semble l'indiquer son nom. Elle n'en contient cependant pas une parcelle, ainsi que je m'en suis assuré. Voici, en effet, la composition des deux cloches de ce beffroi, fondues au douzième siècle par Jehan d'Amiens, ainsi que celle d'autres cloches anciennes :

	CLOCHES DU BEFFROI DE ROUEN.		Ancienne cloche de Gisors.	cloche anglaise, d'après Thompson.
	LA ROUYEL sonnant le couvre-feu.	LA CACHER-RIBAUT sonnant les heures.		
Cuivre.	71,00	76,10	72,4	80,0
Étain.	26,00	22,30	24,2	10,1
Zinc.	1,80	} 1,60	1,0	5,6
Fer.	1,20		traces.	»
Plomb.	»	traces.	0,4	4,3

Il est pourtant bien constant que lors de la fonte de ces grands corps sonores, on introduisait dans le bain une assez forte proportion d'argent. Mais voici

comment les fondeurs d'autrefois tiraient habilement parti de la crédulité de leurs contemporains.

Lors du baptême d'une cloche, les parrains et d'autres gens pieux, qui apportaient en offrande à la paroisse la quantité d'argent nécessaire pour embellir le son de la cloche, étaient invités à plonger dans le four, et de leurs propres mains, le métal précieux qu'ils consacraient à cette opération. Mais le trou *a*, ouvert sur le haut du fourneau (fig. 645), et par lequel se faisait cette intro-

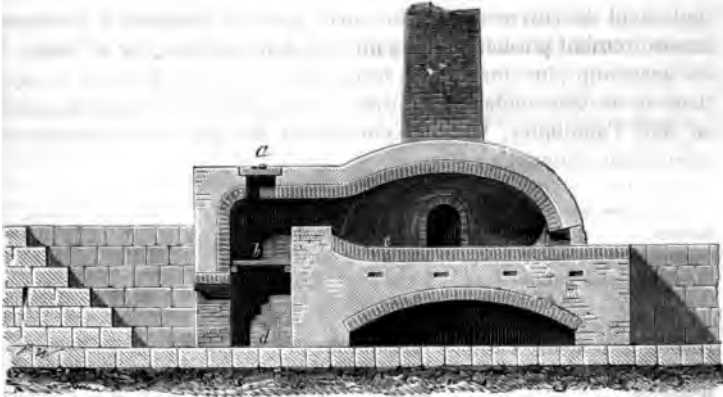


Fig. 645. — Four à bronze.

duction, était pratiqué directement au-dessus du foyer *b*, et par conséquent très-éloigné de la sole *c* du four sur laquelle les matières étaient mises en fusion. Il résultait de là que la totalité de l'argent, au lieu d'être introduite dans le bain de bronze liquéfié, tombait immédiatement dans le foyer, coulait et allait se rassembler dans le cendrier *d*, d'où les adroits fondeurs s'empressaient de le retirer, une fois la cérémonie terminée et l'atelier désert.

Les *tam-tams* et les cymbales, inventés par les Indiens et les Chinois, qu'on n'avait pu jusqu'ici fabriquer en Europe, malgré les essais de d'Arcet, parce qu'on ne connaissait pas complètement tous les détails de l'opération, pourront l'être aujourd'hui, grâce aux documents recueillis à Shang-Hai par M. Champion et aux expériences de M. Riche. A froid l'alliage des Chinois et des Turcs est cassant comme du verre, mais au rouge sombre, il se travaille comme le fer ou le bronze d'aluminium. Le secret des Orientaux consiste donc dans un martelage à chaud prolongé pendant plusieurs heures et dans la *trempe* opérée comme celle de l'acier. On réchauffe et on martèle à plusieurs reprises les feuilles métalliques jusqu'à ce qu'elles soient amenées à l'épaisseur convenable, avec la forme voulue pour obtenir le plus de sonorité ; on en relève les bords au marteau et on trempe l'instrument une seconde fois ; il peut alors résister aux chocs vigoureux qu'on lui fait éprouver en s'en servant dans les orchestres.

L'alliage des médailles et des monnaies subit également l'opération de la trempe afin de pouvoir résister, sans se briser, aux chocs du balancier.

L'usine d'Imphy (Nièvre) livre au commerce, depuis 1832, du bronze laminé qui sert, à la place du cuivre rouge, pour le doublage des navires et pour les plaques à graver.

3. **Maillechort.** — On fabrique depuis très-longtemps en Chine, en Allemagne et en France, depuis 1819, un alliage de cuivre, de nickel



et de zinc, qui imite assez bien l'argent de vaisselle, dont il a la blancheur, l'éclat, la dureté et presque l'inaltérabilité à l'air. Il est très-sonore ; on l'emploie à faire une foule d'ustensiles de ménage : théières, gobelets, couverts et services de table, garnitures de couteaux et d'armes, objets de sellerie, boîtes de montres pour l'exportation, éperons, etc.

L'alliage de Chine porte le nom de *toutenague* et de *cuivre blanc* ; celui d'Allemagne s'appelle *Pakfung* et *argentan* ; enfin celui qu'on prépare à Paris a reçu les noms de *maillechort* et de *melchior*.

Voici la composition de ces divers alliages :

ALLIAGES.	Cuivre.	Nickel.	Zinc.	Étain.	Fer.	Plomb.
Pakfungchinoisou toutenague(1).	55	23	17	2	3	»
Autre.....	43,8	15,6	40,6	»	»	»
Cuivre blanc des Chinois.....	40,4	31,6	25,4	»	2,6	»
Maillechort français le plus pur.	50	18,75	31,25	»	»	»
Pakfung parisien.....	62	15	23	»	»	»
Autre.....	65	16,8	13	0,2	3,4	»
Argentan d'Allemagne pour couverts.....	50	25	25	»	»	»
Id., pour garniture de couteaux.	55	22	23	»	»	»
Id., pour laminer.....	60	20	20	»	»	»
Id., pour sellerie, éperons, etc..	57	20	20	»	»	3
Alfénide de Paris.....	50	20	30	»	»	»
Nouvelle monnaie de Belgique...	75	20	5	»	»	»

En raison de la forte proportion de cuivre que ces alliages renferment, les vases qu'ils servent à fabriquer exigent de grands soins de propreté et d'attention, car ils peuvent communiquer des propriétés vénéneuses aux liquides acides et aux substances grasses qu'on y laisserait séjourner. D'après M. Liebig,

L'insalubrité de l'argent de vaisselle étant représentée par	0 1/2
Celle du maillechort le sera par.....	1
Celle du cuivre par.....	7
Celle du laiton par.....	8

Le maillechort français est vendu 7 francs le kil. Un couvert uni en cet alliage ne coûte que 6^{fr},50.

Les objets en maillechort, frottés de temps en temps avec de la sanguine, conservent leur couleur blanche et leur éclat. On met le maille-

(1) En Chine, le *toutenague* est un objet de commerce important avec les Indiens, qui l'allient au cuivre pour faire des ustensiles de ménage. Il est probable que c'est de ce même alliage que se servent les Malais pour fabriquer leurs belles lames d'acier damassées, dont la veine blanche et brillante est composée de nickel et de cuivre, le zinc s'étant volatilisé pendant les chauffes. Suivant M. Lander, le *cuivre blanc*, beaucoup plus riche en nickel que le *toutenague*, est employé exclusivement par les Chinois ; l'exportation en est interdite.

chort *en couleur*, en le trempant dans un mélange de 100 parties d'eau et de 14 parties d'acide sulfurique.

Le maillechort prend très-bien la dorure, et ce *vermeil* est beaucoup moins coûteux et plus solide que le vermeil d'argent. On trouve dans le commerce de l'orfèvrerie un grand nombre d'objets, couverts, garnitures de couteaux, etc., qui sont en maillechort vermeillé par la méthode électro-chimique. On l'argente aussi très-bien, et, en Allemagne, on confectionne les couverts, les ustensiles de cuisine, les objets de table et de luxe avec du maillechort recouvert d'une couche épaisse d'argent pur qui le rend complètement inattaquable. Ce maillechort argenté est ce qu'on appelle *Chinasilber* ou *argent chinois*, *Neusilber*, *Perusilber*.

Comme le maillechort peut être facilement confondu avec l'argent au deuxième titre (c'est-à-dire contenant 200 de cuivre et 800 d'argent), il est nécessaire de vous indiquer la manière d'en faire la distinction.

Vous mettrez sur la pièce suspecte une goutte d'acide azotique : si c'est du maillechort, l'action se manifesterá vivement par un bouillonnement coloré en vert ; si, au contraire, c'est de l'argent, la dissolution aura lieu plus lentement, et l'endroit présentera une tache noire. Pour lever tous les doutes, ajoutez une goutte d'eau salée quand l'action de l'acide aura cessé ; si la pièce est d'argent, il se fera un trouble blanc très-manifeste ; si c'est du maillechort, la couleur verte persistera avec une légère altération, et il n'apparaîtra aucun trouble blanc.

M. Sonnois, fabricant à Paris, confectionne une foule d'objets avec un alliage qu'il appelle *argent anglais*, remarquable par sa blancheur et sa ductilité. Ce n'est autre chose qu'une sorte de maillechort, qu'il vend 14 francs le kilog. en lingots, et 15 francs en fils, plaques ou baguettes.

Un autre fabricant de Paris, M. Moussier, fabrique des objets avec un alliage qu'il appelle *métal anglais* et qui paraît être le *métal britannia* et le *mock-argent* des Anglais. Cet alliage se compose d'étain, de cuivre, de zinc, d'antimoine, de nickel, de bismuth et de tungstène.

Clinquant. — Oripeau. — Le *Clinquant* est une lame de cuivre doré ou argenté, amincie par le laminoir. L'*Oripeau* est tout simplement du cuivre réduit en feuilles minces par le même moyen. L'un et l'autre sont souvent colorés et protégés par un vernis transparent. Le premier sert à augmenter le brillant et l'éclat des galons, des rubans et des broderies ; le second est appliqué sur les statuettes de plâtre, les cartonnages, le bois, le papier, et une foule de petits ouvrages d'agrément. C'est l'argent et l'or des théâtres.

Bronzes de couleur. — Les poudres métalliques, connues sous le nom de *Bronzes de couleur*, servent dans la peinture à l'huile pour donner aux surfaces un ton doré agréable, dans l'art du relieur, dans



la fabrication des toiles cirées et des papiers peints, comme aussi pour bronzer le plâtre, le bois, les objets en fer et en zinc. On les prépare très en grand à Paris, à Londres, mais surtout en Allemagne, notamment à Fürth et à Nuremberg. On se sert, pour cela, des rognures ou épissures de cuivre, de bronze et surtout de laiton, laminés très-fin, qu'on chauffe à des degrés divers pour leur donner des couleurs spéciales. Ces rognures sont broyées sous des meules avec une certaine quantité de mélasse ou de miel. On lave ensuite la pâte avec de l'eau chaude, on jette sur des filtres et on fait sécher. Suivant la nuance des poudres obtenues, on les désigne sous les noms de *bronze florentin* ou *cramoisi*, *bronze doré rouge*, *bronze doré pâle*, *bronze blanc*, *bronze vert*. On les délivre par paquets de 30 grammes.

Ce qu'on appelle l'*or d'Allemagne en coquilles*, et qu'on emploie pour le coloriage des estampes très-communes, est encore du laiton, du clinquant ou de l'oripeau broyés, délayés dans de l'eau de gomme et étendus dans des coquilles, comme on le pratique pour l'or véritable et pour l'argent.

Du Plomb.

Historique. — Dès l'origine des sociétés, le plomb figure au nombre des métaux usuels, dans les Indes, en Chine, en Assyrie, en Phénicie, en Égypte, chez les Hébreux. Cela s'explique aisément par l'abondance de ses minerais et la facilité avec laquelle on peut en extraire le métal. Non-seulement on savait le laminer, c'est-à-dire le réduire en tables, en lames, en feuilles, ce que permettait son extrême malléabilité (1), mais on l'employait déjà à la purification de l'or et de l'argent natifs, ainsi que plusieurs passages des Livres saints le démontrent (2). Les alchimistes le décorèrent du nom de *Saturne*, soit parce qu'ils le regardaient comme le plus ancien des métaux, soit parce qu'ils lui attribuaient la propriété d'absorber et de détruire en apparence tous les autres métaux, comme la Fable disait que Saturne, le père des dieux, avait mangé ses enfants.

Usages. — Les usages du plomb sont très-multipliés et assez généralement connus. Vous savez tous, Messieurs, que réduit en lames d'en-

(1) Nombre de faits prouvent bien que les anciens avaient su, de bonne heure, réduire le plomb en feuilles, et en tirer parti, soit pour écrire dessus, soit pour recouvrir leurs monuments. Ainsi la cuirasse et le bouclier d'Agamemnon étaient ornés de bandes de plomb. Pausanias fait mention des livres d'Hésiode, écrits sur des lames de ce métal. Dion Cassius nous apprend que le consul romain Hirtius, assiégé dans Modène, fit tenir des avis écrits sur des lames de plomb à Décimus Brutus, qui lui répondit par le même moyen. Job faisait des vœux pour que ses discours fussent gravés sur le plomb; et, si l'on en croit Pline, les actes publics furent consignés dans des volumes composés de feuillets du même métal. On a trouvé, dans la province d'York, en Angleterre, des lames de plomb sur lesquelles était gravée une inscription du règne de Domitien

(2) Ezech., xxxii, 18. — Jerem., vi, 29.

viron 4 millimètres 1/2 d'épaisseur, on l'emploie à couvrir les édifices ; qu'on en fait des tuyaux de conduite, des gouttières, des réservoirs, des chaudières, des chambres dans lesquelles on fabrique l'acide sulfurique ; qu'on le moule en balles de différents calibres, et qu'on le convertit en grains plus ou moins fins pour l'usage de la chasse. Il remplace avec avantage le soufre pour le scellage du fer dans la pierre. L'exploitation des mines d'or et d'argent en réclame de grandes quantités. Enfin, presque tous ses composés jouent un rôle important dans les arts et la médecine.

État naturel. — Si l'existence du plomb natif est encore fort douteuse, en revanche on connaît plus de vingt espèces minérales dont il est la base ; les plus communes sont le phosphate, l'arséniate, le sulfate, le carbonate, et surtout le sulfure qu'on rencontre en filons, en amas (fig. 646), en couches dans les terrains cristallins ou granitoïdes de toutes les régions du globe.

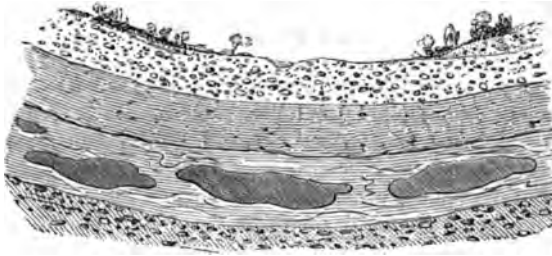


Fig. 646. — Minéral de plomb en amas dans les terrains de transition.

Les pays d'Europe les plus riches en mines de plomb sont l'Espagne, l'Angleterre, la Hongrie, la Prusse, le grand-duché de Bade, la Bavière rhénane, la Saxe, le Hartz, la Silésie, le Piémont, la Toscane. La France est assez bien partagée sous ce rapport ; elle renferme des gîtes très-nombreux de sulfure de plomb, dont plusieurs ont été exploités par les Romains ou au moyen âge ; ils sont situés principalement dans les départements du Finistère, d'Ille-et-Vilaine, du Puy-de-Dôme, de la Lozère, de la Haute-Loire, de la Loire, de l'Isère, des Hautes-Alpes et du Gard ; les plus importants sont ceux de Poullaouen et du Huelgoët (Finistère), de Pontgibaud (Puy-de-Dôme) et de Vialas (Lozère). Les deux Amériques sont très-riches en mines de plomb (Potosi, dans l'Amérique du Sud ; États du Missouri, de l'Illinois, du Wisconsin dans l'Amérique du Nord, etc.).

Sulfure de plomb ou galène. — Le sulfure de plomb, PbS , vulgairement nommé *Galène*, fournit à lui seul plus des 999 millièmes du plomb livré au commerce. Il est reconnaissable à sa couleur grise, son



éclat métallique, sa friabilité et sa cristallisation en cubes (fig. 647). Il est accompagné dans ses dépôts de sulfate de baryte (Auvergne), de calcaire en prismes hexaèdres (Hartz), de fluorure de calcium, de carbonate de baryte (Angleterre, Écosse), de quartz, de pyrites de fer, de fer arsenical, de blende. Il contient toujours de l'argent, surtout lorsqu'il est en toutes petites lames, aussi, dans ce cas, il est traité comme minerai d'argent.

Les potiers s'en servent, sous le nom d'*alquifoux*, pour vernir les poteries grossières (1). Ils le répandent à la surface des vases déjà cuits, et les reportent ensuite au four. Le soufre se dégage à l'état d'acide sulfureux; le plomb s'oxyde, pénètre dans la terre, se combine à la silice et aux oxydes terreux qui s'y trouvent et constitue un vert-jaune brillant qui donne une belle apparence à la pâte grossière de ces sortes de poteries. Si l'alquifoux est mélangé à l'avance d'oxydes de cuivre ou de manganèse, le vernis obtenu est vert ou brun (2).

Malheureusement ce vernis plombifère est très-tendre et a le grave inconvénient d'être facilement attaqué par les graisses et les acides, ce qui le rend fort malsain.

Extraction. — L'extraction du plomb est assez simple. Les procédés varient avec la richesse en plomb du minerai et la nature des gangues qui l'accompagnent. Dans tous les cas, débarrassée du plus gros de celles-ci par le cassage au sorjir de la mine, la galène est réduite en morceaux uniformes dont on fait deux parts : l'une de minerai riche qui est soumis directement aux procédés de réduction, l'autre de minerai pauvre qu'on soumet préalablement au bocardage, au criblage et aux lavages nécessaires pour en expulser le plus de matières terreuses possible. C'est à ce minerai ainsi préparé qu'on donne dans les ateliers le nom de *Schlich*.

1° *Par réduction au moyen du charbon.* — Le plus ancien procédé pour l'extraction du plomb, qui ne convient toutefois que pour le traitement des schlichs très-impurs, consiste à les griller à l'air pour en chasser la majeure partie du soufre et pour oxyder le plomb; il se

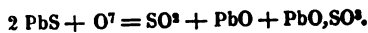


Fig. 647. — Forme habituelle de la galène.

(1) La découverte des procédés pour vernir au plomb est due, suivant certains historiens, à un potier de Schelestadt, qui l'aurait faite en 1283. Mais ce mode de vernissage est bien plus ancien; il était déjà connu du temps de Salomon. (Prov., xxvi, 23.)

(2) Plus de 250000 kil. de galène sont vendus annuellement en France pour le vernissage des poteries de terre et de grès. C'est avec cette même poudre, plus ou moins grosse, qu'on fabrique les papiers métallifères brillants dont on recouvre les boîtes, les coffrets et autres objets de bimbeloterie communs.

dégage de l'acide sulfureux et il reste un mélange d'oxyde et de sulfate de plomb :



Ce résidu est alors mélangé avec du charbon et chauffé au rouge dans un fourneau à manche (Fig. 648). L'oxyde de plomb est réduit et le

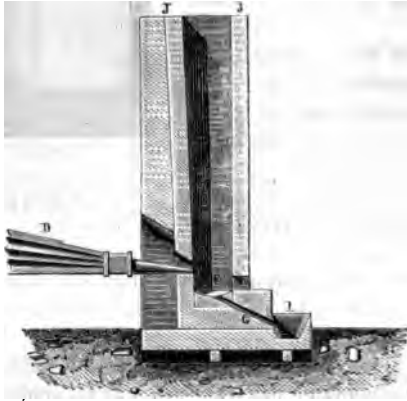


Fig. 648. — Fourneau à manche.

métal qui en provient coule dans un bassin de réception. Quant au sulfate, il repasse à l'état de sulfure et fournit des crasses ou *mattes* qu'on grille de nouveau.

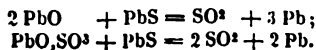
Ce qui peut faire admettre que c'est cette méthode qui fut d'abord suivie chez les anciens, c'est qu'on l'a trouvée en usage chez les naturels de la Louisiane, alors qu'ils n'avaient point encore eu de communications avec les Européens.

2° *Par réduction au moyen du fer.* — Lorsque les galènes sont très-siliceuses, on

les fond dans un fourneau à réverbère avec 35 p. 100 de fonte de fer en grenaille qu'on a soin de bien mélanger à toute la masse en fusion à l'aide de ringards. Le fer s'empare du soufre, d'où résultent du plomb métallique et du sulfure de fer très-fluide qu'on fait rendre dans un premier bassin de réception. Là, par suite de la différence des densités, le plomb occupe la partie inférieure ; on l'isole du sulfure de fer qui le surnage par la décantation dans un second bassin.

3° *Par réaction.* — Une troisième méthode, qu'on nomme *méthode par réaction*, employée généralement dans les grandes usines de France et d'Angleterre, pour le traitement des galènes riches et peu siliceuses, repose sur une série de réactions curieuses.

On commence par griller à la chaleur du rouge sombre le schlich étendu en couches minces sur la sole E d'un four à réverbère (Fig. 649 et 650) ; il se dégage de l'acide sulfureux, et il se forme beaucoup d'oxyde et de sulfate de plomb. Après quelques heures, on ferme toutes les ouvertures D, D, D et on donne un bon coup de feu. L'oxyde et le sulfate de plomb, en réagissant sur le sulfure non altéré, qui est encore en grande quantité dans la masse, produisent de l'acide sulfureux et du plomb métallique, ainsi que les équations suivantes le démontrent :



Le plomb métallique est reçu dans un bassin de réception G, et lorsqu'il est débarrassé des mattes qui le recouvrent, on le puise avec des



Fig. 649. — Four à réverbère employé pour l'extraction du plomb par réaction.

cuillers de fer et on le coule en lingots ou *saumons* du poids de 50 à 60 et 80 kilogrammes.

Lorsque les minerais ne sont point argentifères, ce qui arrive assez rarement, le plomb obtenu est immédiatement livré au commerce.

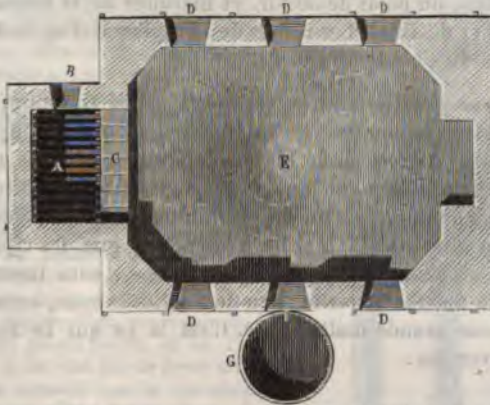


Fig. 650. — Plan du four précédent. — Vue du bassin de réception.

Mais, pour peu que ce métal renferme assez d'argent pour couvrir les frais de manutention, on l'exploite sous le nom de *Plomb d'œuvre*, à l'aide d'un procédé, dit *cupellation*, dont je parlerai dans un instant.

La quantité de plomb extraite annuellement dans les diverses parties

du globe s'élevait, en 1854, d'après M. Whitney, à 1351280 quintaux, ayant une valeur de 78769250 francs. Les usines des Bouches-du-Rhône, du Finistère, de la Lozère et du Puy-de-Dôme n'ont fourni, en 1852, que 29274 quintaux de litharge et de plomb valant ensemble 1260505 fr. C'est à peine le vingt-cinquième des besoins annuels de la France. On importe le reste d'Espagne et d'Angleterre.

Variétés commerciales. — Les plombs d'Angleterre arrivent en saumons de différentes formes, du poids d'environ 60 kil. Ils sont frappés de différentes marques. Les plus purs, faciles à laminier, sont expédiés comme *plombs raffinés*. Les plombs de deuxième et de troisième qualité sont plus ou moins sonores et alliés à des métaux étrangers, cuivre, antimoine, arsenic, zinc, avec traces de soufre et d'argent (1).

Les plombs d'Espagne sont, en général, plus communs que les précédents, mais ils sont de qualité uniforme. Ils viennent en saumons allongés de 70 à 80 kil. Ils portent pour la plupart des noms espagnols; ceux qui ont la marque *Linarés*, sont appelés *plombs noirs*; ils sont de qualité inférieure.

Il vient quelquefois des plombs du Hartz, par la voie de Hambourg, en blocs d'environ 90 kil.; ils sont égaux en qualité aux meilleurs plombs anglais. D'autres plombs d'Allemagne, plus ou moins sonores et impurs, arrivent par Trieste.

Les plombs de Poullaouen (Finistère) sont en saumons carrés, allongés et plats, du poids de 50 kil. et marqués de la lettre P. Ils sont doux, liants et flexibles. Les usines de Pontgibaud (Puy-de-Dôme) fournissent aussi du plomb estimé.

Caractères distinctifs. — Ce métal est si commun, qu'il n'est personne qui ne connaisse ses principales propriétés physiques. Récemment fondu, il est d'un blanc bleuâtre et possède un assez vif éclat; mais habituellement il est terne et grisâtre, par suite de l'action de l'air. Il tache les doigts en leur communiquant une odeur sensible. Il est si mou que l'ongle le raye sans peine, que les ciseaux l'entament, et qu'on peut le ployer plusieurs fois en sens inverses sans le briser. Il n'a aucune sonorité, peu de ductilité; mais, en revanche, il est doué d'une grande malléabilité. C'est là ce qui le rend si utile comme couverture.

Laminage du plomb. — Le laminage du plomb n'offre aucune difficulté en raison de sa grande fusibilité (entre 322 et 331°) et de sa mollesse. On commença d'abord, probablement, par couler ce métal en feuilles sur des tables recouvertes de sable; mais comme par ce procédé on ne pouvait obtenir des lames

(1) Le plomb commercial contient toujours des traces d'argent; c'est ce dont il est facile de se convaincre en passant à la coupelle un fragment d'une gouttière ou d'un réservoir à eau; il restera un minuscule bouton d'argent.



minces et unies, on substitua au sable une étoffe de laine, et ensuite du couteil croisé enduit de suif; ce n'est même qu'en 1787 qu'on a cessé de faire usage de ce moyen, quoique le Gouvernement eût autorisé l'emploi des laminoirs pour le plomb, par arrêt du 19 janvier 1730.

Lorsqu'on fait usage du laminoir, on coule d'abord le plomb en tables de 7 à 8 centimètres d'épaisseur. Ce procédé n'a reçu d'autres perfectionnements que ceux apportés dans le mécanisme de cette machine.

Le plomb coulé, qui était d'abord assez défectueux, a reçu, dans ces derniers temps, un degré de perfection très-remarquable; en effet, on est parvenu à couler sur le sable des lames aussi unies et aussi égales d'épaisseur que si on les eût passées au laminoir; mais comme on ne peut, par ce moyen, obtenir des feuilles d'une épaisseur moindre de 2 millimètres, on a remplacé le couteil et le sable par des tables en pierre tendre, d'un grain uni et homogène. On coule ainsi des feuilles extrêmement minces pour presque tous les usages.

C'est avec des feuilles de plomb aussi peu épaisses que celles dont on se sert pour doubler les boîtes à thé, qu'on préserve les appartements de l'humidité qui pénètre les murs et qu'on empêche ainsi la dégradation des papiers de tenture. On fixe ces feuilles avec de petits clous de cuivre, et on colle ensuite le papier de tenture immédiatement sur le plomb. Ces feuilles métalliques, qui ne pèsent que 250 et même 12.^{sr} au décimètre carré, ne sont aucunement perméables à l'eau. En place de plomb seul, on se sert souvent d'un alliage de plomb, d'étain, de zinc et de bismuth, ou d'un alliage de plomb et d'étain entièrement couvert d'étain pur sur toutes ses surfaces.

Étirage du plomb. — On est parvenu à étirer le plomb en fils assez fins. M. Poulet, de Paris, fabrique, depuis 1843, des fils de tous numéros qui sont recherchés par un assez grand nombre d'industries. Les jardiniers et les horticulteurs, les fabricants de pianos, les galvanoplastes, les filateurs à la Jacquard, les chirurgiens, etc., en ont adopté l'usage.

C'est aussi au moyen de la compression et d'un étirage particulier qu'on fabrique aujourd'hui, d'une manière continue, et sans soudure, les petits tuyaux qui servent à la distribution de l'eau et du gaz d'éclairage dans l'intérieur des maisons. La figure (fig. 651), va vous faire comprendre l'ingénieux procédé adopté.

Dans une chambre en acier *a*, ménagée au centre d'un massif en fonte *co* disposé au-dessus d'une forte presse hydraulique, on introduit, au moyen d'un entonnoir latéral *b*, du plomb fondu, et on l'y maintient à cet état par un foyer circulaire *nn*. Aussitôt que la chambre est pleine, on bouche l'orifice de l'entonnoir et on fait jouer la presse hydraulique. Celle-ci met en mouvement le piston *c*, renfermé dans la chambre; le plomb, chassé par cette pression, sort de celle-ci par un trou de filière percé à son sommet, et dont le diamètre est égal au diamètre extérieur du tube qu'il s'agit d'obtenir. Le métal liquide passe entre les parois du trou et de la tige verticale du piston qui en oc-

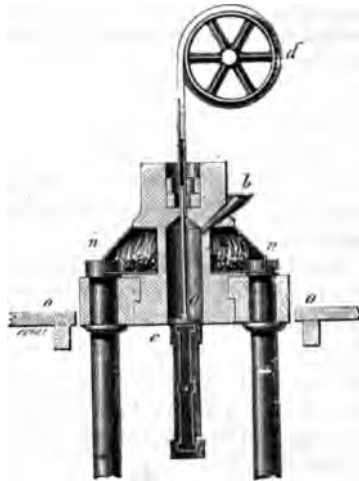


Fig 651. — Appareil pour la confection des tuyaux de plomb.

cupe le centre, se solidifie presque immédiatement et forme ainsi un cylindre creux, d'une longueur indéfinie, qu'on enroule à mesure sur un tambour *d* manœuvrant au-dessus de l'appareil.

C'est encore au moyen de la compression qu'on fabrique, dans les arsenaux d'Angleterre, les balles de fusil, ce qui évite les soufflures produites en coulant ces balles dans un moule : on agit au moyen d'un appareil qui étire le plomb en cylindres, et d'une machine, portant des cavités sphériques, qui saisit ces cylindres et les pétrit en boules. Les bavures sont enlevées à l'aide d'un emporte-pièce, et l'opération s'achève en jetant les balles dans un tonneau qu'on fait tourner pour les arrondir par leur frottement les unes contre les autres.

Granulage du plomb. — Pour pouvoir granuler le plomb et en faire ce qu'on appelle du *plomb de chasse*, il faut de toute nécessité lui associer quelques millièmes d'arsenic, car seul il ne prend jamais la forme sphérique. Lorsque le métal est en fusion, à une température aussi basse que possible, on y ajoute, soit un peu de sulfure d'arsenic, soit un alliage de plomb et d'arsenic; on enlève la crasse de la surface du bain, et on le verse dans une *passoire* en cuivre ou en tôle à fond plat, en forme de cône tronqué, percée de trous parfaitement ronds, entourée de charbons pour empêcher le plomb de s'y figer. Cette passoire est placée à la partie supérieure d'une tour, de 60 à 70 mètres de haut, au bas de laquelle se trouve une cuve à demi pleine d'eau destinée à recevoir les granules métalliques. L'intérieur de la passoire est rempli de crasses formées pendant la fusion; cette matière poreuse a pour effet de diviser le plomb et de l'empêcher de passer trop vite à travers les trous : la hauteur de la chute varie avec la grosseur des grains; pour les plus gros, il faut 50 mètres.

Les grains que l'on obtient dans une même passoire ne sont pas toujours égaux; on les classe au moyen de cribles de différentes grosseurs; on sépare ensuite les grains qui ne sont pas réguliers, puis on termine par le vernissage, en faisant tourner les grains triés, avec un peu de plombagine, dans un tonneau traversé par un axe en fer.

Lorsqu'on fond une grande masse de plomb et qu'on l'abandonne ensuite à un refroidissement lent, si l'on décante la portion centrale encore à l'état liquide, on remarque que la partie solidifiée contre les parois du vase, offre une texture cristalline et présente des octaèdres réguliers.

Dans le monde, on a l'habitude de prendre le plomb comme type de la lourdeur, et, quand on veut parler d'un objet très-pesant, on dit ordinairement : *lourd comme plomb*. Cependant, parmi les métaux, il n'arrive qu'en septième ordre sous le rapport de la densité; car le platine, l'or, l'iridium, le tungstène, le mercure et le palladium sont plus lourds que lui. Bien des personnes n'entendront pas dire sans surprise que l'or, à volume égal, pèse environ $\frac{2}{3}$ de plus que le plomb.

L'oxydation de ce métal dans l'air humide est très-prompte, mais superficielle; il perd son éclat métallique, et sa surface devient d'un gris mat; c'est un sous-oxyde qui se forme, Pb^2O . Toutefois, le plomb est inaltérable dans l'air privé d'acide carbonique.

Sous l'eau non aérée, il garde son éclat; il en est de même sous l'eau



qui contient des matières organiques ou des sels en dissolution. Mais dans l'eau aérée et pure, il s'oxyde rapidement et se change en hydrate et en carbonate de plomb, dont une partie se dépose en cristaux microscopiques, blancs, écailleux, tandis qu'une autre se dissout à la faveur d'un excès d'acide carbonique. Barruel et Mérat ont retiré 62 grammes d'hydrate et de carbonate de plomb très-bien cristallisés de 6 voies d'eau laissées pendant deux mois dans une cuve doublée en plomb. Le professeur Christison, d'Édimbourg, a également constaté que de l'eau de source très-pure qui circule dans des conduites en plomb, se charge d'une proportion de carbonate de plomb assez grande pour incommoder les personnes qui en boivent. Persoz a trouvé dans de l'eau qui avait coulé dans des conduites articulées avec mastic de minium (oxyde de plomb) près de 3 milligrammes de plomb par litre.

C'est cet hydrocarbonate de plomb qui apparaît en croûtes blanches sur les parois des bassins et des réservoirs en plomb, juste au niveau de l'eau. C'est également lui qui se forme sur les toitures de plomb et qui en compromet la durée, puisque l'eau des pluies, en entraînant ce composé, remet à nu la surface métallique qui s'oxyde, s'hydrate et se carbonate à nouveau.

Il y a donc toujours, par conséquent, de l'hydrate et du carbonate de plomb dans les eaux pluviales qui séjournent pendant quelque temps dans des vases de ce métal, dans les mêmes eaux qui coulent des toitures et des terrasses couvertes en plomb, comme aussi dans les eaux terrestres trop pures qui sont amenées dans les villes par des conduites de même nature.

La conséquence à tirer de ces faits, c'est qu'il faut éviter d'appliquer aux usages économiques ces sortes d'eaux, car tous les composés du plomb, même aux plus petites doses, provoquent de graves désordres dans l'économie animale. Les eaux calcaires et séléniteuses n'offrent pas les mêmes dangers, puisqu'elles ne peuvent dissoudre les composés oxygénés du plomb.

Quand on veut constater la présence du métal dans une eau quelconque, il faut opérer ainsi que l'a indiqué Persoz. On évapore à siccité, dans une capsule de porcelaine, 6 à 8 litres d'eau; on reprend le résidu par de l'acide chlorhydrique en excès, on filtre et l'on introduit la dissolution dans un flacon contenant 30 ou 40 fois son volume d'eau saturée d'hydrogène sulfuré. Il se produit immédiatement un précipité abondant de sulfure de plomb qui est d'un noir bleuâtre.



Fig. 652. — Têt d'argile pour fondre et oxyder le plomb.

Oxydes du plomb. — Le plomb n'est pas sensiblement volatil en vases clos, mais chauffé au rouge blanc, dans un têt d'argile (fig. 652), il se réduit en vapeurs d'une manière sensible et, en même temps, il se recouvre d'une pellicule irisée qui passe au jaune, par suite de son

oxydation. Cette pellicule qui se renouvelle à mesure qu'on l'enlève est un protoxyde, PbO , qu'on appelle vulgairement *Massicot*.

Cet oxyde, qui est la base de tous les sels de plomb, se combine aussi avec les alcalis, qui le rendent soluble dans l'eau. C'est un des oxydes les plus facilement réductibles par l'hydrogène et le charbon ; aussi, chauffé légèrement avec des matières végétales, il se révivifie très-promptement. Voici une carte recouverte d'un peu d'oxyde de plomb ; je la brûle, et bientôt vous allez voir sur les bords du carton non incinérés de petits globules très-brillants de plomb métallique.

Il est très-fusible et il donne par le refroidissement un verre jaune demi-transparent, dur et fragile ; il cristallise aussi en petites lames hexaèdres régulières d'un jaune rougeâtre, auxquelles on donne dans les arts le nom de *Litharge*. Ce protoxyde de plomb demi-vitreux provient de la coupellation du *plomb d'œuvre* ou du plomb argentifère dont je vous parlerai plus tard.

De la Litharge. — Ses variétés. — La litharge (dont le nom, tiré de deux mots grecs, veut dire *Pierre d'argent* et rappelle ainsi l'origine), a une couleur jaune-rougeâtre, quand elle s'est refroidie brusquement, et une belle teinte rouge quand son refroidissement a été lent (1). Avec le temps, sa nuance s'affaiblit, parce que la surface de ses lames se recouvre d'hydrate et de carbonate de plomb blancs, dus à l'action de l'air.

Dans le commerce, il y a plusieurs sortes de litharge, qu'on distingue par les lieux de provenance. En voici les caractères :

I. *Litharge d'Angleterre.* — Petites lames demi-vitreuses, très-pesantes, d'une couleur rougeâtre, ayant un bel éclat, parsemées de larges paillettes argentines qui lui donnent un aspect micacé.

Emballage. — Expédiée de Liverpool et de Newcastle. La première arrive en futailles cerclées en bois, du poids de 250 à 300 kilogrammes ; la deuxième, en futailles du même poids, mais cerclées en fer.

C'est la plus estimée, parce qu'elle ne contient que des traces de cuivre et de fer.

II. *Litharge de France.* — Elle a moins d'éclat et est d'un rouge plus terne que la première : elle a aussi l'aspect micacé, mais ses paillettes reflètent moins vivement la lumière.

Emballage. — Futailles de 500 kilogrammes.

Contient du fer et du cuivre en certaines proportions.

III. *Litharge d'Allemagne.* — Ressemble beaucoup à celle de France ; cependant elle est plus pâle, jette moins d'éclat, et contient des parties qui ne sont pas complètement oxydées.

Emballage. — Futailles cerclées en bois, du poids de 400 à 500 kilogrammes. C'est la moins estimée, parce qu'elle est la moins pure.

Une bonne litharge doit se dissoudre sans résidu dans l'acide azotique faible ou l'acide acétique, et sa dissolution incolore ne doit prendre aucune coloration bleue par un excès d'ammoniaque.

(1) La litharge jaune est nommée improprement dans le commerce *litharge d'argent*, de même que la litharge rouge porte le nom de *litharge d'or*.



Lorsqu'on fond du *massicot* ou de la *litharge* dans un creuset de terre, celui-ci ne tarde pas à être troué, parce que l'oxyde de plomb, en s'unissant à l'alumine et à la silice du creuset, forme des sels très-fusibles qui se figent ensuite sous forme de verre très-éclatant.

Une autre propriété spéciale à la litharge, signalée pour la première fois par M. F. Leblanc, c'est d'absorber, pendant sa fusion, l'oxygène de l'air, à la manière d'un corps poreux, et de le laisser dégager pendant son refroidissement. Nous retrouverons la même propriété dans l'argent et le platine.

Oxyde rouge de plomb ou Minium. — Chauffé dans l'air à une température inférieure à son point de fusion, le massicot perd sa couleur jaune et devient rouge orangé; il se trouve alors converti en un oxyde salin qui porte dans le commerce les noms d'*Oxyde rouge de plomb* et de *Minium*. Cette conversion s'explique de la manière suivante : une partie du protoxyde enlève à l'air de l'oxygène et se change en bioxyde, PbO^2 , de couleur puce; celui-ci s'unit intimement au restant du massicot, et il en résulte alors un véritable sel, ainsi composé :

Protoxyde de plomb.....	65,1
Bioxyde ou suroxyde de plomb.....	34,9
	100,0

C'est là le minium, pourvu d'une belle couleur rouge. Et ce qui prouve qu'il en est ainsi, c'est qu'en le traitant par de l'acide azotique faible, on obtient, d'autre part, une poudre de couleur puce qui n'est autre chose que du bioxyde, et de l'autre une dissolution d'azotate de protoxyde de plomb.

Le bioxyde de plomb a tous les caractères d'un acide, aussi l'appelle-t-on plus généralement dans les laboratoires *acide plombique*.

D'après cela, le minium peut être considéré comme un *plombate de protoxyde de plomb*, dont la composition la plus habituelle, indiquée plus haut, se représente par la formule : $PbO^2, 2 PbO$.

Fabrication industrielle du minium. — La fabrication de ce composé, dont l'Angleterre a eu pendant longtemps le monopole, comprend deux opérations distinctes qui se succèdent : la première convertit le plomb en *massicot* ou protoxyde jaune, et la seconde change ce dernier en minium.

On choisit le plomb le plus pur, et surtout le moins cuivreux possible. On le met en fusion sur la sole un peu concave d'un four à réverbère (*fig. 653*) sur les côtés duquel sont deux foyers placés au niveau de la sole. La température ne dépasse pas 300° afin de ne pas fondre l'oxyde jaune sale qui se produit, et on favorise l'oxydation du métal en l'agitant continuellement avec un long râteau en fer (*fig. 654*). De temps en temps, on repousse dans le fond du four, avec le plat du râteau, la couche de massicot formée, pour que la surface du plomb soit toujours en contact avec l'air. La calcination de 300 kil. de plomb dans ces conditions dure ordinairement 12 à 15 heures.

La masse oxydée est broyée entre deux meules, avec le concours de l'eau,

passée à travers un tamis métallique très-serré, pour séparer les particules de plomb qui ont échappé à l'oxydation, puis délayée sous un courant d'eau qui emporte l'oxyde et va le déposer dans des caisses. Les parties métalliques plus

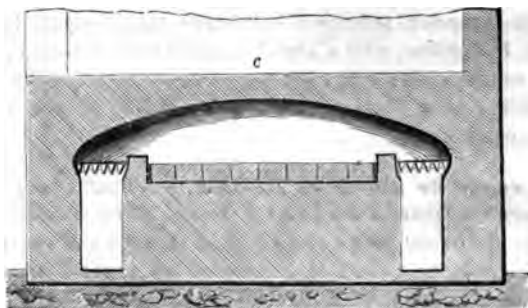


Fig. 653. — Four à minium.

pesantes se déposent les premières, et donnent un produit (*son* des ouvriers) qu'on soumet plus tard à un nouveau grillage.

Les caisses de la laverie reçoivent des dépôts de massicot d'autant plus ténus qu'elles sont plus éloignées des *tines* ou moulins. On recueille ces produits sé-

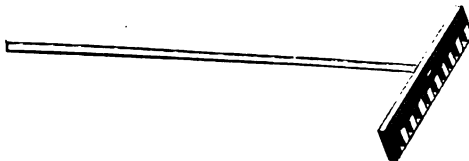


Fig. 654. — Râteau pour faciliter l'oxydation du plomb.

parément, et les plus fins sont convertis en minium ; mais avant on les fait sécher dans l'étuve *c* qui est placée au-dessus de la voûte du four de calcination. Après la dessiccation, on passe la poudre, qui s'est plus ou moins agglomérée, sous un lourd cylindre de fonte renfermé dans une grande boîte fermée de tous côtés.

Le massicot est alors réparti dans des cuvettes de tôle ou de fer battu, peu profondes, d'une capacité de 7 à 8 kilogr. environ. On introduit ces cuvettes pendant la nuit dans le four où l'on a calciné le plomb pendant la journée, afin de profiter de la chaleur acquise ; on ferme toutes les ouvertures et on abandonne l'opération à elle-même. Une portion du massicot, en absorbant une nouvelle dose d'oxygène, se change en bioxyde, et c'est celui-ci qui par sa combinaison avec le double de son poids de protoxyde constitue le minium, qui apparaît le lendemain avec une couleur rouge-jaunâtre.

On lui fait acquérir des tons de plus en plus riches en le soumettant à de nouvelles chauffes dans les mêmes conditions de température ; c'est de là que viennent les dénominations commerciales de *minium à un*, à *deux*, à *trois*, etc., *feux*.

Dans les usines anglaises, on étend le massicot sur la sole du four au lieu de le renfermer dans des cuvettes. Le minium anglais est d'un rouge plus vif que le



minium français. Le premier se trouve, dans le commerce, en barils de 300 à 350 kil; le second, dans des barils de bois de chêne de 400 à 450 kil.

Voici, d'après M. Dumas, la composition ordinaire des miniums du commerce, sur 100 parties en poids :

	Minium réel.	Massicot en simple mélange.
Minium à 1 feu.....	50,0	50,0
— 2 feux.....	52,1	47,9
— 3 feux.....	58,1	41,9
— 4 feux.....	64,1	35,9
— 5 feux.....	66,2	33,8
— 8 feux.....	74,8	25,2

Usages des oxydes du plomb. — Voici maintenant les usages respectifs des divers oxydes que je viens d'examiner.

Le *massicot* n'a d'autre emploi que de servir à la préparation du minium : avant la découverte des jaunes de chrome, il était utilisé comme couleur jaune dans la peinture à l'huile.

C'est avec la *litharge* qu'on prépare généralement, dans les fabriques, les sels de plomb dont on a besoin. Elle entre dans la composition de quelques verres. Elle est la base des emplâtres pharmaceutiques, et cet emploi remonte bien avant le temps de Dioscoride, qui l'appelait l'*écume du plomb*. Elle sert à rendre l'huile de lin plus siccativ. On prépare avec elle plusieurs couleurs jaunes très-belles, qui rendent de grands services dans la peinture à l'huile, à cause de leur éclat et de leur fraîcheur.

L'une d'elles, découverte en Angleterre par un nommé Turner, est connue sous le nom de *jaune minéral*; on l'obtient en fondant de la litharge, du minium ou de la céruse avec du sel marin ou du sel ammoniac. Il en résulte une masse demi-vitreuse qui, par la pulvérisation, donne une poudre dont la nuance varie du jaune clair au jaune brun. C'est un composé de chlorure et d'oxyde de plomb. C'est surtout pour la peinture des décors et des équipages qu'on l'emploie. Il y en a, d'ailleurs, un grand nombre de variétés qui portent dans le commerce les noms de : *jaune de Turner*, *jaune de Kasser* ou de *Cassel*, *jaune de Paris*, *jaune de Vérone*.

Une autre couleur, découverte à Naples vers le milieu du siècle dernier, est désignée sous le nom de *jaune de Naples*. D'après M. Brunner, c'est une combinaison d'acide antimonique et d'oxyde de plomb en proportions diverses. Il n'y a pas moins de dix à douze procédés pour la préparer; ils consistent tous, en définitive, à calciner l'antimoine libre ou combiné avec le plomb métallique, oxydé ou carbonaté. Le produit porphyrisé fournit à la peinture des tons jaunes très-riches et très-solides, qui servent à imiter l'or; mélangé avec le blanc de plomb et un peu de vermillon, il donne la nuance chamois.

Une troisième couleur, recherchée surtout pour la peinture fine, à cause de la richesse et de la solidité de sa nuance, tient des deux précédentes; elle a été inventée par Mérimée, et les artistes l'ont adoptée

sous les noms de *jaune d'antimoine*, *jaune minéral surfn*. C'est un mélange d'antimoniate de plomb et d'oxychlorures de plomb et de bismuth. On l'obtient en fondant ensemble 16 parties de litharge, 1 partie de sel ammoniac et $\frac{1}{8}$ d'antimoniate de bismuth. Quant à ce dernier produit, on le prépare à l'avance en chauffant jusqu'à fusion 30 parties de bismuth métallique, 240 parties de sulfure d'antimoine et 640 parties de nitre, projetant la masse fondue dans de l'eau froide et l'y lavant par décantation jusqu'à ce que l'eau n'ait plus de saveur.

L'*oxyde puce* ou bioxyde (*acide plombique*) n'est utilisé que par les chimistes.

Quant au *minium*, ses applications sont nombreuses. En raison de sa belle couleur, il sert à colorer les papiers de tenture, les cires molles et les cires à cacheter, mais rarement comme couleur à l'eau et à l'huile. Son plus grand usage est de servir à la fabrication du strass, du flint-glass et du cristal, verres auxquels il donne une grande pesanteur, beaucoup de fusibilité, une puissance réfractive considérable, une limpidité parfaite et la faculté de pouvoir être taillés plus aisément. Pour cette dernière application, on recherche le minium le plus pur, celui qui est exempt d'oxyde de cuivre, attendu que celui-ci donne une teinte verdâtre au cristal.

On l'emploie aussi en quantités considérables pour former le vernis des poteries communes et, en mélange avec l'acide stannique, l'émail des faïences proprement dites. Enfin il sert à faire, avec l'huile et la céruse, un mastic rouge qui est généralement adopté pour luter les joints d'assemblage des pompes, des chaudières et machines à vapeur, etc. Mais l'usage de ce mastic présente des dangers pour les ouvriers qui l'appliquent ; il donne souvent lieu à des indispositions, à des coliques saturnines.

Mastic Serbat. — M. Serbat, habile chimiste et manufacturier à Saint-Saulve (Nord), a mis dans le commerce, depuis une vingtaine d'années, un nouveau mastic qui remplit toutes les conditions du premier, sans offrir les mêmes inconvénients au point de vue de l'hygiène publique. Il est donc très-utile de répandre le plus possible, parmi les industriels, la connaissance du *Mastic Serbat*.

Ce mastic est un mélange bien corroyé de 72 parties de sulfate de plomb calciné et broyé, 24 parties de peroxyde de manganèse, 13 parties d'huile de lin. Ce mélange, après sa préparation, est mou et se conserve ainsi indéfiniment ; pour s'en servir, on n'a besoin que de malaxer la pâte entre les mains, sans qu'il soit nécessaire d'y ajouter de l'huile ; cette pâte se moule parfaitement, ne coule pas par la chaleur, s'y durcit au contraire, et acquiert une très-grande solidité, de sorte que les jointures recouvertes de ce mastic sont mieux lutées que celles recouvertes de mastic au minium ; de plus, cet enduit se conserve plus longtemps sans altération. Un de ses avantages, c'est de se

durcir immédiatement au contact d'une haute température, dureté que l'on obtient en passant sur le joint un fer rouge; aussi, lorsqu'une fuite se déclare dans un joint, on l'étanche de suite en l'emplissant de mastic, que l'on fait durcir au moyen d'un fer chaud.

Le mastic Serbat se vend de 60 à 70 fr. les 100 kilogrammes. C'est maintenant un produit commercial fort estimé; il y en a une fabrique en Belgique.

Action des acides sur le plomb. — A l'exception de l'acide azotique, qui dissout aisément le plomb à l'aide d'une légère chaleur, avec dégagement de bioxyde d'azote, de l'eau régale qui le convertit facilement par la chaleur en chlorure cristallin, les autres acides n'exercent qu'une faible action sur lui: ainsi l'acide chlorhydrique concentré et bouillant ne l'attaque presque pas; l'acide sulfurique n'agit sur lui qu'autant qu'il est concentré et bouillant; il se forme alors du sulfate de plomb qui est blanc et presque insoluble dans l'excès d'acide.

L'acide acétique le dissout avec le temps, au contact de l'air.

Les sels alcalins à acides oxygénants, comme l'azotate, le chlorate, le bisulfate de potasse, l'oxydent avec le secours de la chaleur.

Les alcalis en facilitent l'oxydation au contact de l'air; il se produit des *plombites* solubles, le protoxyde jouant, à l'égard de ces bases, le rôle d'un acide faible.

Sels de plomb. — Parmi les sels de plomb qu'on peut préparer,



Fig. 655. — Réduction des sels de plomb par le charbon au chalumeau.

soit en dissolvant la litharge dans les acides, soit en traitant directe-

ment le plomb par ces mêmes acides, à l'aide de la chaleur, la plupart sont insolubles dans l'eau ; tels sont le sulfate, le phosphate, le carbonate, les chromates. L'azotate et les acétates sont solubles. Ces derniers possèdent une saveur sucrée qui devient bientôt astringente et âpre.

Tous, solubles ou insolubles, sont subitement noircis par le contact de l'hydrogène sulfuré et des sulfures alcalins, et, chauffés dans la cavité d'un charbon au chalumeau (fig. 655), ils sont réduits promptement en un bouton métallique.

Leur dissolution donne des précipités blancs, abondants et lourds avec les alcalis, les carbonates alcalins, l'acide sulfurique et les sulfates solubles, l'acide chlorhydrique et les chlorures solubles ;

Un précipité d'un brun jaune écaillé, brillant, avec les iodures alcalins, précipité qu'un grand excès de ces iodures dissout, surtout à l'aide de la chaleur ;

Un précipité d'un beau jaune avec les chromates alcalins.

Enfin les lames de fer, de zinc et d'étain, plongées dans ces dissolutions, se recouvrent bientôt de jolis cristaux de plomb révivifié (fig. 656).

Les sels de ce métal sont donc faciles à reconnaître. Ils jouissent de propriétés vénéneuses très-prononcées.



Fig. 656. — Précipitation du plomb de sa dissolution par les lames métalliques.

Azotate de plomb. — L'azotate de plomb est souvent employé dans les ateliers de teinture et d'indiennes pour préparer les jaunes de chrome. Il est en petits cristaux octaédriques, blancs et opaques. Si, dans sa dissolution, on verse de la potasse ou de l'ammoniaque, il se précipite de l'oxyde plombique, qui apparaît en poudre blanche, parce qu'il est à l'état d'hydrate.

Si, dans la même dissolution, placée dans une éprouvette de verre allongée, on laisse tomber un petit fragment de sel ammoniac dur et compacte, on voit aussitôt s'élever du sel solide, à travers la liqueur, de petites bulles d'air accompagnées d'un grand nombre de stries fines et blanches. Ces dernières sont formées de molécules de chlorure de plomb dues à la double décomposition de l'azotate de plomb et du chlorhydrate d'ammoniaque ; entraînées mécaniquement à la partie supérieure, elles subissent, de minute en minute, une telle augmentation dans leur consistance, ainsi que dans leur élévation et la diversité de leurs formes, qu'au bout d'un quart d'heure à peine, elles atteignent assez souvent la hauteur de 8 à 10 centimètres. Elles offrent alors la ressemblance la plus frappante avec de petits arbrisseaux à ramifications très-multipliées. Ces dendrites ont une solidité telle, qu'on peut, en enlevant avec précaution la dissolution saline, les obtenir, sous



forme solide, à l'endroit où elles se sont formées. Cette jolie expérience a été indiquée, en 1844, par M. Bœttger.

C'est en réduisant, dans un creuset brasqué, l'oxyde de plomb obtenu par la calcination de l'azotate cristallisé qu'on se procure, dans les laboratoires, le plomb chimiquement pur.

Carbonate ou Céruse. — Mais le sel de plomb qui a reçu les plus nombreuses applications, est le carbonate, plus connu sous les noms de *Céruse*, de *Blanc de plomb*, de *Blanc d'argent* (1). On le vend sous forme de pains coniques du poids de 1 kilogramme à 1^{kil},500, et on n'en consomme pas moins de 8 millions de kilogrammes par an, rien qu'en France.

Il est blanc, pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau. Quand il est pur, il se dissout complètement, avec effervescence, dans l'acide azotique.

C'est généralement la substance qu'on emploie de préférence pour colorer en blanc les bois, les meubles, ainsi que la pierre, parce qu'elle a l'avantage de se mêler parfaitement à l'huile, d'y conserver sa couleur, de s'étendre aisément sous le pinceau, de bien recouvrir les surfaces qu'on veut enduire, et de jaunir moins, avec le temps, que les autres couleurs blanches; mais elle a le grave inconvénient de brunir par le contact des émanations sulfureuses. On s'en sert beaucoup aussi pour étendre les autres couleurs et leur donner du corps. On l'utilise actuellement dans les fabriques de faïence pour la préparation des vernis ou couvertes, de préférence aux oxydes de plomb, à cause de sa grande ténuité et de sa facile suspension dans l'eau.

C'est encore avec la céruse, seule ou associée au sulfate de plomb, qu'on recouvrit d'abord les papiers satinés et le carton destiné à faire les cartes de visite; on les soumettait au frottement d'un cylindre d'acier poli pour leur donner le lustre et l'apparence de l'émail ou de la porcelaine. On a, avec raison, remplacé le blanc de plomb par le blanc de zinc, car cette fabrication était dangereuse pour les ouvriers, et nombre d'enfants avaient été empoisonnés pour avoir mâché des cartes vernies à la céruse.

Il est, au reste, bien facile de distinguer celles-ci. Vous n'avez qu'à présenter une de ces cartes à la flamme d'une bougie, vous apercevrez bientôt, à la surface du charbon, de petits globules métalliques, et en

(1) La céruse était connue des Grecs et des Romains. Théophraste, Dioscoride, Vitruve, ont décrit avec détail sa préparation, et Pline assure que celle qui était fabriquée à Rhodes était surtout estimée. Elle était employée comme fard par les dames romaines, dans la peinture à l'huile et dans la médecine. Après la chute de l'empire romain, il paraît que ce sel fut d'abord fabriqué par les Arabes, puis à Venise, plus tard à Krems, ensuite en Hollande, en Angleterre et dans plusieurs parties de l'Allemagne. Ce n'est qu'à partir des premières années de ce siècle qu'on en a préparé en France. La Société d'encouragement a beaucoup contribué à propager cette industrie.

secouant la carte à demi brûlée, il en tombera des parcelles, qui brûleront rapidement en traversant l'air.

On ajoute ordinairement, dans les céruses du commerce, plusieurs substances blanches de moindre valeur, comme le sulfate de plomb, le sulfate de baryte, la craie ou le sulfate de chaux. Il paraît que le sulfate de baryte leur donne de l'opacité et les rend plus propres aux peintures délicates. Dans le *blanc de Venise*, il y a moitié de sulfate de baryte ; dans le *blanc de Hambourg*, il y en a le double ; dans le *blanc de Hollande*, la proportion s'élève de 3 parties jusqu'à 7 contre 1 de céruse.

Les droguistes vendent sous le nom de *céruse de Mulhouse* du sulfate de plomb, qui provient des manufactures d'indiennes. Il a la plus grande ressemblance avec la céruse véritable, mais il couvre assez mal les surfaces sur lesquelles on l'applique. Il ne noircit pas aussi facilement que la céruse par les émanations sulfureuses. On le distingue aisément de celle-ci parce qu'il ne fait aucune effervescence avec l'acide azotique étendu et qu'il ne s'y dissout pas.

Mine orange. — Lorsqu'on calcine la céruse avec précaution dans les mêmes fours et dans les mêmes boîtes de tôle qui servent pour le minium ordinaire, on obtient une variété de minium d'un rouge moins vif, qui est désignée dans le commerce sous le nom de *mine orange*. Préparé ainsi, le minium retient toujours de 4 à 5 centièmes de carbonate de plomb, qui paraissent être la cause des différences remarquables qui existent entre ce produit et le minium fabriqué avec le massicot. La *mine orange*, en effet, se divise beaucoup mieux que ce dernier avec la colle, ne se grumelle pas et ne se durcit pas par ce mélange, ainsi que le fait le minium pur. Aussi est-ce la seule espèce de minium qui convienne bien à la fabrication des papiers de tenture.

D'après M. Dumas, la *mine orange* qui a subi trois feux est le minium le plus pur que l'on fabrique en grand, puisque sur 100 parties en poids, elle renferme 93,3 de minium réel, et 4,7 seulement de massicot en simple mélange.

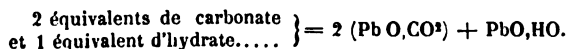
La *mine orange* est fabriquée presque exclusivement à Clichy ; le prix en est bien plus élevé que celui du minium rouge. Il nous en vient aussi d'Angleterre, mais elle est moins pesante et plus pâle que celle de France. L'une et l'autre sont en fûts de 300 à 400 kilogrammes.

Composition de la céruse. — Avant de vous dire comment on prépare en grand la céruse, il est nécessaire de vous apprendre sa véritable composition. Telle qu'on l'obtient dans les fabriques, c'est, non un carbonate pur, mais un mélange de carbonate et d'hydrate, retenant quelques centièmes d'acétate de plomb. On peut la représenter par :

Protoxyde de plomb	86,4
Eau	2,3
Acide carbonique.....	11,3
	<hr/>
	100,0



Ce qu'on peut traduire par la formule, plus facile à retenir :



Cette composition diffère de celle du carbonate obtenu par précipitation, et de celle du carbonate qu'on trouve dans la nature en cristaux ou en masses compactes dans certaines mines du Hartz et de Cornouailles, attendu que dans ces deux cas le sel est anhydre = PbO,CO^2 .

TRENTE-SIXIÈME LEÇON

SUITE DES MÉTAUX DE LA CINQUIÈME SECTION. — MÉTAUX
DE LA SIXIÈME SECTION.

SOMMAIRE. — Fabrication de la céruse. — Dangers des émanations du plomb et de tous ses composés. — Du BISMUTH et de ses alliages fusibles. — Du blanc de fard. — Du MERCURE; de ses mines et de son extraction. — Cinabre ou sulfure de mercure. — Des principaux composés du mercure : oxydes et sulfuro artificiel ou *Vermillon*. — Des amalgames. — Sels de mercure. — Des chlorures de ce métal et de leurs applications.

Fabrication de la céruse.

Des nombreux procédés proposés ou essayés pour se procurer la céruse, quatre seulement sont mis en pratique; ils sont connus sous les noms de *procédés hollandais, allemand, français* et *anglais*. Je vais vous en donner une description exacte, quoique abrégée.

1. *Procédé hollandais.* — C'est le plus anciennement connu et encore le plus généralement suivi, tant en Hollande qu'en Belgique, certaines parties de l'Allemagne, aux environs de Lille, de Paris, etc. Grâce aux perfectionnements récents introduits dans la série des opérations mécaniques qui le constituent, notamment par MM. Théodore Lefebvre, à Moulins-Lille (Nord), et par MM. Bezançon et C^{ie}, à Ivry près Paris, cette industrie, jadis très-meurtrière, est devenue, sinon complètement inoffensive, au moins pas plus dangereuse que la plupart des industries chimiques.

Le plomb que l'on doit convertir en céruse est d'abord choisi aussi pur que possible, exempt de fer surtout, puis fondu et coulé en lames minces de quelques millimètres d'épaisseur, soit pleines, soit à jour et en forme de grille.

Les lames pleines sont roulées en spirale P (fig. 657), puis placées verticalement dans des pots de grès vernis A de la contenance d'un litre environ; elles reposent sur des *mentonnets* B ou rebords ménagés à l'intérieur des pots et à quelques centimètres de leur fond; dans chacun d'eux on introduit, en C, 1/4 de litre de vinaigre de vin ou de bière, et mieux encore d'acide pyroliqueux très-affaibli, et on les recouvre d'un disque ou d'une lame de plomb D qui ne les clôt qu'imparfaitement. Quand on se sert de grilles de plomb (fig. 658), on les pose seulement à la surface des pots, qui sont plus évases et moins hauts que les précédents.

Dans tous les cas, les pots ainsi préparés sont rangés les uns à côté des autres dans de grandes caisses ou chambres en maçonnerie, de 3 mètres de long,

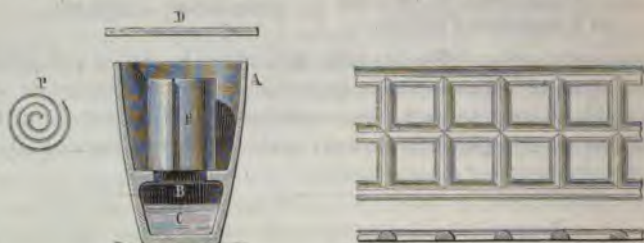


Fig. 657. — Pot à céruse avec spirale de plomb. Fig. 658. — Grille de plomb.

4 de large et 6 de haut; elles sont disposées en plus ou moins grand nombre sous des hangars et bien aérées (fig. 659).

On forme d'abord dans le pourtour de chaque caisse une banquette avec du fumier qui a déjà servi, et, dans le milieu, un lit de fumier neuf d'une épaisseur de 40 centimètres. On dispose sur cette première couche des pots au nombre de 1200; on les recouvre de plaques de plomb (D, fig. 657), et sur celles-ci

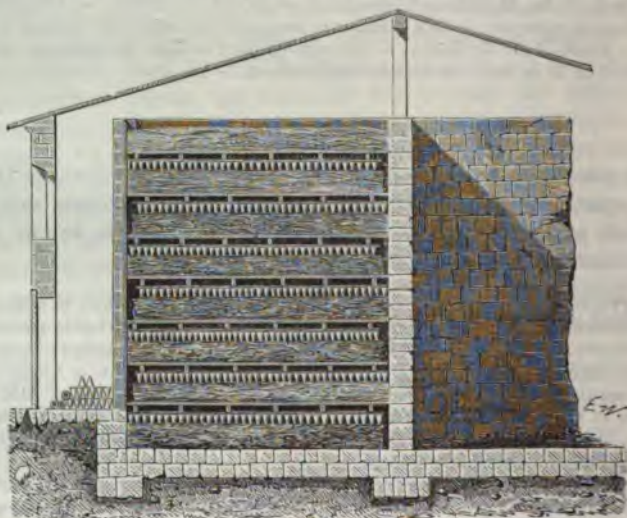
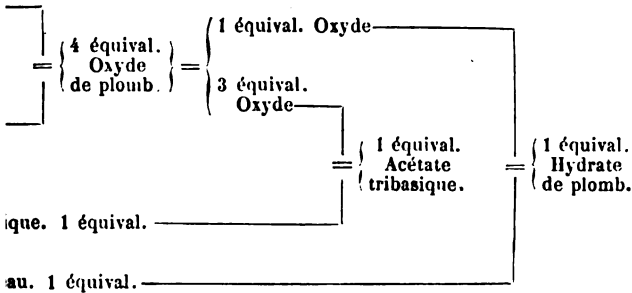


Fig. 659. — Fabrication de la céruse à Lille par le procédé hollandais.

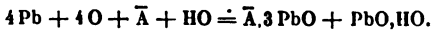
on dispose des madriers de 6 à 8 centimètres d'équarrissage, laissant entre eux des carrés de 1 mètre environ: le tout est recouvert de planches jointoyées sur lesquelles on étend une nouvelle couche de fumier, puis on place une seconde rangée de pots, et on procède de la même manière jusqu'à ce que toute la caisse soit remplie de ces lits superposés de fumier et de pots. On recouvre le tout d'une couche de fumier. Ces caisses ainsi chargées ont l'aspect de la figure 659.



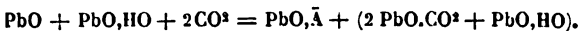
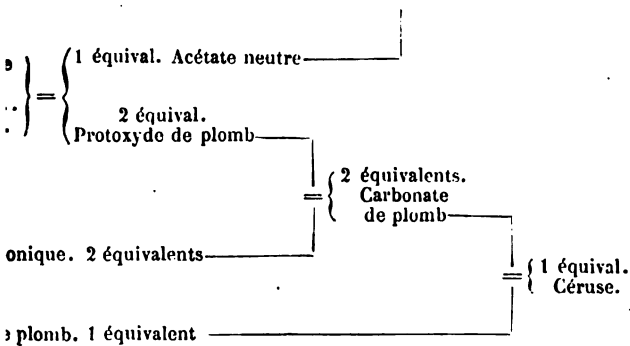
taines usines, on remplace le fumier par de la tannée. On laisse le fumier en fosse de six semaines à deux mois dans le tannée, et trois mois dans la tannée. Voici quels sont les phénomènes qui se sont passés dans l'intérieur des couches pendant ce laps de temps. Sous l'influence du développement par la fermentation du fumier, qui monte progressivement à 45° et au delà, l'acide acétique du vinaigre, accompagné de vapeur, se volatilise, entoure les lames de plomb et détermine leur oxydation qui a un libre accès; l'oxyde formé se combine avec de l'acide acétique avec de l'eau, de sorte que peu à peu, sur ces lames, il se produit de l'hydrate et de sous-acétate de plomb, ainsi que l'explique la légende suivante :



équation suivante, dans laquelle l'acide acétique est représenté par \bar{A} :



Le fumier, qui est en fermentation, dégage beaucoup d'acide carbonique : au contact des lames, réagit sur l'acétate tribasique, lui enlève l'oxyde pour former du carbonate de plomb et le ramène à l'état neutre; le carbonate et l'hydrate de plomb en se réunissant forment la céruse; la légende suivante va vous faire bien comprendre cette marche de la réaction :



Il y a donc alors, sur les lames, de la céruse et de l'acétate neutre de plomb. Mais celui-ci ne tarde pas, par suite de l'oxydation d'une nouvelle quantité de plomb, à repasser à l'état de sous-acétate qui bientôt, à son tour, est décomposé par l'acide carbonique incessamment produit, et ainsi de suite.

Cette série de réactions, répétées un grand nombre de fois et de proche en proche, convertit en céruse les lames de plomb sur presque toute leur épaisseur; aussi, quand on les retire de dessus ou de l'intérieur des pots, on les trouve recouvertes de croûtes dures et grisâtres; c'est la céruse que colore un peu de sulfure de plomb, dont la formation se comprend aisément quand on sait qu'il se dégage toujours de l'hydrogène sulfuré du fumier ou de la tannée en putréfaction.

Lorsque les couches sont démontées et les pots enlevés, on retire de l'intérieur de ceux-ci les lames carbonatées qui sont transportées dans de petits bacs à l'atelier d'épluchage où s'opère la séparation entre la portion restée métallique et celle qui est carbonatée. Avant 1842, cette dangereuse opération se pratiquait en humectant légèrement les lames déroulées avec de l'eau et en les frappant avec des battes. Ce travail, comme vous le pensez bien, était un de ceux qui occasionnaient le plus de maladies chez les ouvriers, constamment environnés de poussière plombeuse. Dans la fabrique de MM. Lefebvre, l'épluchage se fait actuellement à l'aide d'une machine à découper renfermée dans un bâti spécial et clos dans toutes ses parties (fig. 660). Les lames de plomb dé-

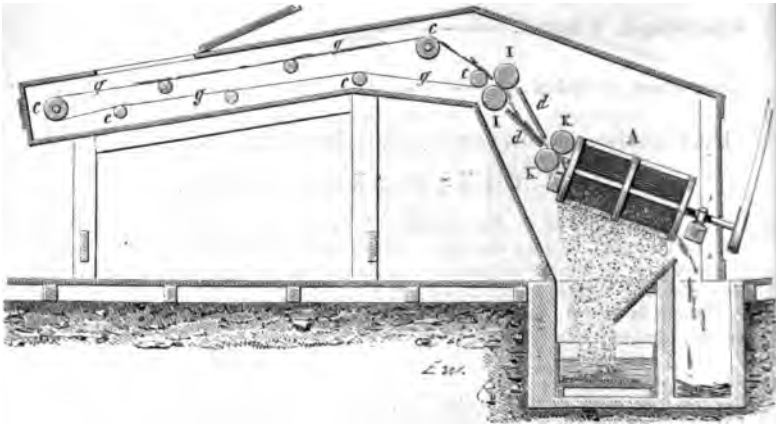


Fig. 660. — Machine à découper le plomb recouvert de céruse.

roulées sont étendues sur une toile sans fin *ggg*...., soutenue par des rouleaux *c, c, c...*, qui les entraînent entre une première paire de rouleaux cannelés *I, I*, où elles éprouvent un premier écrasement; de là, elles tombent par les plans inclinés *d, d*, entre deux autres rouleaux cannelés *K, K*, qui en détachent finalement les écailles. Celles-ci se rendent sous un blutoir incliné *A*, qui reçoit un mouvement de rotation continu; les lames, après le détachement des écailles, sortent par le bout opposé et tombent dans un compartiment où elles sont recueillies pour être soumises à une nouvelle opération ou être refondues. Les écailles passent à travers la toile métallique du blutoir et sont reprises pour être broyées. Le mouvement est imprimé à l'appareil de découpage par une machine à vapeur, qui sert de moteur général à tout l'établissement.

Le broyage des écailles s'effectue aussi mécaniquement et sans danger pour les ouvriers. Elles sont portées dans la trémie R d'un *écraseur*, représenté ici en coupe, et hermétiquement fermé par un entourage en planches (fig. 661).

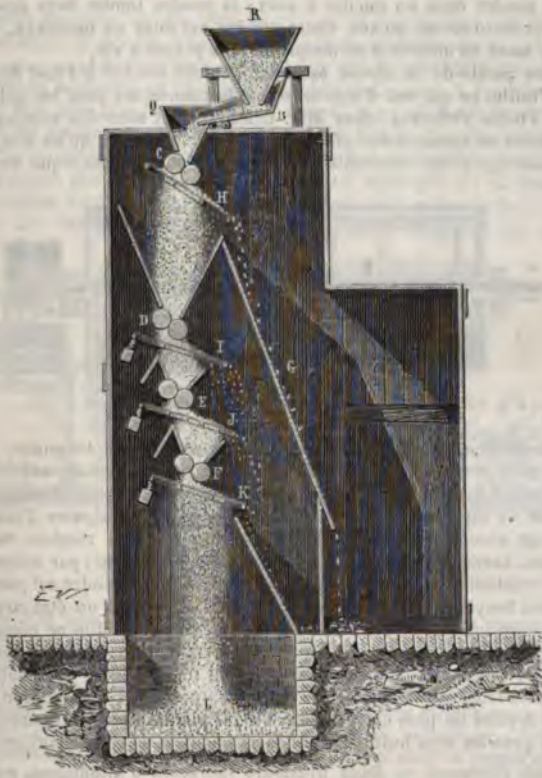


Fig. 661. — Machine à écraser la céruse.

Elles tombent d'abord sur le conduit B, muni d'un *babillard* ; de là, dans une seconde trémie Q, et passent ensuite entre un premier jeu de cylindres cannelés C, et successivement entre trois autres jeux D, E, F. Le plomb qui pouvait encore adhérer aux écailles glisse sur le plan incliné G, tandis que la céruse, après avoir passé sur les tamis H, I, J, K, tombe dans la fosse L, d'où on la retire pour la porter au moulin, après l'avoir mélangée avec de l'eau.

Au sortir de l'appareil précédent, la céruse humectée est portée sous huit meules horizontales, sous lesquelles elle passe successivement et sort à l'état de pâte fine pour tomber dans des baquets qu'une poulie, mue par la vapeur, monte au séchoir à air. Là, la pâte est divisée dans des pots en terre poreuse, de forme conique, pouvant contenir chacun 1^{re},5. Ces pots, dits *pots de forme*, sont placés sur des étagères et laissés pendant huit à dix jours. Pendant ce laps de temps, l'eau s'évapore en grande partie, les pains prennent de la consistance et éprouvent du retrait. On dépose ensuite la céruse sur les planches mêmes du séchoir, où on la laisse encore quatre ou cinq jours ; après quoi, les pains sont descendus méca-

niquement dans une étuve à air chaud, dont la température est de $+ 60$ à 80° ; ils y restent de quinze jours à trois semaines.

Les pains qui se sont conservés entiers sont enveloppés de papier bleu, puis entassés dans des barils pour être livrés au commerce. Les pains brisés sont réduits en poudre dans un moulin à noix; la poudre tombe dans des bacs enfermés dans de doubles portes. Cette poudre est mise en tonneaux, dans lesquels on la tasse au moyen d'un disque de bois pressé à vis.

Une autre partie de la céruse est actuellement vendue à l'état de pâte mélangée à l'huile, ce qui est d'une très-grande commodité pour les peintres. Ce broyage à l'huile s'effectue, chez MM. Lefebvre, soit sous des meules horizontales, soit dans un appareil dit *cylindre à empâter*. Celui-ci, qu'on voit en coupe longitudinale (fig. 662), ressemble tout à fait au pétrin mécanique des boulan-

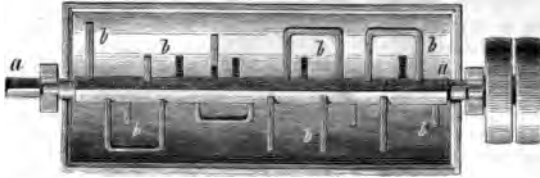


Fig. 662. — Cylindre à empâter d'huile la céruse broyée à l'eau.

gers. L'axe carré *a*, qui traverse ce cylindre dans toute sa longueur, porte des palettes *b* pour remuer et malaxer les matières. On introduit, avec la céruse broyée à l'eau, 8 à 10 p. 100 d'un mélange de deux tiers d'huile d'œillette et d'un tiers d'huile de lin; la première huile a la propriété de séparer l'eau par son seul mélange avec la céruse. 300 kil. de céruse en pâte rendent en général 60 kil. d'eau. Lorsque l'huile est bien incorporée à la céruse, par suite du mouvement de rotation des palettes, la pâte qu'on retire du cylindre est passée entre des cylindres broyeurs au nombre de trois, qui l'amènent à un état convenable; elle est ensuite introduite dans des barils. La céruse à l'huile se conserve parfaitement pendant un an. Ce n'est qu'au bout de ce temps que la dessiccation commence et seulement à la surface. L'emploi de la céruse sous cette forme, qui permet au fabricant d'économiser la mise en pots et la dessiccation, toujours si lente, se répand de plus en plus dans l'industrie. La maison Bezançon, à Ivry, vend à peu près les sept huitièmes de sa production de cette manière.

2. *Procédé allemand.* — Dans plusieurs fabriques d'Allemagne, notamment à Krems, en Autriche, on a renoncé à l'emploi du fumier ou de la tannée pour produire l'acide carbonique et la chaleur nécessaire à la production de l'hydrocarbonate de plomb, afin d'obtenir une céruse plus blanche, plus propre, par conséquent, aux peintures fines, la céruse de Hollande et de Lille ayant un *œil* grisâtre par suite de l'hydrogène sulfuré que dégage toujours le fumier ou le tan en putréfaction.

On opère dans des chambres closes garnies dans une partie de leur hauteur de tringles de bois sur lesquelles on dispose les lames de plomb absolument comme les feuilles de papier qu'on fait sécher chez les imprimeurs (fig. 6-3); on les rapproche le plus possible sans qu'elles se touchent. Sur le sol des chambres sont placées des auges contenant, les unes du vinaigre ou de l'acide pyroligneux, les autres des matières donnant lieu à une émission continue d'acide carbonique. Un courant de vapeur d'eau circulant, sous le sol

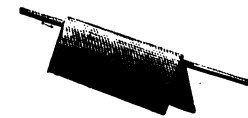


Fig. 663. — Disposition des lames de plomb sur les tringles.

des chambres, maintient une température constante de 25 à 30° .



La durée de l'opération est à peu près la même que dans le mode hollandais. Les lames incrustées d'écaillés très-blanches sont soumises à toutes les manipulations ci-dessus indiquées. Le produit est connu dans le commerce sous les noms de *blanc de Krems*, *blanc d'argent*.

3. *Procédé français*. — En 1801, alors que la France ne possédait encore aucune fabrique de céruse, Thenard proposa un procédé par la voie humide, beaucoup plus expéditif et plus économique que le procédé hollandais. Il fut d'abord mis en pratique, en 1809, par Breschoz et Lescure, à Pontoise; puis exploité sur une très-grande échelle par Roard, dans sa belle manufacture de Clichy; il est également suivi à Portillon près Tours. Ce procédé repose encore sur l'action que l'acide carbonique exerce sur l'acétate de plomb basique.

On commence par préparer directement ce sel au moyen de la litharge et de l'acide acétique étendu, provenant de la fermentation des mélasses et de la dextrine; ces matières sont placées dans une cuve en bois A (*fig 664*) d'une

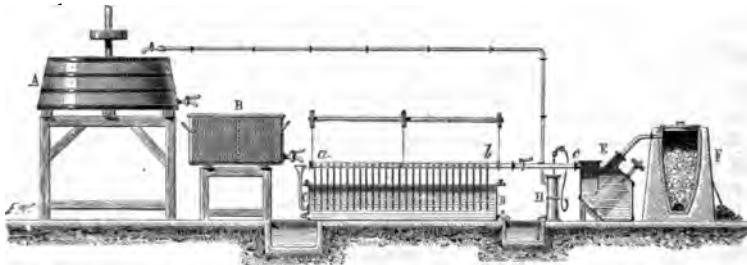


Fig. 664. — Fabrication de la céruse à Clichy.

capacité de 200 hectolitres et pourvue d'un agitateur mis en mouvement par une machine à vapeur. On obtient rapidement de cette manière, et sans le secours de la chaleur, une dissolution qui marque 17 à 18° Baumé. On la fait alors écouler dans un réservoir en cuivre étamé B d'une capacité de 190 hectolitres, où elle s'éclaircit et dépose toutes les substances étrangères à l'oxyde de plomb que contenait la litharge, à savoir : plomb métallique, fer, cuivre, parties terreuses et même chlorure d'argent (celui-ci dans la proportion de 4 à 6 millièmes environ).

La dissolution éclaircie est alors dirigée dans un grand bassin CD de cuivre étamé, très-large et peu profond, d'une capacité de 90 hectolitres environ. Ce bassin est fermé par un couvercle que traversent 800 petits tubes; ceux-ci pénètrent aux deux tiers de la couche liquide, et, par leur extrémité supérieure, ils communiquent avec un gros tube commun *abc*, amenant le gaz carbonique qui doit réagir sur le sous-acétate de plomb et le ramener à l'état d'acétate neutre, en lui enlevant les deux tiers de sa base pour former la céruse qui se précipite. Le gaz carbonique était anciennement produit par la combustion du charbon de bois; M. Dumas a fait adopter, il y a une trentaine d'années, un mode plus économique : la cuisson de la pierre à chaux. Dans un petit four continu de 2 mètres de haut F, on met alternativement des couches de coke et de pierre à chaux grasse; on ferme hermétiquement le four par le haut; mais, au moyen d'un tuyau latéral, on le met en communication avec une *caguardelle soufflante* ou vis d'Archimède E, qui aspire l'acide carbonique produit dans le four, en activant par conséquent la combustion de celui-ci, et lance le gaz carbonique dans les 800 petits tubes de distribution.

Après douze heures de marche, le sous-acétate de plomb étant complètement

ramené à l'état d'acétate neutre, on arrête l'arrivée de l'acide carbonique ; on laisse reposer le liquide, et, quand il s'est éclairci par le dépôt de la céruse, on l'aspire par une pompe H qui le remonte dans la première cuve, pour le saturer d'une nouvelle quantité d'oxyde de plomb et le remettre en état de servir à une seconde opération, et ainsi de suite. Quant à la céruse déposée dans le bassin de décomposition, on l'enlève, et, après l'avoir lavée à plusieurs eaux, on la soumet à toutes les manipulations de la céruse de Hollande.

Si la céruse de Clichy est plus belle que cette dernière, en revanche, celle-ci est plus divisée, plus opaque, et elle couvre mieux, comme l'on dit, c'est-à-dire qu'il faut en appliquer beaucoup moins sur le bois ou sur les murs pour produire le même effet. Cela pourrait bien provenir de ce que la céruse de Clichy renferme, en mélange avec le carbonate de plomb, plus d'hydrate de plomb que la céruse hollandaise. Ce qu'il y a de certain, c'est qu'en opérant la précipitation du sous acétate de plomb à chaud et dans des liqueurs concentrées, M. Pallu est parvenu à produire des céruses en tout comparables aux plus belles céruses de Hollande.

4. *Procédé anglais.* — Ce n'est qu'une modification du procédé français, imaginée par MM. Benson et Gossage. Voici en quoi elle consiste :

On humecte de la litharge très-divisée avec un centième d'acétate de plomb dissous, et on place cette pâte dans de grandes auges en schiste, fermées par en haut et communiquant entre elles. Un courant d'acide carbonique provenant de la combustion du coke est poussé, au moyen de deux forts ventilateurs à force centrifuge, à travers les couches d'oxyde, qui sont continuellement agitées par des râtaux mus par une machine à vapeur. En quelques heures, toute la litharge est carbonatée et convertie en céruse d'une grande blancheur, qui réunit toutes les qualités de la meilleure céruse de Hollande. Ce procédé ingénieux est mis en pratique à Birmingham.

Dans le commerce, les céruses sont distinguées par les noms des pays de fabrication. On dit donc : *Blanc de Krems* ou *blanc d'argent*, *céruse de Rotterdam*, *céruse de Lille*, *céruse de Clichy*, etc. Les trois premières sont les plus estimées; leur grain est d'une finesse extrême; leurs pains s'écaillent facilement. La *céruse de Lille* jouit maintenant, dans le commerce français, d'une réputation justement méritée; aussi c'est elle que l'on consomme le plus en France: on l'expédie en fûts de 250 à 500 kilogrammes.

Le *blanc de Krems* nous arrive en petits pains rectangulaires, du poids de 250 grammes environ, et enveloppés de papier portant la marque du fabricant. Cette espèce, d'un blanc très-pur, à cassure bien nette, est réservée pour les tableaux, les décorations de luxe et les peintures fines. On la reçoit en caisses de 100 kilogrammes, ou en pains de tout poids.

Les céruses pures se dissolvent, sans aucun résidu, dans l'acide azotique étendu et dans le vinaigre. Il est donc facile de reconnaître quand elles ont été allongées avec du sulfate de baryte ou de plomb.

Action toxique des composés du plomb. — Toutes les personnes qui font un fréquent usage de la céruse, les peintres, les décorateurs, les ouvriers qui broient les couleurs, ceux qui préparent ce sel, sont exposés à des accidents graves par suite de l'action délétère de cette



substance, qui porte principalement son action sur l'appareil digestif, et occasionne des tremblements convulsifs, ainsi que la maladie cruelle appelée *colique des peintres*.

Les appartements récemment peints à l'huile conservent pendant un certain temps une odeur très-forte, qui n'est pas sans dangar pour les personnes qui les habitent. Mais les accidents produits dans ce cas doivent être attribués à l'essence de térébenthine qui se volatilise, et non, comme on le croit généralement, et à tort, aux émanations du plomb. La céruse, en effet, mélangée à l'huile et avec le siccatif dans la peinture, est absolument fixe, et ne subit aucune volatilisation. Les belles recherches expérimentales de M. Chevreul sur la peinture à l'huile ne laissent aucun doute à cet égard.

Peinture au blanc de zinc et au blanc fixe. — Je vous ai dit précédemment, en traitant du zinc, qu'un grand progrès hygiénique a été réalisé en faveur des ouvriers peintres et des broyeurs de couleurs par la substitution du blanc de zinc à la céruse dans presque tous les travaux du bâtiment. Une autre couleur blanche, encore plus inoffensive peut-être que le blanc de zinc, a été conseillée dans ces derniers temps pour remplacer la céruse dans la décoration : c'est le *Sulfate de baryte artificiel*, que M. Kuhlmann, de Lille, livre au commerce à l'état sec et en pains, mais plus généralement à l'état d'une pâte consistante, au prix de 22 fr. les 100 kil. On l'appelle, vous le savez, *blanc fixe*, et en Autriche, *blanc de plomb du Tyrol*.

L'application de ce sulfate de baryte dans la peinture a lieu, comme celle de toutes les autres bases blanches, en couches successives au moyen de la colle forte ou de l'amidon, ou enfin au moyen d'un mélange d'amidon et de silicate de potasse dissous. Presque transparent lorsqu'il est appliqué à l'huile, ce sulfate couvre parfaitement et tout aussi bien que la céruse et l'oxyde de zinc dans la peinture en détrempe, et présente sur ces derniers l'énorme avantage d'un prix réduit des deux tiers. Il n'est pas altérable par les émanations sulfureuses, et donne des peintures d'une blancheur et d'une douceur au toucher que les plus fines céruses ne sauraient atteindre. Supprimant l'emploi de la céruse, de l'huile et des essences, il offre donc, au point de vue de l'hygiène, des avantages incontestables, même sur l'oxyde de zinc. Tous les essais pratiqués en grand, tant à Lille qu'à Paris, aux Tuileries et au Louvre, ne laissent aucun doute à cet égard.

Un fait des plus intéressants, constaté par M. Kuhlmann, c'est que ce sel peut encore servir à faciliter la fixation des autres couleurs. C'est ainsi que la peinture faite au moyen d'un mélange de blanc de zinc et de blanc de baryte présente une solidité et une adhérence telles, qu'on peut l'appliquer avec sécurité sur d'anciennes peintures à l'huile. L'expérience en a été faite à Lille sur une très-grande échelle. Ce résultat est d'une haute importance économique pour Paris, Londres,

Bruxelles, et en général pour toutes les grandes villes où les maisons des personnes aisées sont couvertes de peintures à l'huile coûteuses, et qui doivent être souvent renouvelées. Il faut espérer qu'on adoptera les nouvelles peintures salubres, et qu'on préservera ainsi une classe nombreuse d'ouvriers des dangers qui font de leur profession un véritable fléau.

Au reste, le plomb, sous quelque forme qu'il pénètre dans l'économie animale, produit de funestes effets. Ainsi, les vapeurs qu'exhale le plomb fondu; la poussière, chargée des molécules de ce métal, au milieu de laquelle vivent ceux qui le travaillent; les particules d'oxyde qui se dissolvent dans les liqueurs acides, les vins, les vinaigres qu'on conserve dans des vases de plomb; celles qui passent dans les aliments gras préparés dans la poterie commune, dont le vernis est dû à l'oxyde de plomb, produisent journellement des coliques sourdes, un appauvrissement du sang, enfin une sorte d'empoisonnement lent, dont la cause reste souvent tout à fait ignorée.

Dangers des poteries communes vernissées. — J'insisterai surtout ici sur l'abandon qu'il faudrait faire, d'une manière absolue, de ces mauvaises poteries vernissées que leur bas prix a fait adopter par le peuple des villes et des campagnes. Le vernis plombifère qui les recouvre est si peu durable, que les substances alimentaires qui renferment du vinaigre, de l'oseille, les salaisons, le vin, le cidre, la piquette, les confitures, les corps gras qui ont ranci, etc., l'attaquent et se chargent de plomb. Pour en acquérir la preuve, il suffit d'examiner les vases qui ont servi pendant quelque temps; on trouve le vernis de leur surface interne plus ou moins détruit. Et ce qui démontre bien l'insalubrité de ce vernis plombifère, ce sont les nombreux accidents toxiques auxquels il a donné lieu. Je ne citerai que deux faits.

En 1847, une famille de Bergerhout (Belgique) présenta des symptômes d'empoisonnement après avoir mangé une soupe préparée avec des groseilles qui, après avoir été écrasées et mêlées à l'eau, avaient séjourné vingt-quatre heures dans un vase en terre vernissée. L'analyse chimique démontra la présence du plomb dans cette soupe.

En 1848, M. le docteur Émile Marchand constatait un véritable empoisonnement aigu chez un cultivateur de Sainte-Foix (Gironde), qui mangeait depuis peu de temps des cornichons conservés dans un pot de terre verni.

Les poteries à émail feldspathique que l'on fabrique en Allemagne, les vases en fonte émaillée, mais surtout les ustensiles en fer battu, beaucoup moins chers que les précédents, sont bien préférables, sous tous les rapports, aux poteries à vernis plombifère; aussi devrait-on en adopter exclusivement l'emploi.

Le plomb est donc un métal dangereux, et ne peut, sans inconvénient, être employé seul. C'est pourquoi la plupart des ustensiles de plomb

sont remplacés actuellement par ceux en étain pur ou allié à une petite portion de plomb seulement. Autrefois, les vins acides étaient adoucis par le moyen de la litharge ; mais cette fraude coupable a cessé depuis qu'on a reconnu les dangers de pareilles boissons. Il serait convenable de renoncer à l'habitude, généralement répandue, de nettoyer les bouteilles avec du plomb de chasse, car cette habitude a parfois des conséquences funestes. Des grains de plomb, retenus dans le fond des bouteilles, ont communiqué des propriétés vénéneuses au vin qui y avait séjourné, et déterminé des coliques plus ou moins violentes, même la mort, chez les personnes qui ont bu ce vin empoisonné.

Du Bismuth.

Je ne vous dirai, Messieurs, que quelques mots du dernier métal de la cinquième section, le BISMUTH, attendu que ses applications sont assez limitées.

Ce métal a une certaine analogie de propriétés avec l'antimoine. Il est, comme ce dernier, en masses lamelleuses, fragiles, d'une couleur blanche et pourvues d'un éclat très-vif ; mais les reflets rougeâtres ou irisés qu'elles émettent le font aisément distinguer de l'antimoine, qui a une teinte bleuâtre.

État naturel. — C'est principalement à l'état natif qu'on rencontre le bismuth dans le sein de la terre, non dans des gîtes séparés, mais dans les mines de cobalt et d'argent, notamment dans celles de la Saxe, de la Bohême, du Hanau, du Furstenberg, de la Carinthie, de la Suède, de la Norvège. On l'a signalé à Redruth et à Carruck en Angleterre, dans la Caroline du Sud aux États-Unis d'Amérique, ainsi que près de Balhannah dans le sud de l'Australie.

Il renferme presque toujours des métaux étrangers, principalement de l'arsenic. On ne le trouve, du reste, en quantité assez considérable pour donner lieu à une exploitation, qu'aux environs de Schneeberg, dans l'Erzgebirge, chaîne de montagnes qui sépare la Saxe de la Bohême

Extraction. — Le traitement métallurgique est très-simple. On chauffe le minerai dans des tuyaux cylindriques de fonte A, A, A., disposés en travers sur un fourneau et inclinés légèrement (*fig.* 665 et 666). A mesure que le métal fond, il vient se rendre dans des récipients en fer B placés immédiatement au-dessous de l'extrémité inférieure des tuyaux, lesquels sont percés d'une petite ouverture *o, o, o...* On le coule ensuite en pains de 12 à 25 kil. La production annuelle du bismuth s'élève à peine à 5000 kil. Son prix varie de 3 fr. 50 c. à 4 fr. le kil. On le reçoit principalement de la Saxe, en fûts de 300 à 500 kil.

Le bismuth ainsi obtenu est loin d'être pur ; il renferme presque

toujours du soufre, de l'arsenic et quelques métaux étrangers, notam-



Fig. 665. — Coupe transversale de l'appareil de Schneeberg pour l'extraction du bismuth.



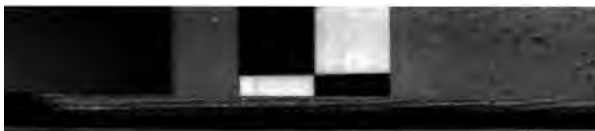
Fig. 666. — Vue postérieure de l'appareil.

ment du plomb et de l'argent. Avant de le livrer au commerce, on le raffine, ainsi que l'a conseillé Sérullas, en le fondant avec un dixième environ de son poids de salpêtre, et on le coule ensuite dans une bassine de fonte pour l'avoir en pains.



Fig. 667. — Géode de bismuth cristallisé.

Les marchands de produits chimiques le vendent fort souvent sous forme de géodes dont l'intérieur est rempli de trémies pyramidales dérivant du cube (fig. 667). Ces cristaux, ordinairement recouverts d'une mince pellicule d'oxyde, offrent de belles nuances irisées d'un charmant effet, et d'autant plus prononcées que



le bismuth est plus pur ; pour peu qu'il contienne de l'arsenic, sa cristallisation régulière est même entravée.

Caractères distinctifs. — Ce métal est un des plus fusibles ; il communique cette propriété aux métaux avec lesquels on l'allie. Il fond à + 246°, suivant les uns, à + 264° suivant d'autres, mais dans tous les cas il peut être coulé sur le papier sans le brûler. Les alliages de bismuth, de plomb et d'étain sont remarquables par leur grande fusibilité, qu'on peut faire varier avec la quantité du premier. C'est de pareils alliages qu'on s'est servi pendant longtemps pour faire ces plaques ou *rondelles fusibles* qui étaient adaptées, d'après les règlements, à la partie supérieure des chaudières des machines à vapeur à haute pression, dans l'intention de prévenir les explosions. L'emploi de ces rondelles fusibles a cessé depuis que l'on s'est aperçu que les alliages de bismuth, sous l'influence d'une température voisine de leur point de fusion, changent de nature et se partagent en un alliage plus fusible qui s'écoule, et en un autre beaucoup moins fusible que les alliages primitifs.

C'est avec ces mêmes alliages ternaires qu'on obtient les clichés des gravures sur bois, ce qui permet de reproduire celles-ci indéfiniment. A cet effet, on prend d'abord l'empreinte du bois sur un alliage de plomb et d'antimoine fondu, au moment où il se solidifie et où il a encore une mollesse suffisante ; on a ainsi un moule en creux dans lequel on coule l'alliage de bismuth, qui prend alors l'empreinte en relief, et reproduit les traits les plus délicats de la gravure sur bois. Comme on peut tirer un nombre infini d'exemplaires de ces clichés, on donne le nom de *polytypage* à cette seconde opération du *clichage*.

On emploie fort souvent ces mêmes alliages dans les laboratoires comme *bain* pour les températures élevées. Voici la composition des principaux :

ALLIAGES	Bismuth.	Plomb.	Étain.	Antimoine.
De Newton, fusible à + 99°	5,00	2,00	3,00	»
De d'Arcet ou de Rose, fusible à + 91°,5	8,00	5,00	3,00	»
Pour rondelles, fond. à + 93°,75	2,00	1,00	1,00	»
Pour les clichés de gravures sur bois, fusible à + 91°,6	5,00	3,00	2,00	»
De Homberg, pour cliché des planches d'impression à la perrotine, fondant à 122°	1,00	1,00	1,00	»
Pour le même objet	10,50	32,50	48,00	9,00
De Rouen et Dussard, pour crayons métalliques	1,00	1,00	»	»

Dès qu'on plonge un cylindre d'alliage de d'Arcet dans le col d'un

ballon rempli d'eau bouillante (fig. 668), il fond et coule à la manière d'un corps gras. Si l'on y ajoute un neuvième de son poids de mercure, on augmente singulièrement encore sa fusibilité, puisqu'a-



Fig. 668. — Fusion des alliages du bismuth dans la vapeur d'eau bouillante.

lors il devient complètement liquide à $+ 53^{\circ}$. Cet amalgame sert à faire des injections anatomiques, et quelques dentistes en font usage pour plomber les dents cariées.

Sous-azotate ou Magistère de bismuth. — Le seul composé de bismuth ayant reçu quelque application, c'est celui qu'on appelait jadis *Magistère de bismuth*; on en doit la connaissance à Lemery. C'est un sous-azotate qu'on prépare de la manière suivante :

On dissout le métal dans l'acide azotique, on évapore la liqueur, et, lorsqu'elle est suffisamment concentrée, on la verse dans 40 fois son poids d'eau. Le sel se partage, à la manière des sels d'antimoine, en

sel acide qui reste dissous, et en *sous-sel* qui se précipite en poudre blanche. — Si, dans la liqueur éclaircie, on ajoute peu à peu de l'ammoniaque pour neutraliser une partie de l'acide libre, on fait déposer une nouvelle quantité de sous-azotate. Les précipités réunis sont lavés par décantation, mis à égoutter sur un filtre et séchés à l'étuve.

Le sous-sel ainsi obtenu a pour formule : $\text{Bi}^2\text{O}^3, \text{AzO}^3, 2\text{HO}$. Il est en poudre blanche, insipide, inodore. Les médecins en font actuellement un très-grand usage pour combattre la diarrhée et pour tuer les vers.

Si on le lave avec de l'eau bouillante, on lui enlève une partie de son acide et on le transforme en un nouveau sous-sel encore plus basique, ou, si l'on veut, en un mélange de *magistère* et d'oxyde de bismuth. C'est cette dernière poudre, bien lavée et séchée avec soin, qui était naguère employée par les dames, sous le nom de *blanc de fard*, pour blanchir la peau. Mais l'inconvénient qu'elle a de rendre la peau rugueuse et de noircir par le contact des émanations sulfureuses, en a fait pour ainsi dire abandonner l'usage. Dans l'origine, le blanc de fard adopté par les femmes grecques était une terre argileuse de Chio ou de Samos, mêlée de craie et délayée dans du vinaigre.

Aujourd'hui, le sous-azotate de bismuth n'est plus guère utilisé que

Le soufre est converti en acide sulfureux, et le mercure, devenu libre, forme des vapeurs qui, au moyen des ouvertures *o* placées dans le haut du four, se rendent dans six séries d'allonges en terre *abc*, engagées les unes dans les autres, appelées *aludels*, et posées sur une terrasse aboutissant à une grande chambre C qui sert à la fois de condensateur

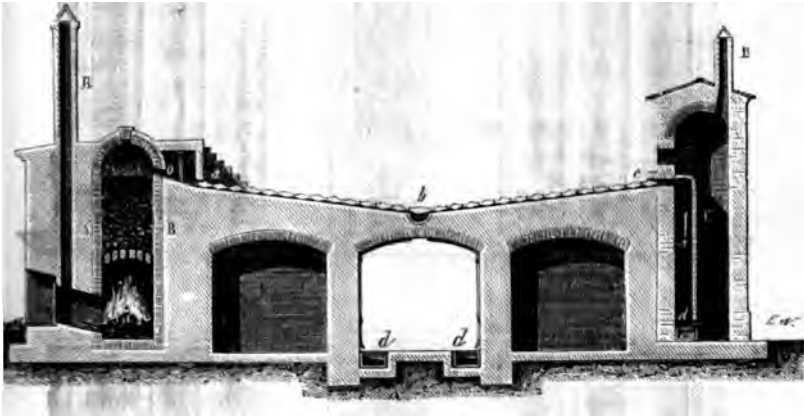


Fig. 669. — Extraction du mercure à Almaden.

et de récipient. La terrasse est inclinée des deux côtés vers son milieu, de manière à former une rigole *b*, dont l'objet est de recueillir et de verser dans des bassins de réception *d, d*, le mercure que les jointures des *aludels*, lutées simplement en terre, laissent échapper. Les vapeurs mercurielles se condensent dans la chambre, partie à l'état de mercure coulant, partie à l'état de fine poussière.

C'est cette poussière dont on fait des briquettes avec de l'argile et qu'on place dans le haut du four à chaque opération, qui dure de douze à treize heures. Le mercure recueilli est renfermé dans de grandes bouteilles en fer, fermées par un bouchon à vis de même métal. C'est ainsi qu'il est expédié, à dos d'âne ou de mulet, à Séville, d'où il est emporté en Amérique et dans les autres pays qui en font consommation (1).

(1) L'extraction du mercure du cinabre d'Espagne se trouve indiquée dans les ouvrages de Pline, de Dioscoride, de Vitruve. Dioscoride, né à Anazarbe, en Cilicie, dans les premières années de l'ère chrétienne, contemporain de Pline, médecin dans les armées romaines, et qui le premier a écrit sur la matière médicale un livre d'après lequel on étudia pendant quinze siècles cette partie de la science, décrit ainsi cette opération : « On place dans un creuset de terre une assiette de fer contenant du cinabre, puis on y adapte un chapiteau ou *ambic*, en le lutant tout autour; enfin on allume du charbon au-dessus de cet appareil. Alors le mercure se sublime et vient s'attacher au chapiteau, où, par le refroidissement, il se condense et prend la forme qui le caractérise. » (Dioscor., V, 110.)

A Idria, dans le Frioul, on suit le même procédé; seulement les latdels sont remplacés par deux séries de chambres de condensation

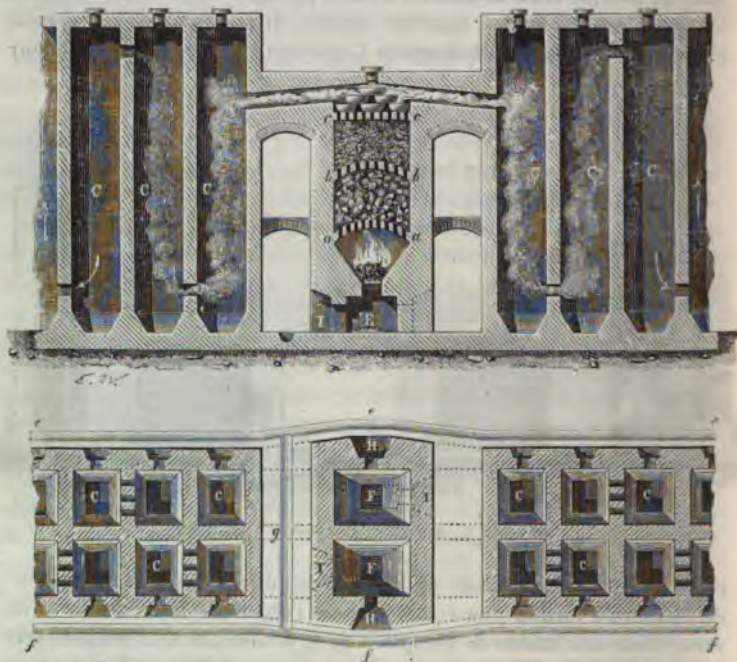


Fig. 670. — Extraction du mercure à Idria.

placées des deux côtés du fourneau, et communiquant entre elles par des ouvertures pratiquées alternativement en haut et en bas. La vue de la figure 670 suffira pour vous faire saisir, sans autre explication, la disposition générale de l'appareil d'Idria.

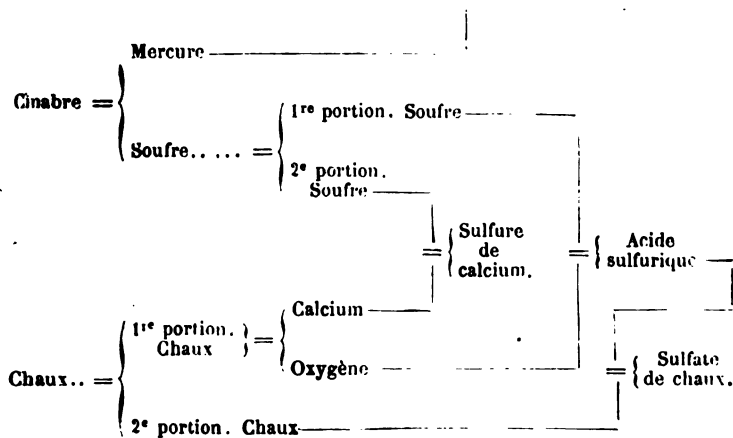


Fig. 671. — Extraction du mercure dans le Palatinat.

Dans les mines du Palatinat, on ne grille pas le minerai, mais on le calcine dans des cornues en terre C, disposées dans un fourneau de galère F, ainsi qu'on le voit par la figure 671. A leur col on adapte des récipients en terre R contenant de l'eau. Par la réaction de la chaux sur le sulfure de mercure,



il en résulte du mercure qui se volatilise, et un résidu solide et fixe, composé de sulfure de calcium et de sulfate de chaux. Comme ici la réaction est un peu compliquée, je vais vous la faire bien comprendre par la légende suivante :



Voici comment se répartit à peu près la production annuelle du mercure :

Mines d'Espagne	2,500,000 kil. (1).
— du Palatinat	900,000
— d'Autriche	500,000
— du Pérou	200,000
— de Californie	1,000,000
— de Toscane	12,000

Le mercure nous arrive d'Espagne en bouteilles de fer, bouchées à vis, contenant chacune de 30 à 40 kil. de métal. Celui d'Idria vient en poches doublées

(1) Ces mines, situées dans la province de la Mancho, sur une longueur de 2 myriamètres, depuis Chillon jusqu'au delà d'Almadenejos, sont exploitées depuis une haute antiquité, puisque, suivant Pline, les Grecs en tiraient déjà du vermillon 70 ans avant notre ère, et qu'elles fournissaient aux Romains 10000 livres de cinabre par an. Les mines de mercure de l'Amérique sont aujourd'hui abandonnées. Dans le Mexique même, dont le sol si riche a offert à de Humboldt des indices de filons mercurifères, tout le vif-argent nécessaire à l'exploitation des mines d'or se tire d'Almaden. Au Pérou, on n'extrait presque plus rien des mines de Huanca-Vélica, dont parle Acosta, et que les sauvages indiens exploitaient à la façon romaine, dans le but de se procurer du vermillon pour se teindre le visage et le corps.

Les exhalaisons des mines de mercure sont si délétères, que les ouvriers y résistent à peine deux ou trois ans; aussi les mines du Frioul et de l'Autriche sont-elles exploitées par des criminels condamnés à ces travaux: elles sont à 200 mètres de profondeur, et la courte durée de l'existence de ces malheureux est rendue affreuse par le continuel dépérissement de leur santé.

de peau de mouton, contenant 12, 15 et 20 kil. au plus. Les sacs, poches ou bouillons de cuir doublé de mouton, sont liés et renfermés dans des barils ou des caisses, dont les interstices sont remplis de son ou de sciure de bois.

Impureté du mercure du commerce. — Purification. — Le mercure du commerce renferme souvent des métaux étrangers, notamment du plomb, de l'étain, du zinc, et lorsque la proportion de ces métaux est un peu considérable, le mercure perd de sa liquidité, si bien qu'au lieu de se diviser en petites gouttelettes sphériques lorsqu'on le jette sur une assiette, il forme des gouttes allongées, aplaties et terminées par une traînée, ce qui fait dire aux marchands qu'il fait la *queue*. Dans cet état, le mercure ne pourrait évidemment servir à la construction des baromètres, des manomètres, des thermomètres, ni même à remplir les cuves où l'on manipule les gaz.

Pour le purifier, on le distille habituellement dans une de ces bouteilles en fer qui servent à son transport (*fig. 672*), dont le bouchon est



Fig. 672. — Purification du mercure par distillation.

remplacé par une allonge coudée en fer dont l'extrémité est entourée d'un linge qu'on fait plonger dans l'eau du récipient, afin de mieux condenser les vapeurs. Avant l'opération, on a soin de verser à la surface du métal une couche de sable de 1 à 2 centim. d'épaisseur, pour arrêter les gouttelettes lancées mécaniquement et ne laisser passer que les vapeurs.

Mais, quelque soin qu'on prenne, le mercure entraîne toujours avec lui dans sa vaporisation une certaine quantité des métaux étrangers



qu'il contenait. Aussi est-il préférable de purifier le métal par voie humide. Le moyen le plus ordinaire, conseillé par Berzelius, consiste à verser à la surface du mercure impur une petite quantité d'acide azotique du commerce, étendu du double de son volume d'eau ; on laisse en contact pendant vingt-quatre heures, en agitant de temps en temps. Voici ce qui arrive : l'acide attaque le mercure, en formant de l'azotate de protoxyde ; mais, bientôt, les métaux étrangers déplacent le mercure du sel et se dissolvent, moins l'étain toutefois. On lave ensuite le mercure à grande eau. En remplaçant l'acide azotique par le perchlorure de fer, on transforme tous les métaux étrangers en chlorures, le perchlorure de fer étant ramené par eux à l'état de protochlorure.

Quand le mercure est sali par des poussières et par l'oxyde qui se forme sans cesse à sa surface, on le passe à travers une peau de chamois, ou bien on promène à sa surface un tube de verre qu'on roule sous les doigts, ou une feuille de papier légèrement humide ; les matières pulvérulentes s'attachent à ces corps et le mercure redevient brillant.

Caractères distinctifs. — Quoique le point d'ébullition du mercure ne soit qu'à $+ 350^{\circ}$ du thermomètre à air, ce qui correspond à $+ 360^{\circ}$ du thermomètre centigrade, ce métal émet des vapeurs sensibles à la température ordinaire, et même bien au-dessous de 0° . D'après M. Merget, professeur à la Faculté des sciences de Lyon, ce phénomène est continu, et n'est même pas interrompu par la solidification de ce métal. On en a un exemple manifeste dans les gouttelettes de mercure qui se trouvent souvent au sommet des baromètres, et qui sont le résultat de la vapeur mercurielle qui est venue se condenser sur la surface interne du tube de verre.

Faraday, il y a près d'un demi-siècle, a d'ailleurs démontré directement cette évaporation spontanée du mercure, en suspendant une feuille d'or au-dessus d'une couche de ce métal dans un flacon fermé. Au bout de six semaines, la feuille d'or, qui avait été soigneusement garantie de tout contact direct avec le mercure, se trouvait pourtant amalgamée, c'est-à-dire blanchie par une certaine quantité de mercure qui n'avait pu y arriver qu'en passant à l'état de vapeur. C'est ce qui explique les effets funestes que les ouvriers éprouvent dans toutes les industries où l'on en fait usage. Ils sont pris, en peu de temps, d'un tremblement général et douloureux (1).

(1) A la Manufacture royale des glaces de Berlin, pendant un hiver fort rude, les ouvriers qui travaillaient dans une pièce où l'on étamait autrefois les glaces, firent du feu et élevèrent la température de l'air de cette pièce entre 26 et 32° . Au bout de quelques jours, tous éprouvèrent une forte salivation, phénomène qui les surprit beaucoup, puisqu'on n'apercevait pas de traces de mercure dans l'appartement, ni même aux environs. Après bien des recherches, ils soupçonnèrent enfin la véritable cause de l'incommodité qu'ils éprouvaient ; ils firent lever le parquet de la pièce, et ils virent alors environ 20 kilogrammes de ce mé-

M. Mergel a tout récemment constaté que dans un grand atelier d'étamage de glaces, largement aéré et parfaitement disposé, l'atmosphère, depuis le plancher jusqu'au plafond, est en tout temps saturée de vapeurs mercurielles, et que les ouvriers, qui n'y séjournent cependant que quatre heures par jour, ont la peau, la barbe, les cheveux et toutes les parties de leurs vêtements fortement imprégnés de mercure condensé, de sorte que, même en dehors de l'atelier, ils restent sous l'influence des émanations délétères de ce métal.

Lorsqu'on plonge la main dans un bain de mercure, on ressent une forte impression de froid, non pas que sa température soit plus basse que celle des corps environnants, mais uniquement parce qu'étant très-bon conducteur du calorique, il absorbe rapidement la chaleur de la main qu'il entoure de tous côtés. Quand le mercure est ramené à l'état solide par un froid de -40° , l'effet qu'il produit sur la main est tel, qu'il semblerait qu'on tient un corps brûlant; la peau est désorganisée. Dans les hivers rigoureux de la Sibérie, il est ordinairement solidifié. On peut l'avoir sous cette forme en le plaçant au centre d'une masse d'acide carbonique solide: il se congèle aussitôt; il est alors, comme le plomb, tendre, facile à couper, malléable et sonore.

Le mercure n'éprouve qu'une très-légère altération de la part de l'air, à la température ordinaire. Il se ternit et donne naissance à une très-petite quantité d'oxyde qui forme, avec un excès de mercure qui s'y unit, cette poudre grisâtre qui s'attache au verre.

Lorsqu'on le triture pendant longtemps, lorsqu'on l'agite avec de l'air et de l'eau, ainsi que le faisait Boerhaave, en attachant, à l'aile d'un moulin, un flacon contenant une petite quantité de ce métal, il se réduit en une poussière noire, qu'on regardait autrefois comme du protoxyde, et qu'on appelait *éthiops per se*. On sait aujourd'hui que c'est du mercure simplement divisé, dont la couleur est due à la grande ténuité de ses particules. Il en est de même du mercure éteint par l'eau, les graisses, le miel, tous les corps visqueux, le soufre, le sable, le verre pilé, etc., corps qui n'ont d'autre action sur ce métal que de le diviser.

tal, répandu sur différents points, où il était tombé peu à peu, pendant qu'on étamait les glaces. C'est le docteur Hermbstaed qui rapporte ce fait. — Le 11 mai 1803, les mines d'Idria furent incendiées. Sur les 1300 ouvriers qui y travaillaient, 900 furent saisis d'un tremblement continuel, qui les fatiguait sur-tout la nuit et les rendait incapables de toute occupation. Les 400 autres traînèrent, pendant le reste de leur vie, une santé misérable et chancelante. — En 1810, le navire anglais *the Triumph*, de 74 canons, reçut à son bord une grande quantité de mercure. Le métal s'échappa des vessies et des barils qui le contenaient, et de là se répandit dans tout le bâtiment. Dans l'espace de trois semaines, 200 hommes furent affectés de salivation, d'ulcérations à la bouche et à la langue, accompagnées de paralysies partielles et de dérangement d'intestins. Tous les animaux, sans exception, qui étaient à bord, périrent sous la même influence.



Oxydes de mercure. — Ce n'est qu'à un degré de chaleur voisin de celui auquel il entre en ébullition, qu'il absorbe bien l'oxygène gazeux. Il se convertit alors en petites paillettes rouges, que les alchimistes nommaient *précipité per se*, *précipité rouge*, et qu'ils obtenaient dans l'*Enfer de Boyle*, c'est-à-dire en tenant le mercure plusieurs jours sur le feu dans un matras dont le col très-allongé ne donnait passage à l'air que par une ouverture capillaire. « Si la découverte de l'oxydation du mercure à l'air, dit Gay-Lussac, était encore à faire, elle ne serait probablement pas faite aujourd'hui. Les anciens avaient une qualité précieuse qui manque aux hommes de nos jours : cette qualité était la persévérance. »

Cet oxyde rouge, HgO , bien connu de Geber, et nommé par les modernes *deutoxyde*, *bioxyde* ou *peroxyde de mercure*, *oxyde mercurique*, ne peut résister à la chaleur rouge ; il abandonne son oxygène, et le mercure reprend l'état métallique. Il est légèrement soluble dans l'eau ; les médecins l'emploient souvent pour tuer la vermine ; il est la base des *pommades du Régent* et de *Desault*, du *baume de Saint-Yves*, si renommés pour le traitement des ophthalmies chroniques. C'est un poison violent à petites doses. Valli lui a reconnu la propriété d'arrêter la fermentation du vin.

On le prépare habituellement en décomposant par la chaleur l'azotate de mercure renfermé dans un matras en verre posé sur un bain de sable (fig. 673). On chauffe jusqu'à cessation de vapeurs rutilantes. Il reste une poudre cristalline d'un brun-rouge orangé.

Ce bioxyde de mercure nous offre un nouvel exemple de polymorphisme. Ainsi, quand on le chauffe au-dessous de $+ 400^\circ$, température à laquelle il se décompose, il prend une couleur d'un brun violacé, et l'aspect cristallisé en petites aiguilles. L'agitation au moyen d'une baguette de verre suffit pour changer cette nuance brune en un rouge-aurore fort beau, ton que l'on recherche dans ce produit. Enfin, lorsqu'au lieu de l'obtenir par l'oxydation directe du métal, on le précipite de ses dissolutions salines par la potasse ou la soude caustique, il est jaune et amorphe. Sous cette dernière forme, il paraît avoir des affinités plus énergiques.



Fig. 673. — Préparation du bioxyde de mercure.

Bisulfure de mercure. — Cinabre artificiel. — Quand on chauffe le mercure avec le soufre en vases clos, les deux corps se combinent et produisent une poudre noire violacée, connue autrefois sous le nom d'*éthiops minéral*, qui se sublime en petites aiguilles d'un rouge brun à la voûte des vases. C'est alors le *cinabre artificiel* ou *bisulfure de mercure*, HgS , dont les Hollandais ont conservé pendant des siècles la fabrication secrète ; ce n'est qu'à la suite de l'invasion de leur pays par les armées françaises que leur monopole a cessé.

Cette fabrication est du reste assez simple ; on y procède de la manière suivante : on mêle et on expose à un feu modéré dans une chaudière de fer plate et polie 75 de soufre et 540 de mercure ; il en résulte une masse noire violacée, connue sous le nom d'*éthiops minéral*, qu'on broie et qu'on projette par portions dans de grands vaisseaux sublimatoires. Ceux-ci se composent de deux pièces : l'une, en terre, qui forme le fond du vase, c'est celle qui est chauffée ; l'autre, en fonte, lutée sur la précédente, qui reçoit le produit sublimé. L'orifice de cette dernière se bouche avec une plaque de fonte ; c'est par là qu'on introduit dans l'appareil, rouge de feu, l'*éthiops minéral*. Ce n'est qu'après trente-six heures de feu que le cinabre est entièrement sublimé en cristaux d'un rouge brun, fortement accolés les uns aux autres, et formant des pains d'une épaisseur variable.

On le broie sous des meules avec de l'eau de pluie pendant très-longtemps ; on sépare ensuite par lévigation des poudres de diverses ténuités, qui offrent jusqu'à vingt-quatre nuances distinctes d'un rouge éclatant et qui sont connues dans le commerce sous le nom de *vermillon*. C'est Albert le Grand qui démontra le premier, par la synthèse, dans le cours du treizième siècle, que le *cinabre* naturel est un composé de soufre et de mercure, car il remarqua qu'en sublimant le mercure avec le soufre, on produit du *cinabre* sous forme d'une poudre rouge, brillante.

Dès 1687, G. Schulz indiquait qu'il était possible d'obtenir le même produit en poudre fine par la voie humide. C'est ce que l'on fait aujourd'hui, en suivant les procédés donnés par MM. Kirchhoff ; de Saint-Pétersbourg, et Brunner, de Berne, et auxquels MM. Jacquelain et Wehrle ont apporté de légères modifications. Les *vermillons* produits de cette manière sont beaucoup plus éclatants que ceux qui résultent du broyage et de la lévigation du *cinabre* artificiel ; ils rivalisent avec les *vermillons* qui viennent de la Chine.

Le procédé suivant, dû à M. Brunner, donne les meilleurs résultats :

On triture ensemble dans un mortier de porcelaine 300 de mercure et 111 de soufre jusqu'à ce que le métal soit *éteint*, c'est-à-dire tellement divisé qu'on n'aperçoive plus ses globules à la loupe. On verse par petites portions à la fois, sur l'*éthiops minéral* ainsi produit, 450 d'eau dans laquelle on a dissous 75 de potasse caustique ; on agite continuellement et on maintient le tout, dans un vase de fer, à une température de 45°. Après huit heures environ d'exposition à



cette chaleur limitée, pendant lesquelles on a renouvelé l'eau à mesure de son évaporation, la masse, d'abord noire, se colore en rouge brun, puis passe rapidement au rouge carmin. Lorsqu'elle a atteint la nuance convenable, on la lave à plusieurs eaux et on en sépare par décantation le mercure non combiné. On sèche à une basse température.

On ne fabrique pas moins de 12000 kilogr. par an de cinabre et de vermillon dans le département de la Seine; c'est une valeur de 1080000 fr. Mais on reçoit aussi, en France, du vermillon de Chine et d'Allemagne.

Variétés commerciales du vermillon. — Voici les caractères essentiels des espèces commerciales.

I. *Vermillon de Chine.* — En poudre très-fine, d'une belle couleur rouge-cerise.

Il est très-pur, et c'est encore le plus beau et le plus estimé. Il est d'un prix bien plus élevé que les autres.

Emballage. — Arrive en caisses de 80 à 90 petits paquets carrés et ronds, dans des papiers noirs, lisses, qui pèsent, chacun, de 37^{gr},5 à 41 grammes.

II. *Vermillon d'Allemagne, d'Illyrie ou d'Empire.* — Poudre d'un rouge moins vif que celui de la Chine; sa nuance tire à l'orange.

Emballage. — Vient des mines d'Idria, en barils contenant deux poches de peau, du poids de 14 kilogrammes environ et scellées du cachet autrichien.

III. *Vermillon de France.* — Poudre d'une nuance rouge très-riche et plus éclatante que celle des deux précédents. Il est livré à divers degrés d'intensité de couleur et de finesse; une échelle de numéros et de marques sert à distinguer les qualités.

Emballage. — Est expédié en poches qui contiennent net 14 kilogrammes.

Il n'est pas rare de rencontrer, dans le commerce, des vermillons falsifiés avec des matières rouges, et même blanches, de moindre valeur, telles que : minium, sous-chromate de plomb, réalgar, colcothar, brique, talc, sulfate de baryte, résine de sang dragon. Le bon vermillon ne doit laisser aucun résidu quand on le chauffe au rouge dans une cuillère de fer; sa nuance ne doit pas changer par le contact de l'acide azotique; enfin il ne doit colorer aucunement l'esprit-de-vin qu'on fait bouillir sur lui.

Les peintres font un grand usage de cette couleur minérale dont les tons riches ne sont pas malheureusement d'une longue durée, car ils passent peu à peu au noir sous l'influence des rayons solaires et des émanations sulfureuses. C'est aussi le principe colorant des belles cires à cacheter. Les Grecs le connaissaient sous le nom de *millos* (1), les

(1) Homère donne aux vaisseaux des Achéens le nom de *Miltoparéoi*, c'est-à-dire à *joues rouges*, parce qu'ils étaient colorés à l'extérieur avec cette substance. Théophraste en parle de la manière suivante : « Il y a aussi deux espèces de cinabre : l'un naturel et l'autre factice; le naturel, qui se trouve en Espagne, est dur et pierveux de même que celui de Colchos, qui, dit on, s'y produit dans les rochers et les précipices, d'où on le fait tomber au moyen de dards et de flèches. »

Dards et flèches sont ici pour coins de fer acérés ayant à peu près la longueur des anciennes flèches d'arbalète, et, comme beaucoup d'entre elles, terminés par une pointe allongée. Dans les Pyrénées-Orientales, on appelle encore *sagette*, qui vient évidemment de *sagitta*, flèche, l'instrument ou le coin de mine avec lequel on abat le minerai des flancs du Canigou.

Romains sous celui de *minium*, et l'employaient comme couleur et comme fard (1). Les médecins des deux nations le délayaient dans des huiles pour en faire des frictions sur la tête et sur le ventre. N'oubliez pas que c'est une matière très-vénéneuse.

Amalgames. — Le mercure s'allie facilement avec un grand nombre de métaux, et leur fait partager sa liquidité. Comme il dissout très-rapidement l'or, l'argent et le cuivre, il faut avoir soin d'ôter de ses doigts les bagues, si l'on doit toucher au mercure; autrement elles sont bientôt blanchies et rongées, plus ou moins, par le contact du métal; elles deviennent d'ailleurs si cassantes, que le moindre choc suffit pour les briser (2).

Lorsqu'on reçoit les vapeurs mercurielles sur une plaque de cuivre, ou lorsqu'on frotte un composé mercuriel quelconque sur un morceau de ce dernier métal, il est bientôt blanchi à sa surface par le mercure qui s'y combine; mais en chauffant le cuivre, la tache blanche disparaît, parce que le mercure reprend la forme gazeuse, et que son affinité pour le cuivre n'est pas assez forte pour s'opposer à sa volatilisation. C'est là une expérience que font très-souvent les chimistes, pour s'assurer si une substance contient du mercure.

Un procédé beaucoup plus sensible pour reconnaître les plus petites traces de vapeurs mercurielles a été indiqué tout récemment par M. Merget. Il consiste dans l'emploi de bandes de papier ordinaire imprégnées d'azotate ammoniacal d'argent, ou de chlorures de palladium et de platine qu'on expose au-dessus des mélanges ou qu'on place dans les endroits où l'on soupçonne la présence du mercure. Les sels métalliques précédents sont réduits par les vapeurs du mercure; en sorte que

(1) Les censeurs de Rome étaient, par leurs fonctions, obligés, les jours de fête, de faire peindre en vermillon la face de la statue de Jupiter, et les généraux romains auxquels on accordait les honneurs du triomphe ne manquaient pas de s'en frotter le corps. On l'employait aussi pour enluminer des caractères tracés sur de l'or ou du marbre, et jusqu'aux inscriptions des pierres funéraires, comme on le voit sur les cippes et sur beaucoup d'autres monuments parvenus jusqu'à nous.

Une loi défendait aux marchands de le vendre au-dessus de 70 sesterces (17 f. 50 à 18 fr. 20) la livre. Les broyeurs de cinabre, établis à Rome, s'enveloppaient le visage de masques formés d'amples vessies diaphanes pour ne point respirer sa poussière.

(2) La propriété que le mercure possède de dissoudre la plupart des autres métaux était utilisée autrefois par les *souffleurs*, qui se faisaient donner de grosses sommes d'argent pour la découverte de la fameuse *pietre philosophale*, dont ils prétendaient posséder le secret. « Ces imposteurs, dit Shaw, ont coutume de feindre une circonstance où ils ont besoin d'employer du mercure dans leur procédé; mais ils y ont auparavant dissous ou fait dissoudre directement une certaine quantité d'or ou d'argent, qui ne s'évapore point, comme le mercure, à quelque degré de feu qu'on l'expose, et font croire ainsi aux spéculateurs crédules qu'ils n'emploient que les métaux les plus vils pour cette sublime opération; les exemples de cette supercherie ne sont que trop communs et font grand tort à l'alchimie. » (*Leçons de chimie de Shaw*, p. 116. — 1759.)

les bandes de papier prennent des teintes de plus en plus foncées qui aboutissent définitivement au noir, mais avec des tons variables, suivant la nature des métaux, et assez nettement caractéristiques pour chacun d'eux. L'emploi des chlorures de palladium et de platine est préférable à celui du sel ammoniacal d'argent, parce que ce dernier est trop altérable à la lumière, et que même dans l'obscurité il se colore à la longue; il ne peut servir que dans les recherches qui n'exigent pas de la durée.

C'est un amalgame d'étain qui sert à mettre les glaces au *tain*. On étend sur un plan horizontal une feuille d'étain très-mince. On la recouvre de mercure qui adhère, puis on glisse une glace de manière à couper en deux la couche du mercure, en ayant soin qu'il ne s'interpose, entre le verre et l'étain, aucune trace d'air ou d'humidité; on charge la glace de poids. L'amalgame s'attache ainsi aux parois de la glace, et lui communique la propriété de réfléchir les objets (1).

L'amalgame de bismuth est destiné à donner aux globes de verre une apparence métallique. Un amalgame fait avec 3 de mercure, 20 de plomb et 1 d'antimoine, moulé en cylindres, fournit de bons crayons noirs. Les amalgames d'or et d'argent servent à dorer et argenter les autres métaux.

Depuis 1819, les dentistes emploient, sous les noms de *mastic de Bell*, *pâte d'argent de Taveau*, *mineral succedaneum*, l'amalgame d'argent pour plomber les dents cariées; en Angleterre, on fait servir au même

(1) Avant l'emploi de l'amalgame d'étain pour étamer les glaces, on recouvrait le verre d'une couche de plomb fondu. Les vrais miroirs n'ont été inventés qu'à la fin du treizième siècle; un franciscain anglais, Joh. Pekham, qui enseignait, vers 1280, la philosophie naturelle à Oxford, à Paris et à Rome, en fait le premier mention. Raymond Lulle, Roger Bacon, et d'autres alchimistes de cette époque en parlent aussi en termes très-explicites. Avant cette belle découverte, on se mirait dans des plaques métalliques ou dans le cristal des fontaines.

Pline mentionne bien des miroirs de verre provenant des fabriques de Tyr et de Sidon, mais il ne donne aucun renseignement sur leur confection. Ce n'étaient probablement que des plaques de verre suffisamment réfléchissantes à cause de leur épaisseur, et assez larges pour se prêter aux exigences de l'ajustement.

Il est présumable que la première substance employée comme miroir fut l'*Obsidienne*, roche ignée, fréquemment vitreuse et transparente, de couleur grise ou noire, qu'on rencontre autour et dans l'intérieur des cratères de plusieurs volcans éteints, et qui est quelquefois lancée pendant les éruptions de nos volcans modernes. Elle est souvent en masses énormes qui peuvent fournir des pièces de la taille d'un homme. Plin raconte que, de son temps, on en voyait de cette dimension, incrustées dans les murs des palais romains; elles venaient de l'Éthiopie. Les Guanches de Ténériffe, les naturels des diverses parties de l'Amérique, se servaient de la même roche pour une destination pareille. L'abbé Grosier affirme que les Chinois ont confectionné leurs premiers miroirs avec la pierre noire dite *lu*, qui ne paraît être que de l'obsidienne. Enfin, d'après Théophraste, les Arcadiens tiraient également des miroirs des *escarboucles* d'Orchomène, qui sont encore de même nature. De nos jours, cette matière est recherchée par certains dessinateurs de paysages; on en fait aussi des bijoux de deuil; on réserve surtout pour ce dernier usage les variétés qui sont opaques et qui présentent plutôt l'aspect de l'émail que du verre.

usage l'amalgame de palladium, et, en Allemagne, l'amalgame de cuivre. C'est là une détestable invention, car, outre que ces amalgames perdent bientôt toute solidité, ils offrent encore le grave inconvénient, par la vaporisation du mercure qu'ils contiennent, de communiquer aux dents saines une teinte grisâtre, plombée, extrêmement désagréable, en déterminant de plus la salivation, l'inflammation des gencives, et même des accidents nerveux assez intenses. L'or et l'étain devraient seuls être employés par les dentistes.

L'amalgame de cuivre fait avec le cuivre pur et très-divisé, tel qu'on l'obtient par réduction de l'oxyde au moyen de l'hydrogène, ou du sulfate de cuivre par des rognures de zinc, peut servir, quand il est ramolli par la chaleur, comme mastic et pour réunir des pièces métalliques dont la soudure au feu présenterait des inconvénients. Il adhère très-fortement aux corps après son durcissement, parce que ce changement n'est accompagné d'aucune diminution de volume. On ajoute à 70 parties de mercure 20,30 ou 36 parties de cuivre divisé, selon le degré de dureté qu'on veut donner à l'amalgame, qui en possède d'autant plus qu'il contient plus de cuivre.

Composition des oxydes du mercure. — Le mercure s'unit en deux proportions avec l'oxygène, mais son protoxyde ne peut prendre naissance et persister que sous l'influence des acides. Le peroxyde ou bioxyde est le seul qui se forme par la combinaison directe du métal avec l'oxygène.

Ces deux oxydes ont les compositions suivantes :

	Protoxyde.	Bi ou peroxyde.
Mercure	96,15	92,59
Oxygène.....	3,85	7,41
	<hr/>	<hr/>
	100,00	100,00
Formules	Hg ² O	HgO.

Sulfates et azotates de mercure. — Quand on traite le mercure par l'acide sulfurique ou l'acide azotique, on peut, à volonté, produire l'un ou l'autre de ces oxydes. Ainsi, en employant de l'acide faible, un excès de métal, et agissant à une température peu élevée, il se forme toujours du sulfate ou de l'azotate de protoxyde. Le premier est en poudre blanche, peu soluble dans l'eau. Le second cristallise en petites aiguilles blanches, d'une saveur âcre et très-désagréable. Celui-ci, traité par l'eau chaude, se dédouble en azotate acide qui reste en dissolution, et en un azotate bibasique = AzO⁵, 2 Hg²O + HO, qui apparaît en une poudre d'un jaune brillant. C'est le *turbith nitreux* des anciennes pharmacopées.

Si l'on fait réagir l'acide sulfurique ou azotique sur le mercure à une température plus élevée, en opérant avec de l'acide concentré et en excès, c'est alors du sulfate ou de l'azotate de peroxyde qui se produit.



Le premier est encore en poudre blanche très-peu soluble. Le second cristallise fort difficilement.

Le sulfate de peroxyde a un caractère spécial. Au contact de l'eau froide, et mieux de l'eau bouillante, il se convertit immédiatement en un sulfate acide qui se dissout, et en un sous-sulfate, $\text{SO}^3, 3 \text{HgO}$, insoluble, pourvu d'une couleur jaune, qui le fait ressembler à la résine du liseron nommé *turbith*. Ce sulfate trimercurique, signalé déjà par Basile Valentin, a joui plus tard d'une grande célébrité, grâce au charlatanisme de Crolius, qui fit un secret de sa préparation, et le préconisa sous les noms de *précipité jaune*, de *turbith minéral*, dans le traitement des maladies vénériennes rebelles.

Il est quelquefois employé par les peintres sous le nom de *jaune minéral*, mais la nuance jaune-citron qu'il fournit n'est pas susceptible d'une longue conservation; toutefois, mélangé avec d'autres couleurs, il donne, dans certains cas, des résultats très-satisfaisants. Ainsi, broyé avec du bleu de Prusse, il produit des verts magnifiques. Souvent, dans le commerce de la droguerie, on lui substitue du sous-sulfate de plomb, qu'on obtient en chauffant le sulfate neutre, provenant des fabriques d'indiennes, avec son poids de litharge; lorsque la matière est en fusion tranquille, on la coule sur une table de marbre, et on la pulvérise. On l'appelle *jaune-paille minéral*. C'est une couleur assez belle, très-solide, qui couvre bien; mais elle noircit par les émanations sulfureuses.

Les deux azotates de mercure ont des usages industriels. Ils servent pour le secrétage des poils de lièvre et de lapin destinés à la confection des chapeaux; leur solution est connue des ouvriers sous le nom d'*eau-forte des chapeliers*. Ils sont aussi très-employés pour la dorure des métaux, pour reconnaître la pureté des huiles d'olive, et pour préparer plusieurs médicaments caustiques. Ce sont de violents poisons, aux plus petites doses. Leur dissolution fait naître sur la peau des taches brunes, qui ne disparaissent que par la chute de l'épiderme.

Caractères distinctifs des sels de mercure. — Les sels de mercure, à base de protoxyde et de bioxyde, ont plusieurs caractères communs. Ainsi :

1. Ils ont tous une saveur métallique très-désagréable et presque tous provoquent la salivation;

2. Tous sont décomposés par une chaleur modérée. Quand on les calcine dans un petit tube avec du carbonate de soude légèrement humecté, ils donnent des vapeurs mercurielles qui se condensent en *a* (fig. 674) sur les parois froides du tube,

sous la forme d'un abondant sublimé gris; il suffit de frotter celui-ci avec une baguette de verre pour en réunir les particules excessivement ténues en globules plus visibles.



Fig. 674. — Réduction des sels de mercure.

Lorsqu'on opère sur de trop petites quantités de matières, ces globules ne sont pas apparents; dans ce cas, on place à l'ouverture du tube de calcination un papier sensibilisé par l'azotate ammoniacal d'argent. Les moindres traces de vapeurs mercurielles, absolument insuffisantes pour donner un dépôt perceptible, sont nettement accusées par la teinte foncée que prend le papier. (MERGET.)

3. Tous sont réduits à l'état métallique par l'acide sulfureux, le protochlorure d'étain et une lame de cuivre. La poudre grisâtre qui apparaît dans ce cas est du mercure très-divisé.

Lorsqu'on dépose, sur une lame de cuivre décapé, une goutte d'une solution neutre ou légèrement acide d'un sel de mercure, qu'on lave, après quelques instants, la partie humectée, et qu'on frotte avec un bout de papier la tache grise qui reste, elle prend l'éclat métallique et la blancheur de l'argent. Si l'on chauffe la tache, elle disparaît par suite de la volatilisation du mercure.

Si les liqueurs essayées ne contiennent pas des proportions de sels de mercure assez notables, on n'obtient plus que des nuances d'un caractère trop indéfini pour en rien conclure. Dans ces cas douteux, où l'œil ne discerne aucune trace d'amalgamation, si celle-ci s'est produite à un titre quelconque, il suffit d'appliquer la lame de cuivre sur le papier sensibilisé par l'azotate d'argent pour obtenir une coloration brune, caractéristique de la présence du mercure. On peut, de cette façon, démontrer la présence de ce métal dans des solutions au 1/100000. (MERGET.)

Voici maintenant les caractères différentiels des deux sortes de sels de mercure :

	Sels de protoxyde.	Sels de bioxyde.
Potasse ou soude.....	Précipité noir floconneux.	Précipité jaune orangé.
Ammoniaque.....	Id.	— blanc.
Chlore et acide chlorhydrique.....	— blanc, caillé, soluble dans un excès de chlore.	Pas de précipité.
Iodure de potassium.....	— jaune-verdâtre, soluble dans un excès, mais avec dépôt de mercure métallique en poudre grise.	Précipité rouge-vermillon très-beau, soluble dans un excès. La liqueur reste transparente.
Perchlorure d'or.....	— gris-noirâtre d'or métallique.	Pas de précipité.

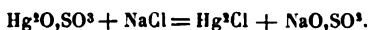
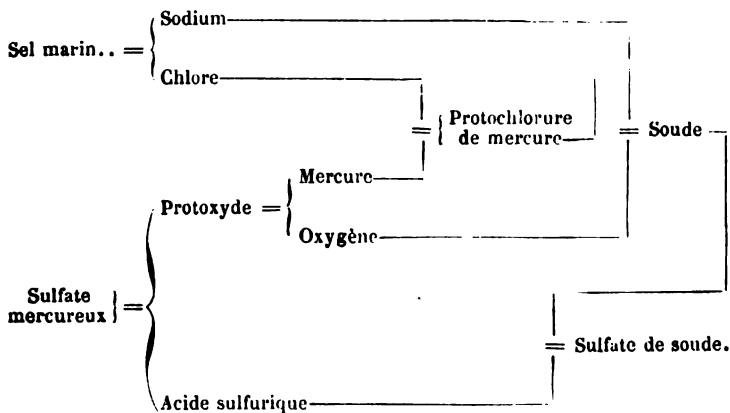
Chlorures de mercure. — Parmi les composés du mercure, les plus importants, sans contredit, et les plus anciennement connus, sont les deux chlorures dont la médecine tire un si grand parti.

1° Le *protochlorure*, que les alchimistes décorèrent d'une foule de noms plus ou moins ridicules, parmi lesquels on a encore conservé, pour l'usage vulgaire, ceux de *mercure doux* et de *calomélas*, est obtenu



CHLORURES DE MERCURE.

ordinairement par la calcination, dans un matras de verre placé au centre d'un bain de sable (fig. 675), d'un mélange de sel marin et de sulfate de protoxyde de mercure. Par suite de la double décomposition de ces deux substances, il se forme du sulfate de soude et du protochlorure de mercure, ainsi qu'on le voit par cette légende :



Le protochlorure de mercure produit se sublime, à la voûte du matras, en belles aiguilles prismatiques, d'un blanc jaunâtre et très-brillantes, qui se couchent les unes contre les autres, et forment une masse compacte qui se moule sur les parois du matras.

Ce composé, insipide et tout à fait insoluble dans l'eau, offre ce fait curieux, que sa poudre est d'un jaune citron, c'est-à-dire d'une couleur plus foncée que ses cristaux. C'est là une anomalie; car, en général, la division des corps apporte une diminution dans leur coloration. Et ce qui n'est pas moins singulier, c'est que, lorsqu'on verse de l'acide chlorhydrique ou du chlore dans de l'azotate de protoxyde de mercure dissous, le précipité de protochlorure qui se forme au sein du



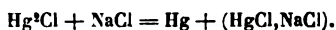
Fig. 675. — Préparation du protochlorure de mercure.

matras, le précipité de protochlorure qui se forme au sein du

liquide est d'une blancheur éclatante. On le désignait autrefois sous le nom de *précipité blanc*.

Il en est de même lorsqu'on fait arriver simultanément, dans le même espace, de la vapeur d'eau et du chlorure mercureux vaporisé ; les vapeurs de ce dernier se déposent alors sous la forme d'une poudre fine et très-blanche, parce que la vapeur aqueuse qui s'est interposée entre elles met un obstacle mécanique à ce qu'elles puissent se réunir en une masse cohérente. Ainsi obtenu, le protochlorure de mercure est très-employé aujourd'hui sous le nom de *mercure doux à la vapeur*. C'est un Anglais, Josias Jewell, qui a indiqué, en 1810, ce mode de division, singulièrement perfectionné en 1822 par M. O. Henry, et, en 1842, par Soubeiran.

Le protochlorure de mercure est tellement insoluble qu'un gramme d'acide chlorhydrique, étendu de 50 litres d'eau, détermine un précipité très-sensible dans une dissolution faible d'azotate de protoxyde de mercure. Mais le chlore le dissout, surtout quand il a été récemment précipité. Les chlorures de potassium et de sodium, le chlorhydrate d'ammoniaque le convertissent très-rapidement, en présence de l'eau et à une faible température, en mercure métallique très-divisé et en perchlorure de mercure soluble, qui reste en combinaison avec les chlorures alcalins :



Un effet de ce genre se produit dans l'estomac des malades qui prennent du protochlorure de mercure, à cause du sel marin qui existe dans les liquides du tube digestif. M. Mialhe rapporte à cette transformation chimique du *mercure doux*, la plupart des propriétés médicales qu'il possède.

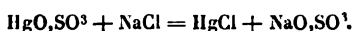
Les alchimistes, que leur imagination déréglée portait à accorder des vertus merveilleuses à la plupart des substances qu'ils préparaient, soumettaient le protochlorure de mercure à des sublimations sans nombre, croyant qu'à chaque sublimation il acquérait des propriétés de plus en plus puissantes. Après trois sublimations, ils le nommaient *aquila alba* ; après six, *aquila mitigata*, et après neuf, *panacée mercurielle*. Louis XIV acheta le procédé de ce dernier médicament, d'un nommé Labrune, pour le rendre public. Turquet de Mayerne, savant médecin chimiste du dix-septième siècle, illustré par les persécutions injustes de la Faculté de Paris qui sévissait alors contre les novateurs, a donné au chlorure dont je parle, malgré sa blancheur, le nom de *calomelas* ou *calomel*, qui signifie *bon noir* ou *joli noir*, en l'honneur d'un jeune nègre qui l'aidait dans ses opérations chimiques (1).

(1) Plusieurs lexicographes, notamment Morin, Lunier, Boiste et N. Landais, trompés par l'étymologie et ignorant la circonstance que je viens de rapporter, ont avancé à tort que le *calomel* est une *substance noireâtre*.



C'est surtout comme vermifuge et comme purgatif que ce composé est administré par les médecins.

2° *Bichlorure ou perch'orure.* — Lorsqu'on chauffe le sel marin avec du sulfate de bioxyde de mercure, dans un appareil semblable au précédent, ce n'est plus du protochlorure de mercure qu'on obtient, mais du *bi* ou *perchlorure de mercure* (chloride mercurique) :



Ce *perchlorure de mercure* est un poison redoutable, dont la découverte se perd dans la nuit des temps, et auquel les alchimistes firent jouer un grand rôle dans leurs infructueuses recherches de la pierre philosophale. L'Arabe Geber, dès le neuvième siècle, en indiqua la préparation. Un franciscain auvergnat du quatorzième siècle, Jean de Roquetaillade, en parle sous le nom d'*esprit blanc de mercure*, et le distingue déjà du *mercure blanc* ou protochlorure. Wallerius, au milieu du dix-huitième siècle, décrivait dix procédés différents pour l'obtenir. Jusqu'en 1793, les Hollandais conservèrent le monopole de sa fabrication. C'est Berthollet qui, le premier parmi les modernes, a établi d'une manière précise les différences chimiques qui existent entre les deux chlorures du mercure.

Voici leur composition :

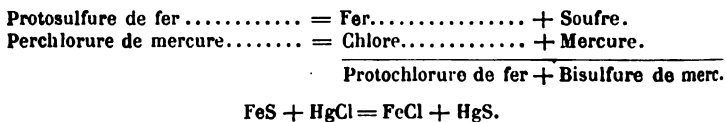
	Protochlorure.	Perchlorure.
Mercure.....	81,94	73,82
Chlore.....	15,06	26,18
	100,00	100,00
Formules.....	Hg ² Cl	HgCl.

Bien différent du protochlorure, le perchlorure de mercure est très-soluble dans l'eau, dans l'alcool, dans l'éther, et il cristallise en aiguilles fines et déliées d'une grande blancheur. Obtenu par sublimation, il s'offre sous la même forme ; il possède une saveur âpre et styptique très-désagréable. Quelques centigrammes de sa poudre, introduits dans l'estomac, suffisent pour occasionner de vives douleurs, des nausées, des vomissements ; il corrode très-prompement les membranes avec lesquelles il est en contact, et détermine la mort, si son action n'est pas combattue par des moyens prompts et énergiques. C'est à cause de ces propriétés que les alchimistes le nommèrent *dragon et sublimé corrosif* (1).

(1) C'est après, ou plutôt avec l'acide arsénieux, le poison métallique le plus dangereux. Il a porté pendant un temps le nom de *poudre de succession*, à cause de l'infâme usage auquel on l'appliquait. C'était un des poisons de la Brinvilliers, et le principal parmi ceux que l'on trouva dans la fameuse cassette de son complice, Sainte-Croix, dont la justice s'empara. En 1613, ce fut par ce poison que le comte et la comtesse de Sommerset firent périr sir Thomas Overbury, enfermé

Heureusement que la plupart des substances végétales et animales ont la propriété, en s'y combinant, de le rendre tout à fait insoluble dans l'eau. C'est surtout l'albumine ou blanc d'œuf qui produit le plus promptement cet effet; aussi est-elle le contre-poison le plus sûr et le plus efficace. Cette action de l'albumine sur le perchlorure de mercure est si prononcée, que cette matière, délayée dans de l'eau, permet de reconnaître dans les liquides les plus petites traces de ce composé, en y déterminant un nuage blanc ou un précipité floconneux, suivant les proportions du sublimé corrosif.

M. Mialhe a reconnu, en 1842, et Orfila a confirmé, en 1843, que le protosulfure de fer, récemment précipité et délayé dans l'eau, décompose instantanément le perchlorure de mercure et donne naissance à deux composés nouveaux qui n'exercent aucune action nuisible sur l'économie animale, à savoir : protochlorure de fer et bisulfure de mercure. En effet :



Cette propriété précieuse fait du protosulfure de fer hydraté un nouvel antidote très-efficace du sublimé corrosif; mais il faut que, comme l'albumine, il soit administré en dose suffisante presque immédiatement après l'ingestion du poison. Le même sulfure peut servir également de contre-poison dans les empoisonnements par le plomb, le cuivre et l'arsenic.

Usages du bichlorure. — Le perchlorure de mercure est un des antiseptiques les plus puissants; il rend, sous ce rapport, de grands services aux médecins pour la conservation de leurs pièces d'anatomie, et aux naturalistes pour celle des objets d'histoire naturelle; on l'emploie dans ce cas en solution dans l'eau ou l'alcool. Les substances organiques, plongées dans cette solution, s'y durcissent à tel point, qu'elles résonnent sous le marteau comme du bois; elles sont, dès lors, imputrescibles et inattaquables par les insectes et les agents atmosphériques.

De tous les composés du mercure, le perchlorure est le plus employé pour combattre et détruire le virus syphilitique et les maladies de la peau. On s'en sert sous toutes les formes, mais surtout en solu-

tion dans la tour de Londres. Les meurtriers essayèrent successivement, sur la victime, l'eau-forte, l'arsenic, la poudre de diamant, la potasse caustique, de grandes araignées et des cantharides; le sublimé corrosif, administré en lavement, amena la mort en moins de 24 heures. Il est probable que la trop célèbre empoisonneuse Locuste, qui préparait pour Néron des breuvages si subtils, connaissait et utilisait les propriétés terribles du sublimé corrosif.



tion dans l'eau alcoolisée ; ce qui constitue la *liqueur de Van Swieten*.

Dans les fabriques d'indiennes, il entre dans la composition de plusieurs mordants.

On peut le faire servir avec avantage à la destruction des punaises. Pour cela, on lave, à deux reprises différentes, les murs, les boiseries, le carreau des appartements infectés, avec une dissolution aqueuse de ce composé, faite dans les proportions de 16 grammes de sel pour 16 litres d'eau ; on bouche les trous, jointures et fissures avec une pâte ou mastic fait avec de la colle de farine et de la craie, auxquels on associe 16 grammes de chlorure de mercure par kilogramme du mélange ; enfin, on fixe les papiers de tenture avec de la colle de pâte contenant la même quantité de sublimé. Ces moyens réussissent complètement.

A Clermont Ferrand, en Auvergne, on applique à cet usage le *sel alembroth*, qui n'est autre chose qu'un mélange à parties égales de perchlorure de mercure et de sel ammoniac, composé bien plus soluble que le perchlorure isolé. Les alchimistes attribuaient à ce chlorure double des propriétés merveilleuses : voilà pourquoi ils l'avaient nommé *Sel de vie, Sel de science, Sel de la sagesse*. C'est la solution de ce composé que M. Baldacconi a substituée, il y a une quinzaine d'années, au sublimé pour la conservation des tissus animaux mous et gélatineux. Les objets imprégnés de cette liqueur acquièrent la consistance de la pierre, tout en conservant leur couleur naturelle.

TRENTE-SEPTIÈME LEÇON

SUITE DES MÉTAUX DE LA SIXIÈME SECTION.

SOMMAIRES. — De l'ARGENT, de ses mines et de leur exploitation. — De la *Couppellation* et du *Pattinsonnage*. — *Liquation*. — Production annuelle de l'argent. — Alliages utiles qu'il forme. — Essais d'argent par la voie sèche et par la voie humide. — De l'azotate d'argent et de la *Pierre infernale*. — De l'*Argent fulminant*. — Chlorure d'argent et préparation de l'argent pur ou *virge*.

De l'Argent.

L'ARGENT, par sa belle couleur blanche, le vif éclat et le beau poli qu'il peut acquérir, son inaltérabilité au contact de l'air, sa malléabilité et sa ductilité, qui ne sont inférieures qu'à celles de l'or, est un des métaux les plus précieux et les plus utiles à l'homme. Sa découverte et son emploi remontent au berceau du monde.

Historique. — Il est certain que, dès les époques les plus reculées

dont l'histoire fasse mention, l'argent était si commun en Chine, dans les Indes, en Perse, en Médie, en Assyrie, en Judée, en Phénicie, en Égypte, etc., qu'on l'employa d'abord à faire des stylets, des lances et autres instruments pour la chasse des bêtes fauves, parfois même les outils agricoles. On l'échangeait dans le commerce contre de l'airain et du fer, qui étaient bien plus rares. Plus tard, on en fit des lames pour recouvrir le bois et la pierre, des briques, des tuiles, des tables, des statues, et enfin des monnaies. Les Juifs, dès le temps d'Abraham, avaient déjà le *sicle* d'argent (valant à peu près 1 fr. 47).

C'est en Espagne que les Phéniciens allaient chercher l'argent. Les mines du mont Laurium, dans l'Attique, étaient exploitées dès le temps de Cécrops, le fondateur d'Athènes, et sous Thémistocle, elles occupaient 20000 ouvriers. Les Romains continuèrent dans les mines si productives de l'Espagne les travaux commencés par les Phéniciens et poursuivis par les Carthaginois.

Le nom actuel de ce métal est dérivé d'un mot grec qui veut dire *blanc*. Les alchimistes lui donnèrent, en raison de sa blancheur et de son éclat, les noms de *Lune* et de *Diane*, et ils en vinrent à supposer des relations mystérieuses entre cet astre et le métal. Aussi, comme la tête chez l'homme avait, suivant ces rêveurs enthousiastes, des correspondances avec la lune, ils attribuèrent à l'argent des vertus spécifiques contre les maladies du cerveau. Mais ce n'était pas assez : il pouvait encore, par son application, guérir la morsure du scorpion, et sa limaille avalée faisait disparaître immanquablement et les palpitations du cœur et la fétidité de l'haleine. Malheureusement pour l'humanité, ces admirables propriétés n'existèrent jamais, et le seul avantage de l'argent métallique, sous le rapport médical, c'est de pouvoir servir à récompenser les soins du médecin.

État naturel. — On trouve l'argent dans la nature sous un assez grand nombre de formes : sous celles de sulfures simples et doubles, de chlorure, de bromure, d'iodure, d'arséniure, d'alliages avec l'or, l'antimoine, le mercure, mais surtout à l'état natif. Parmi ces minerais, le sulfure d'argent est le plus abondant ; viennent ensuite l'argent natif, le chlorure, l'*argent rouge* (sulfure double d'argent et d'antimoine), et l'*argent antimonial* ou alliage d'argent et d'antimoine.

Les mines d'argent les plus célèbres et les plus riches sont situées au Mexique, au Pérou, à Buénos-Ayres, au Chili, aux États-Unis, en Colombie. D'après les calculs de M. Michel Chevalier, le nouveau monde a fourni, depuis Christophe Colomb jusqu'en 1848, 122050724 kilogr. d'argent fin, c'est-à-dire exempt de tout alliage, représentant une somme de 27 milliards 122 millions de francs.

Les mines d'Europe les plus importantes sont situées en Hongrie, en Transylvanie, en Silésie, en Saxe, dans le Hartz, en Suède, en Norvège, etc.



Dans presque toutes ces mines, formées principalement, en Europe, de sulfure d'argent, et, dans l'Amérique espagnole, de sulfure et de chlorure d'argent, ordinairement disséminés dans des argiles ferrugineuses, qu'on nomme *pacos* au Pérou et au Chili (1) et *colorados* au Mexique, l'argent se montre à l'état natif, tantôt en cristaux isolés ou réunis en forme de belles végétations, tantôt en filets, grains ou masses amorphes dont le volume varie singulièrement. On en cite du poids de 25 à 30 kil. et même de plusieurs myriagrammes. On a rencontré une masse d'argent natif du poids de 10 myriagrammes dans les filons de la mine de Kongsberg, en Norvège ; et, en 1748, à Schneeberg, en Saxe, on en trouva une qui pesait plus de 1000 myriagrammes. On dit qu'Albert de Saxe, étant descendu dans la mine, fit apporter son dîner sur ce bloc, et dit aux convives : « L'empereur Frédéric est sans doute un puissant seigneur ; mais convenez que ma table vaut mieux que la sienne. »

L'argent natif est rarement pur ; il renferme presque toujours de l'or, du cuivre, du fer, de l'arsenic et quelquefois du plomb. Toutefois, c'est encore, parmi les métaux natifs, celui qui est le plus pur.

On extrait principalement l'argent de son sulfure, AgS , désigné par les minéralogistes sous les noms d'*Argyrose*, d'*Argent vitreux*, mais on exploite aussi, comme mines d'argent, certains minerais qui renferment accidentellement ce composé ; tels sont les sulfures de plomb argentifères, assez abondamment répandus dans toute l'Europe (Souabe, Hartz, Silésie, Savoie, monts Altaï ; mines de Poullaouen et Huelgoët, en Bretagne ; de Vialas et Villefort, dans la Lozère ; d'Alais, dans le Gard ; de Pont-Gibaud, en Auvergne ; d'Allemont, dans l'Isère ; et les sulfures de cuivre argentifères, plus connus sous le nom de *cuivre gris* (Kolyvan, dans les monts Altaï ; quelques mines de Silésie ; Bockstein, dans le

(1) Au Chili, les mines d'argent récemment découvertes sont situées dans un pays qui n'offre pas trace de végétation et pas une goutte d'eau ; il faut faire 30 lieues dans les sables, entre des montagnes arides et brûlantes, porter tout avec soi, munitions, combustible, etc. Il y a cependant, à Chianarillos, une ville de 4000 âmes vivant de cette vie factice. Dans les montagnes qui l'entourent, on a taillé sur le roc vif des plateaux sur lesquels reposent des centaines de maisons. C'est dans les cours de celles-ci que s'ouvrent les galeries des mines. Tout autour, perchées comme des nids d'aigles, se dressent de petites cabanes où viennent dormir les ouvriers mineurs, quand ils sortent de leurs trous. Ils passent leurs journées à 3 ou 400 mètres de profondeur, travaillant à la clarté d'une lampe et employant tour à tour le pic et la poudre à canon pour détacher ou faire sauter le minerai.

Ces filons sont généralement fort riches. Un des propriétaires disait à un de ses amis que sa mine lui rapportait 50000 fr. par jour. L'ami était incrédule. Impatienté par la discussion, le propriétaire fait appeler son majordome et lui dit : « Le produit de la mine appartient à monsieur pour 24 heures, nous verrons « bien qui des deux a raison. » Le lendemain, l'ami avait en sa possession pour plus de 50000 fr. de minerai qu'il acceptait sans scrupule. (Lettre du Contre-Amiral Bonnard, en date de Valparaiso.)

Salzbourg ; Zell, en Tyrol (1) ; Guadalcanal, en Espagne ; Baigorri, dans les Basses-Pyrénées ; Sainte-Marie aux-Mines, dans les Vosges, etc.).

Extraction. — Dans le traitement du sulfure et du chlorure d'argent, l'argent est le but principal de l'exploitation ; dans celui des autres minerais, il n'est qu'accessoire, et n'est même retiré qu'autant qu'il peut couvrir au moins les frais que l'opération exige.

Les procédés que l'on suit pour extraire l'argent varient singulièrement, en raison de la nature des mines, de leur richesse et des lieux où elles se trouvent. Cependant, en dernier résultat, ces procédés consistent presque tous à ramener l'argent à l'état métallique, lorsqu'il n'y est pas, et à en former, avec un métal convenable, un alliage fusible qui puisse, en raison de sa densité, se séparer des gangues qui accompagnent l'argent.

Tantôt, comme dans l'Amérique espagnole et à Freyberg, en Saxe, on emploie le mercure. Tantôt, comme à Kongsberg, en Norvège, et dans d'autres localités d'Europe, on fait usage du plomb.

Le premier mode est désigné sous le nom de *procédé d'amalgamation* ; c'est le seul qui convienne, malgré le haut prix du mercure, pour l'exploitation des minerais pauvres. Il a été inventé au Mexique, en 1557, par un mineur de Pacucha, nommé Bartolomé de Médina, et introduit au Pérou, en 1571, par Fernandez de Velasco (2). Ce n'est qu'en 1786 qu'il a été importé en Europe par le baron de Born, qui monta la pre-

(1) Les plus anciennes mines du Tyrol sont celles de la grande bourgade de Gassenssaa, au pied méridional du Brenner. L'exploitation de ces mines remonte au temps des Romains, qui battaient monnaie à Vipiteno (Storzing), avec les métaux qu'on en extrayait.

(2) C'est près de Guanaxuato que se trouve le fameux filon exploité avec un très-grand succès au commencement de ce siècle, à Valenciana et ailleurs, dont de Humboldt a dit qu'à lui seul il donnait le quart de l'argent que produisait le Mexique, et le sixième de celui que fournissait l'Amérique.

Ce qui distingue les filons argentifères du Mexique et au surplus ceux de la plupart des autres contrées de l'Amérique, c'est la grandeur de leurs dimensions beaucoup plus que la forte proportion du métal. Le filon de la *Biscaina*, qu'on exploite à la mine mexicaine de Real-del-Monte, a plusieurs mètres d'épaisseur. Le filon nommé la *Veta-Madre*, à Guanaxuato, est ordinairement épais de 8 mètres ; quelquefois il l'est de 50, et on l'a exploité sur une longueur de 13 kilomètres. Plusieurs autres filons connus ont 5, 7 et 10 mètres, et par places le double.

Au Pérou, d'après M. de Tschudi, on trouve des filons plus puissants encore que celui de Guanaxuato lui-même, là où il l'est le plus. C'est ainsi qu'à Pasco on connaît et on exploite depuis longtemps deux filons, l'un de 111, l'autre de 123 mètres d'épaisseur.

En général, et sauf des exceptions qui ne laissent pas que de se répéter, le minerai extrait de ces filons n'a pas, même après qu'on en a rejeté les matières stériles, une teneur utile de plus de 2 à 3 millièmes, c'est-à-dire qu'on extrait à peine 2 ou 3 kilogrammes d'argent de 1000 kilogrammes de minerai soumis au traitement ; mais l'immense quantité de minerai que fournissent ces puissants filons permet d'arriver, même avec une aussi faible proportion de métal, à un rendement considérable et assez fréquemment à de beaux bénéfices.



mière exploitation de ce genre en Hongrie. Un an après, Galbert et Charpentier fondèrent, sur les mêmes principes, l'usine d'amalgamation de Halsbrück, près de Freyberg. Ce bel établissement, terminé en 1790, fut complètement incendié en 1792. Mais il fut bientôt reconstruit, avec des modifications avantageuses ; la méthode qu'on y suit est plus prompte et plus économique que celle de l'Amérique.

Le second mode est appelé *procédé par imbibition* ou *par fondage* ; il est pratiqué depuis beaucoup plus de temps que le précédent, et c'est lui qui fut employé tout d'abord quand on commença l'exploitation des mines d'argent, car lorsque celles-ci sont riches et contiennent surtout de l'argent natif en grande proportion, il est très-simple d'exécution. Le passage suivant que j'emprunte à de Humboldt va vous montrer ce qu'étaient les premières exploitations de l'Amérique, et combien est aisée l'extraction de l'argent des minerais riches.

« Depuis 1545 jusqu'en 1571, les minerais d'argent ne furent traités, à Potosi (1), que par fondage. Les *conquistadores* (les conquérants espagnols), ayant uniquement des connaissances militaires, ne savaient pas diriger des procédés métallurgiques. Ils ne réussirent point à fondre le minerai au moyen de soufflets ; ils adoptèrent la méthode bizarre que les indigènes employaient dans les mines voisines de Pasco, qui avaient été travaillées au profit de l'Inca, longtemps avant la conquête. On établit sur les montagnes qui environnent la ville de Potosi, partout où le vent soufflait impétueusement, des fourneaux portatifs appelés *huayres*. Ces fourneaux étaient des tuyaux cylindriques d'argile, très-larges et percés d'un grand nombre de trous. Les Indiens y jetaient, couche par couche, du minerai d'argent, de la galène et du charbon ; le courant d'air qui pénétrait par les trous, vivifiait la flamme et lui donnait une grande intensité. Les premiers voyageurs qui ont visité

(1) « La montagne appelée le *Hatun Potocchi*, dont par euphonie les Européens ont fait le Potosi, ressemble dans son intérieur, dit Ulloa, à une ruche à miel, moins sa régularité, à cause du grand nombre de percements, de galeries, de fouilles qu'on y remarque. S'il était donc possible de bien enlever tout d'un coup la croûte qui la recouvre, on y apercevrait un nombre infini de routes souterraines percées sans suite et comme au hasard, selon la direction des veines métalliques. » (*Mémoires concernant la découverte de l'Amérique*, par don Ulloa. Paris, 1787.) — Il en est sorti près de 7 milliards de francs. On l'exploite encore aujourd'hui, mais les minerais d'une grande richesse qu'elle fournissait autrefois sont remplacés par d'autres d'une extrême pauvreté.

C'est peu d'années après l'audacieuse invasion des Espagnols sous la conduite des deux Pizarre et d'Almagro, que fut découverte cette mine d'argent, dont le nom est employé encore pour désigner une richesse sans limites. — On raconte qu'un Indien nommé Gualpa, courant un jour dans les montagnes à la poursuite d'un gibier, arracha, en voulant se soutenir, un arbrisseau dont les racines étaient recouvertes d'un minerai brillant qui fut reconnu être de l'argent. Après quelques contestations entre Gualpa, un autre Indien et un Espagnol nommé Villaréal, les exploitations de Potosi furent déclarées ouvertes le 21 avril 1545.

les Cordillères, parlent tous avec enthousiasme de l'impression que leur avait laissée la vue de plus de 6000 feux, qui éclairaient la cime des montagnes autour de la ville de Potosi. Les masses argentifères obtenues, étaient refondues dans les cabanes des Indiens, en se servant de l'ancien procédé, qui consiste à faire souffler le feu par 10 ou 12 personnes à la fois, à travers des tuyaux en cuivre, de 1 ou 2 mètres de long, percés, à leur extrémité inférieure, d'un très-petit trou. »

Lorsque les minerais sont très-pauvres, le procédé par fusion est assez pénible et long, mais je ne m'y arrêterai pas. Je vais seulement vous indiquer comment on opère dans les trois localités les plus productives.

1. *Procédé de Freyberg par amalgamation.* — Le minerai exploité est un sulfure d'argent, disséminé dans une grande quantité de pyrites de fer et de cuivre ; il contient à peine 0,0025 d'argent.

Après le bocardage, on le mêle intimement avec 0,1 de sel marin et on le grille dans un fourneau à réverbère, en le remuant fréquemment. Il se forme de la sorte des chlorures d'argent, de fer et de cuivre, des sulfates de soude, de fer, de cuivre, de chaux, de magnésie, de plomb, de l'oxyde de fer, et il se dégage de l'acide sulfureux, de l'acide arsénieux, etc.



Fig. 676. — Tonne d'amalgamation employée à Freyberg.

Le produit de la calcination est réduit en poudre fine sous des meules, puis introduit dans des tonneaux soutenus verticalement sur des tourillons et qu'une roue hydraulique peut mettre en mouvement (fig. 676). Sur 100 p. de farine métallique, on en ajoute 30 d'eau et 5 à 6 de fer forgé en petites plaques. On fait tourner les tonneaux pendant une heure. Alors le fer métallique ramène à l'état de protochlorure le perchlore de fer qui s'était formé pendant le grillage.

Ceci fait, on verse dans chaque tonneau 50 p. 100 de mercure, et on les remet en mouvement pendant 16 à 18 heures. Dans cette nouvelle phase de l'opération, le chlorure d'argent se dissout dans le liquide à la faveur du sel marin, mais il est attaqué au fur et à mesure par le fer en plaques, ce qui produit du protochlorure de fer soluble et de l'argent métallique très-divisé dont le mercure s'empare. Celui-ci dissout en même temps le cuivre et le plomb qui proviennent de la réduction des chlorures et des sulfates par le fer.

L'amalgame d'argent impur, étant liquide par suite de l'abondance du mercure, se rassemble aisément et peut être isolé des parties terreuses au moyen de lavages convenables. On le passe ensuite à travers des sacs de toile, qui laissent filtrer le mercure en excès. L'amalgame



solide qui reste dans les sacs se compose d'environ 82 p. 100 de mercure et 18 p. 100 d'argent allié aux métaux étrangers.

Pour obtenir l'argent, il ne reste plus qu'à soumettre cet amalgame à la distillation. L'appareil dont on se sert pour cela (*fig. 677*) consiste

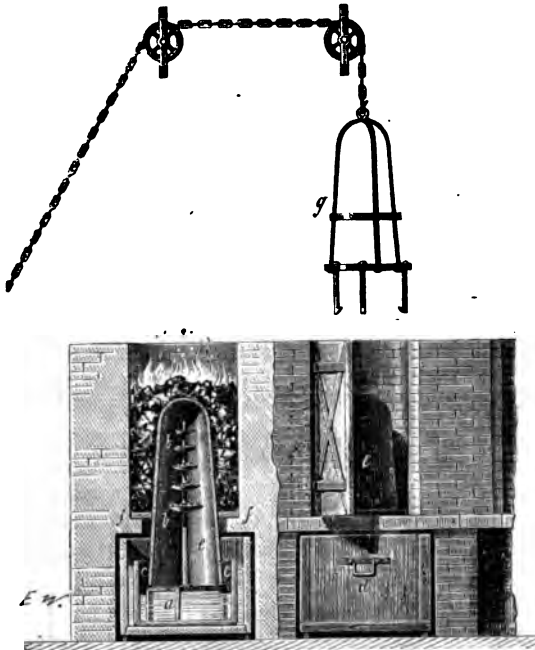


Fig. 677. — Distillation de l'amalgame d'argent à Freyberg.

en une espèce de trépied *a*, qui supporte une tige sur laquelle sont enfilées, à différentes hauteurs, 5 à 6 coupes en fer forgé *b*, dont les diamètres vont toujours en diminuant; c'est dans ces coupes qu'on place des boules d'amalgame autant qu'elles en peuvent contenir; la charge est habituellement de 5 quintaux. Ce trépied est au centre d'une cuvette en fonte *c* qu'entoure une forte caisse en bois *d* dans laquelle un courant d'eau froide est entretenu.

Le trépied étant garni, on abaisse, au moyen d'une chaîne *g*, une grande cloche conique en fonte *e*, qui le recouvre entièrement et qui plonge dans la cuvette; elle traverse un disque de fonte perforé dans son milieu *f*, qui forme le foyer du fourneau. C'est, en effet, sur ce disque, et autour de la partie moyenne et supérieure de la cloche, qu'on fait un feu de tourbe de manière à porter celle-ci au rouge; le mercure de l'amalgame se réduit alors en vapeurs et va se condenser

dans la partie basse et refroidie de la cuvette. Vers la fin de la distillation, qui dure de 7 à 8 heures, on donne un violent coup de feu avec du charbon.

L'argent reste sur les plateaux sous la forme de grappes poreuses; il retient environ 28 p. 100 de cuivre et 3 p. 100 de plomb, nickel, arsenic, antimoine et mercure. On le purifie par trois fontes successives au contact de l'air, ce qui oxyde et scorifie les métaux étrangers. On l'amène ainsi à ne plus contenir que 25 p. 100 de cuivre; il est alors, comme l'on dit, au titre de 750 millièmes. C'est dans cet état qu'on le livre aux hôtels de monnaies.

2. *Méthode américaine d'amalgamation.* — Les minerais exploités par cette méthode, au Mexique, au Pérou, au Chili, sont encore plus pauvres que ceux de Freyberg. Ce sont des pyrites dans lesquelles sont disséminés, en particules invisibles à l'œil nu, du sulfure d'argent, de l'argent natif, du chlorure d'argent, de l'argent rouge (double sulfure d'argent et d'antimoine), de l'argent antimonial (alliage d'argent et d'antimoine), du sulfure d'arsenic, de l'oxyde de fer, de la silice et du carbonate de chaux.

Ce mélange si complexe, après avoir été bocardé, est réduit en pou-

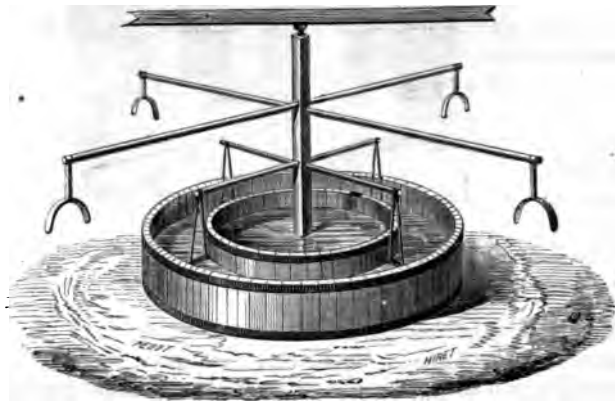


Fig. 678. — Arrastre ou moulin américain pour la pulvérisation du minéral d'argent.

dre impalpable dans des moulins nommés *arrastres*, avec le concours de l'eau. Ces moulins consistent en des bassins de pierre dure dans lesquels tournent des blocs ou boulets, également en pierre dure, mis en mouvement par des mulets (fig. 678).

Les boues qui sortent des moulins sont reçues dans de grandes fosses, d'où, après avoir pris une certaine consistance, elles sont portées dans une cour ou *patio* pavée avec des dalles légèrement inclinées. Là, on en fait d'abord des tas ou *tartal* de 800 à 1200 quintaux; on saupoudre

leur surface de sel marin, dans la proportion de 2 à 3 p. 100, et le tout est piétiné par des mules qu'on fait courir en cercle pendant six à huit heures, afin d'opérer un mélange complet. Vingt-quatre heures après, on y incorpore, par le même moyen, 1/2 à 1 p. 100 d'une poudre nommée *magistral*, qui n'est autre chose que de la pyrite de cuivre grillée à l'air et consistant, par conséquent, en un mélange de peroxyde de fer, de sulfate de fer et de sulfate de cuivre, celui-ci dans la proportion de 10 p. 100 environ. On introduit ensuite le mercure, dont la dose varie avec la richesse du minerai en argent, et on fait travailler les mules (1).

Le jour suivant, si le mercure, extrait par le lavage d'une petite portion du mélange, offre une surface grisâtre et reste réuni en un seul globule, on en conclut que l'opération marche bien ; si, au contraire, le métal est très-divisé et d'une couleur foncée, c'est une preuve qu'on a mis trop de *magistral*, et dans ce cas, on ajoute de la chaux vive ; enfin, si le mercure a conservé sa liquidité, c'est qu'on n'a pas employé assez de *magistral*, et on en ajoute.

Au bout de quinze jours environ, le mercure a dissous assez d'argent pour constituer une masse presque solide, brillante. On fait une seconde addition de mercure qu'on incorpore de la même manière, puis, quinze jours après, une troisième et dernière addition. On emploie, en général, pour toute l'opération, 6 à 8 parties de mercure pour 1 partie d'argent à extraire.

Lorsque l'amalgamation est terminée, ce qui n'a lieu qu'au bout de plusieurs mois, et ce que l'on reconnaît à des caractères extérieurs, on lave toutes les boues à grande eau. Les matières salines et terreuses sont entraînées ; l'amalgame seul reste au fond des vases où s'effectue le lavage ; on en retire l'argent à peu près comme à Freyberg.

Dans ce procédé, où tant de matériaux sont accumulés, il doit nécessairement se passer un grand nombre de phénomènes intéressants ; je ne chercherai pas à vous les faire connaître tous ; je me bornerai à ce qu'il vous importe surtout de savoir, et pour cela j'aurai recours aux travaux de M. Boussingault, qui nous ont donné la clef des réactions principales de cette curieuse opération.

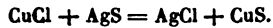
Les quatre matières premières dont nous avons à tenir compte sont : le sel marin, le sulfate de cuivre, le mercure et le minerai représentant surtout du sulfure d'argent. Voici la succession des phénomènes qui s'accomplissent.

(1) On voit dans le musée géologique de Jermyn-Street, à Londres, un lingot d'argent du poids d'environ 50 francs, et qui a été retiré, à Mexico, de l'estomac d'une mule. C'est chose assez commune que la présence de l'argent dans l'estomac ou les intestins des mules employées aux travaux des mines au Mexique ; on l'attribue à la manie qu'ont ces animaux de manger de la boue qui contient à la fois du sel qui les attire, et de l'argent qui s'accumule en certaine quantité sans trop les faire souffrir.

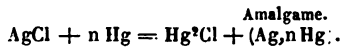
Le sulfate de cuivre et le sel marin donnent d'abord, par une double décomposition, du sulfate de soude et du bichlorure de cuivre :



Le bichlorure de cuivre produit réagit à son tour sur le sulfure d'argent, et donne naissance à du chlorure d'argent et à du sulfure de cuivre :



Le chlorure d'argent se dissout à mesure qu'il se forme dans le sel marin en excès, et alors il est attaqué par le mercure; il se forme par suite du protochlorure de mercure et de l'argent métallique; ce dernier s'amalgame avec le reste du mercure :



C'est parce qu'une partie du mercure employé passe ainsi à l'état de protochlorure, que dans la méthode américaine, il y a une perte si considérable de mercure; perte que de Humboldt estimait, au commencement du siècle, à 25000 quintaux de mercure par année (1).

3. *Procédé par imbibition suivi à Kongsberg.* — Dans cette localité, qui possède la mine d'argent natif la plus riche de l'Europe, après avoir hocardé et lavé le minerai pour le séparer de sa gangue, on le fait fondre avec partie égale de plomb; il en résulte un alliage qui contient de 30 à 35 p. 100 d'argent; on le désigne sous le nom de *plomb d'œuvre*. On le soumet à la *coupeilation*, qui a pour effet d'oxyder et d'expulser le plomb sous forme de *litharge*, l'argent restant à l'état métallique.

(1) Au Pérou et dans la plupart des districts métallifères de l'Amérique espagnole, les ouvriers qui travaillent dans les mines ne reçoivent pas un salaire fixe; seulement il leur est permis d'emporter, à la fin de leurs douze heures de travail, un *capacho* rempli du minerai qui est amoncelé devant la porte de la mine (à peu près 15 kilogrammes de déblais). Ce mode de paiement donne lieu à un système d'échange dont on ne trouve d'exemple nulle part. L'Indien ou le métis, à la fin de sa journée, apporte au cabaret son tablier tout rempli de pierres. Là, il boit de l'eau-de-vie, de la *chica*, mange un *chupé*, mâche de la *coca*, fume son cigare, et il paie en morceaux de pierres. Il en est de même pour tout ce dont il a besoin, habillement, chauffage, etc. Chaque marchand ou marchande est donc tenu de faire entrer dans les nécessités de son état la connaissance des minerais d'argent, étude longue et qui demande un coup d'œil éprouvé; car bien souvent, au premier aspect, rien ne distingue la pierre, plus ou moins riche en argent, de celle même qui n'en contient pas. Rien n'est plus ordinaire que de voir une marchande de poissons, assise sur la porte de sa boutique, et tout en surveillant le débit de sa marchandise, concasser du minerai, le réduire en poudre, puis le pétrir avec du mercure, le laver, le brûler, enfin le mettre à l'état de *linçot*. (Comte de Sartiges, *Relation d'un voyage dans l'Amérique du Sud*, en 1834.)



Cette opération (1) s'effectue dans un fourneau à réverbère (fig. 679-680) composé d'une sole circulaire concave A et d'un foyer latéral F.



Fig. 679. — Section verticale du fourneau de coupelle, employé à Clausthal dans le Hartz.

Cette sole, construite en briques, est revêtue intérieurement d'une couche de marne, tassée avec soin et qu'on renouvelle à chaque opération : cette couche forme ce qu'on appelle la *coupelle*.

Le dôme ou voûte du four consiste en une espèce de couvercle en

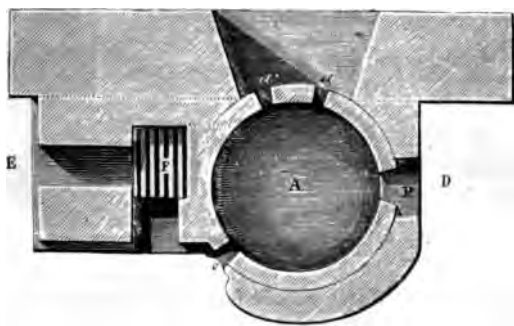


Fig. 680. — Section horizontale du même fourneau.

tôle C garni intérieurement d'argile, qu'une grue G met en mouvement, et qui s'appuie, quand on le descend, sur le massif en briques BB.

(1) La *coupeellation* a été parfaitement décrite, pour la première fois, au neuvième siècle, par l'Arabe Geber. J'ai déjà dit que cette opération était connue des Égyptiens et des Hébreux ; elle a été vaguement indiquée par Diodore de Sicile, Plin, Strabon.

« Un sujet de surprise, dit Plin, c'est que, pour purifier l'argent, il faille le calciner avec du plomb. » (*Hist. natur.*, lib. XXXIII, cap. vi.) Au seizième siècle, Cœsalpin appelle le plomb un *savon* qui nettoie l'argent et l'or dans la coupeellation.

Le four a cinq ouvertures : celle pour le passage de la flamme, une autre en regard P pour l'introduction des saumons de plomb, deux latérales a, a' qui reçoivent les tuyères de deux énormes soufflets qui lancent de l'air à la surface du bain, enfin l'ouverture o qui sert d'issue à la litharge. Celle-ci, au commencement, est bouchée par la coupelle, mais on l'entaille successivement de manière à maintenir la rigole au niveau du bain.

On garnit la coupelle d'un lit de foin sur lequel on dispose symétriquement et avec précaution les saumons de plomb argentifère. On abaisse le dôme, on lute exactement toutes les jointures avec de l'argile, et l'on chauffe (fig. 681). Bientôt l'alliage fond; on fait alors mar-



Fig. 681. — Vue antérieure du même fourneau.

cher lentement les soufflets, afin de faciliter l'oxydation du plomb, ainsi que celle du cuivre et du fer qui s'y trouvent presque toujours. Le bain se couvre d'abord de poussières noirâtres, qui s'agglomèrent peu à peu, et qu'on fait sortir de la coupelle; puis, la température étant plus élevée après 15 à 16 heures de feu, le protoxyde de plomb entre en fusion et forme une couche liquide qui, poussée par le vent des soufflets, se rend dans les rigoles et sort par l'ouverture o d'où elle se répand sur le sol de l'usine L; en s'y solidifiant peu à peu, ce masicot cristallise en petites lames rougeâtres qui prennent le nom de *litharge*.

Au bout de 40 heures environ, l'opération touche à sa fin, et l'on en est averti par une espèce d'éclair de lumière ou de fulguration qui se manifeste instantanément sur le bain. Cet effet est dû à la disparition



subite d'une dernière pellicule d'oxyde qui recouvrait l'argent. A cette époque, le culot métallique, d'aplatissement qu'il était, devient sphérique. On introduit alors de l'eau chaude, puis de l'eau froide dans la coupelle, afin de refroidir la masse d'argent et de pouvoir l'enlever immédiatement.

Cet argent, nommé *argent de coupelle*, renferme environ $1/16^e$ de plomb. On l'affine, de même que celui qui provient de l'amalgamation, dans un fourneau de coupelle rempli de charbon de bois dont la combustion est activée par un soufflet qui fournit en même temps l'air nécessaire à l'oxydation des métaux étrangers. On continue à faire arriver le vent sur le bain métallique jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de tache à sa surface. L'argent est alors affiné : il contient à peine $1/100^e$ d'impureté.

4. *Affinage par cristallisation.* — Lorsque les *plombs d'œuvre* renferment moins de $1/5000$ d'argent, on ne peut les soumettre à la coupellation directe ; ce serait trop coûteux. On a alors recours à une opération préliminaire, imaginée par l'ingénieur anglais Pattinson et qui repose sur ce fait, anciennement connu, qu'en faisant fondre une grande masse de plomb argentifère et la laissant refroidir lentement en même temps qu'on l'agite, elle se partage en deux parties : en plomb presque pur qui cristallise et se dépose au fond du bain, et en un alliage liquide, beaucoup plus riche en argent que l'alliage primitif.

Si donc l'on fait fondre du plomb d'œuvre dans une chaudière, qu'on l'agite sans cesse avec un râble de fer pendant qu'il se refroidit, et qu'on enlève avec une écumoire les cristaux imparfaits de plomb à mesure qu'ils se forment, il reste un métal liquide contenant d'autant plus d'argent qu'on a extrait une plus grande quantité de cristaux.

Ceux-ci, étant à leur tour soumis à une nouvelle opération, éprouvent encore un partage, d'où résultent du plomb plus pauvre qui cristallise, et une petite quantité d'alliage liquide plus riche en argent.

En continuant de soumettre à un nouvel affinage les cristaux de l'opération précédente, on arrive, en définitive, à concentrer l'argent dans une très-petite quantité de plomb d'œuvre, qui est alors assez riche pour passer à la coupelle.

Ce procédé, d'abord pratiqué dans le Derbyshire, en Angleterre, est actuellement en usage dans presque tous les pays où l'on traite les minerais de plomb et d'argent, qui ne contiennent toutefois ni zinc, ni fer, ni antimoine.

Voici la disposition des fourneaux d'affinage (fig. 682). Chaque massif de maçonnerie comprend 7 chaudières en tôle, 4 grandes et 3 petites, placées au-dessus de 3 fourneaux à grille. Les grandes chaudières ont de 1 mètre à $1^m,20$ de diamètre, sur une profondeur de 65 centimètres ; elles ont la forme indiquée par la figure 683. Leur partie infé-

rieure se termine par un conduit qui sert à l'écoulement de l'alliage liquide dans des lingotières.

En commençant les opérations av. c 1000 quintaux de plomb pauvre,



Fig. 682. — Fourneau d'affinage du plomb d'œuvre par cristallisation.

ne contenant que 13 kilog. d'argent, on obtient, après trois cristallisations successives : 814 quintaux de plomb pauvre, ne renfermant plus que 90 gr. d'argent ;

28 1/2 quintaux de plomb encore plus pauvre, ne contenant que 370 gr. d'argent ;

Enfin 153 1/2 quintaux de plomb riche, contenant 11^k, 660 d'argent, c'est-à-dire les 9/10^{es} de l'argent qui était d'abord disséminé dans les 1000 quintaux du plomb primitif.

Ce qui précède suffit, je pense, pour vous donner une idée exacte de ce qu'on appelle l'*affina e par cristallisation* ou le *pattinsonage*.



Fig. 683. — Vue de la partie inférieure des chaudières.

5. *Traitement des cuivres gris argentifères.* — Lorsque les *cuivres gris* (*Fahlerz* des Allemands) sont abondants dans une localité, comme ils contiennent presque toujours assez d'argent pour qu'il y ait avantage à l'en extraire, on les traite de la manière suivante :



On les pulvérisise, on les grille pour volatiliser le soufre et l'antimoine ; le *cuivre noir* obtenu est alors chauffé avec un fondant convenable pour en retirer un culot de cuivre et d'argent, le fer n'ayant pas été réduit. Le culot est rouge et contient beaucoup plus de cuivre que d'argent.

On fond cet alliage avec environ trois fois et demie son poids de plomb, et on le coule en lingots carrés ou orbiculaires, nommés *pains de liquation*. Ces pains, qui contiennent ainsi trois métaux, cuivre, argent et plomb, sont alors soumis à une chaleur suffisante seulement pour fondre le plomb qui entraîne avec lui l'argent, tandis que le cuivre reste à l'état solide.

Cette opération, dite *liquation*, s'effectue dans un fourneau d'une grande simplicité (fig. 684). Les pains D sont placés de champ sur deux

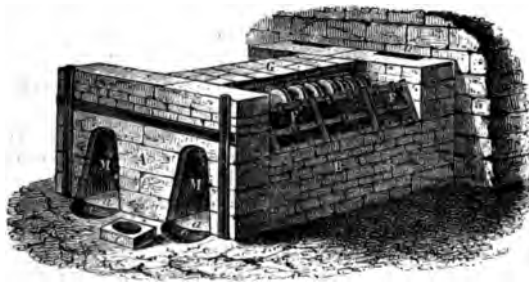


Fig. 684. — Fourneau de liquation pour l'extraction de l'argent des cuivres gris.

plaques de fonte légèrement inclinées, laissant entre elles un petit intervalle au-dessus de l'espace vide M, ménagé dans la maçonnerie B qui supporte les plaques de fonte (fig. 85). Il y a ainsi, de chaque côté du mur central G, deux *aires de liquation*. Les pains qu'elles supportent sont écartés les uns des autres par des coins de bois qu'on enlève à mesure qu'on remplit les intervalles qui les séparent par du charbon de bois ; on ferme alors la paroi ouverte de chaque aire par des plaques de tôle F, F, qui dépassent un peu le niveau supérieur des pains que l'on recouvre entièrement de charbons. On allume ceux-ci, en même temps qu'on fait un feu de bois sous les soles dans l'espace vide M. De petites cheminées ménagées dans le massif activent le tirage. Bientôt la liquation commence ; l'alliage de plomb et d'argent, plus fusible que le plomb pur, fond et tombe au bas de M, d'où il s'écoule dans un bassin de réception C ; on l'enlève de temps en temps avec des poches de fer pour le couler dans des moules en fonte e, qui don-

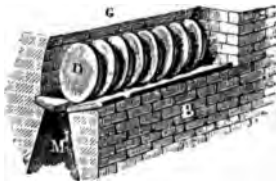


Fig. 685.

nent ainsi des pains lenticulaires de 13 à 14 kilogr. A mesure que l'alliage devient moins fusible par la séparation du plomb, on augmente le feu.

Les pains de cuivre qui restent sur les aires après l'opération, et qui sont devenus très-poreux à la manière d'une éponge par suite de la fusion du plomb argentifère, sont désignés sous le nom de *carcasses*; ils retiennent encore une certaine quantité de plomb et d'argent qu'on en sépare en les soumettant à une plus haute température dans un four particulier dit *four de ressuage*.

Le plomb argentifère provenant des deux opérations précédentes est passé à la coupelle pour en retirer l'argent.

Production annuelle de l'argent. — Le tableau suivant, dont j'emprunte les éléments à M. Whitney, donnera une idée de la répartition et de la production des mines d'argent exploitées actuellement. Les chiffres se rapportent à l'année 1854 :

ANCIEN MONDE.		NOUVEAU MONDE.	
	quint. métr.		quint. métr.
Espagne	466	Mexique	6531
Empire d'Autriche	335	Pérou.....	1119
Grande-Bretagne.....	261	Chili.....	933
Saxe.....	223	Bolivie... ..	485
Empire russe.....	216	États Unis.	82
Prusse	111	Équateur, Nouvelle-Grenade ..	48
Le Harz	111	Australie, Océanie	29
Suède et Norvège.....	76	B Brésil	2
France.....	18		
Petits États d'Allemagne.....	11		
	1,828		9,229

En tout, 11 057 quintaux, représentant une valeur de 244532480 fr. le kilogramme d'argent étant coté à 220 francs. En 1852, Léon Faucher évaluait la production annuelle à 230 millions (1).

En France, les seules usines où l'on s'occupe de l'extraction de l'argent sont celles de Poullaouen, de Vialas, de Pont-Gibaud, de Caronte (Bouches-du-Rhône). Elles ont produit, en 1852, d'après les relevés officiels de la direction des mines, 6286 kil. d'argent fin, représentant une valeur de 1354012 francs.

(1) Au commencement du siècle, de Humboldt écrivait ces lignes : « En général, l'abondance de l'argent est telle dans la chaîne des Andes, qu'en réfléchissant sur le nombre des gîtes de minerais qui sont restés intacts, ou qui n'ont été que superficiellement exploités, on serait tenté de croire que les Européens ont à peine commencé à jouir de cet inépuisable fonds de richesses que renferme le Nouveau-Monde. »

Quarante ans plus tard, un autre observateur fort éclairé, M. Duport, disait : « Les gisements travaillés depuis trois siècles ne sont rien auprès de ceux qui restent à explorer. »



Il est évident que les chiffres précédents sont inférieurs à la production actuelle ; mais il nous manque des renseignements précis à cet égard.

Caractères distinctifs. — Vous connaissez tous, Messieurs, les propriétés physiques de l'argent, puisqu'à chaque instant vous en avez entre les mains ; aussi n'en ferai-je pas l'énumération. Je dirai seulement que, très-malléable et très-ductile, on le réduit en feuilles si minces, que 8000 de ces feuilles superposées ne font pas l'épaisseur de 2 millimètres 1/2, et que 1 gramme peut être tiré en un fil de 2540 à 2550 mètres de longueur (1).

L'argent, dans son état de pureté absolue, est plus dur que l'or, mais moins que le cuivre ; aussi, pour que les monnaies, les bijoux, les ustensiles, les vases que l'on confectionne avec ce métal, puissent conserver leurs formes et résister plus longtemps à l'usure, on est obligé de lui allier une certaine quantité de cuivre. Voici dans quelles proportions on unit les deux métaux :

	Argent.	Cuivre.
Vaisselle, argenterie, médailles.....	950	50
Monnaie française (pièces de 5 fr., de 2 fr., de 1 fr.)...	900	100
— (pièces de 50 cent. et de 20 cent.)...	835	165
Bijouterie.....	800	200
Soudure pour les objets en argent.....	670 à 880	330 à 129

La quantité d'argent qui se trouve dans chacun de ces alliages constitue ce qu'on appelle le *titre* de l'argent. Ce titre est fixé par la loi du 19 brumaire an VI (9 novembre 1797), et par celle des 3-25 mai 1864.

On dit de ces alliages qu'ils sont à un titre d'autant plus élevé, qu'ils renferment plus d'argent. Ainsi, un lingot qui, sur 1000 parties, contient 800 d'argent, est au *titre* de 800/1000. Vous voyez, d'après cela, que notre monnaie d'argent est au titre de 900/1000, tandis que l'alliage pour les bijoux est au titre de 800/1000. Mais comme il serait difficile d'obtenir toujours rigoureusement ces titres par la fusion directe des deux métaux, la loi accorde une *tolérance* au-dessus et au-dessous du titre légal, ainsi qu'il suit :

	Tolérance
Alliage à 900/1000 pour les monnaies.....	3/1000 } au-dessus
— 950/1000 pour les médailles.....	3/1000 } et au-dessous.
— 950/1000 pour la vaisselle et l'argenterie..	5/1000 } au-dessous.
— 800/1000 pour la bijouterie.....	5/1000 }

(1) Comme l'argent doit être au titre légal, ce métal ne peut être filé que dans quelques villes de France, dont les hôtels de monnaies sont pourvus d'une *argue*. On nomme ainsi un fort cabestan qui sert à passer le lingot d'argent dans diverses grosses filières décroissantes, jusqu'à ce qu'on l'ait réduit au calibre d'un tuyau de plume. On s'assure d'abord si le lingot est au titre, on le contrôle et on perçoit le droit ; après quoi on le passe à l'*argue*. Quand le fil est réduit à la grosseur suffisante, le fabricant l'emporte à sa propre tréfilerie.

petit four mobile qu'on appelle *moufle*. Cette moufle *m*, en terre réfractaire, et qui est destinée à recevoir les coupelles, est percée, de chaque côté, d'une ou deux fentes, pour permettre à l'air de se renouveler. La section verticale de la figure 687 montre comment cette moufle

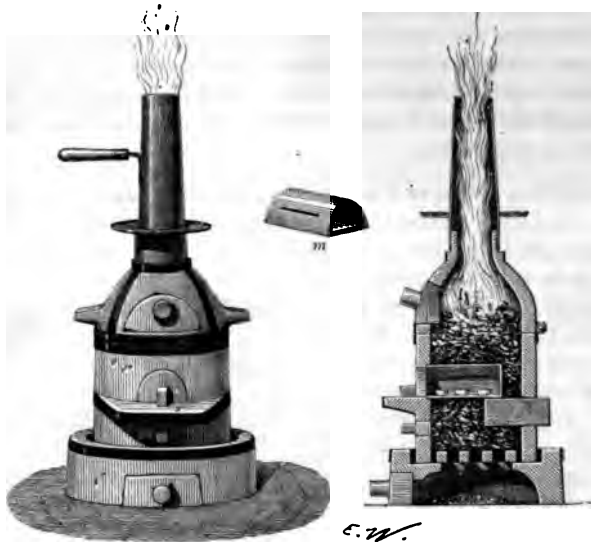


Fig. 687. — Fourneau de coupelle pour les essais d'argent.

est posée au milieu du combustible qui l'entoure de toutes parts. La troisième ouverture antérieure du fourneau est la porte du foyer dont le fond est percé de trous carrés ; la quatrième est la porte du cendrier.

Dans le laboratoire, il y a de petits trous ronds, ou *registres*, par lesquels on introduit une tige de fer pour faire tomber le charbon dans l'intérieur du fourneau. Le dôme est terminé par un tuyau de terre, qui sert de cheminée et que l'on surmonte ordinairement d'un tuyau de tôle pour augmenter le tirage. Dans la partie antérieure du fourneau, se trouve une tablette rectangulaire en terre, faisant corps avec le fourneau, et permettant d'approcher ou d'éloigner à volonté la porte de la moufle.

Pour procéder à l'essai, on pèse très-exactement 1 gramme de l'alliage dont on veut connaître le titre ; on pèse ensuite la proportion de plomb convenable à l'espèce d'alliage. On allume le fourneau, et on place la coupelle au fond de la moufle : aussitôt qu'elle a atteint le rouge blanc, on y met le plomb. Ce métal entre immédiatement en fusion, se débarrasse bientôt de la légère pellicule qui le salissait, et



lorsqu'il est bien nettoyé, on place à la surface du bain et dans le milieu, à l'aide d'une pincette, le fragment d'alliage pesé et enveloppé de papier à l'avance. Le papier prend feu, et l'alliage se dissout dans le plomb.

Bientôt l'oxydation commence; le plomb laisse exhaler des fumées d'oxyde, la coupelle absorbe celui qui n'est pas entraîné par le courant d'air; l'alliage diminue de volume; sa surface, plane d'abord, devient de plus en plus convexe, et l'on voit une foule de points d'apparence huileuse s'agiter à la surface du bain. Ce sont des gouttelettes d'oxyde fondu qui se forment et sont absorbées avec une grande rapidité.

On ramène alors la coupelle vers le devant de la moufle; les gouttelettes présentent un mouvement qui s'accélère de plus en plus, puis elles disparaissent tout à coup; elles sont remplacées par les couleurs irisées les plus vives. Ces bandes colorées qui recouvrent le bouton d'argent présentent aussi un mouvement continu et rapide, mais leur apparition ne dure qu'un instant. Le bouton reprend l'aspect métallique, devient sombre, et repasse brusquement au rouge. Ce dernier phénomène, qui porte le nom d'*éclair* et qui indique la fin de l'opération, est dû à la chaleur qui se dégage au moment où le bouton passe de l'état liquide à l'état solide. On ferme alors la moufle, on laisse refroidir la coupelle, puis on enlève le bouton d'argent, on le brosse pour le débarrasser de tout oxyde adhérent (1), et on le pèse. La perte qu'il a éprouvée pendant la coupellation indique combien l'argent contient de cuivre ou d'autres métaux oxydables à l'air.

Il est bien essentiel de ne point retirer la coupelle du fourneau immédiatement après l'*éclair*, parce que, l'argent se refroidissant trop promptement, il serait possible qu'il *végétât* ou *rochât*, c'est-à-dire qu'il formât une sorte de végétation avec projection d'une certaine quantité de matière.

L'essai ne peut être regardé comme bon qu'autant que le bouton est bien arrondi, que sa surface supérieure est brillante, uniforme et cristalline, que sa surface inférieure est grenue et d'un blanc mat, et enfin qu'il se détache aisément de la coupelle.

Quand la surface du bouton est terne et aplatie, on regarde l'essai comme ayant eu *trop chaud*, et l'on admet qu'il y a eu volatilisation d'un peu d'argent.

(1) Le petit instrument dont on se sert dans ce cas porte dans les ateliers le nom de *gratte-boesses* et par corruption *gratte-brosse*. C'est un pinceau en fils de laiton (fig. 688) parfaitement dressés et solidement réunis en les serrant sur presque toute leur longueur au moyen d'une ficelle qu'on enroule autour d'un manche en bois; le bout du pinceau est coupé très-net et très-droit.



Fig. 688.
Gratte-boesses
ou gratte-brosses.

Quand la teinte du bouton n'est pas uniforme, que sa surface inférieure est bulleuse et qu'il reste des écailles jaunâtres d'oxyde de plomb au fond de la coupelle, le bouton d'essai y adhère alors fortement; à tous ces signes, on juge que *l'essai a eu trop froid* et que l'argent retient encore du plomb.

Ce mode d'analyse, remarquable par sa grande simplicité, ne donne pas des résultats d'une exactitude absolue. La volatilisation de l'argent et son absorption par les coupelles déterminent un abaissement de titre qui va à 1 millième environ pour l'argent fin, et à 4 ou 5 millièmes pour les alliages monétaires. Aussi, dans les hôtels des monnaies, emploie-t-on concurremment une autre méthode, qui a été indiquée par Gay-Lussac en 1831, et qui est connue sous le nom d'*essai par la voie humide*. Je vous en parlerai bientôt.

Prix de l'argent. — Le kilogramme d'*argent pur* ou de *coupelle*, payé en argent monnayé, vaut 222 fr. 22 cent.; mais avec la retenue du change, il ne vaut que 220 fr. 55 cent. Le kilogramme d'argent à 900/1000 vaut 200 fr. ou 40 pièces de 5 fr., et, avec la retenue du change, seulement 198 fr. 50 cent.

Volatilité de l'argent. — Ce métal fond à 1022° et possède une certaine volatilité, puisqu'une lame d'or exposée au-dessus du vase dans lequel il est fortement chauffé se trouve bientôt blanchie et argentée; on sait, d'ailleurs, qu'on trouve des parcelles de ce métal dans la suie des cheminées d'essayers et d'orfèvres.

Altération de l'argent dans l'air. — En raison de son peu d'affinité pour l'oxygène, il n'éprouve aucune oxydation dans l'air pur, à quelque température que ce soit. Lorsqu'il y perd son éclat, cela tient uniquement à la présence accidentelle de l'hydrogène sulfuré, qui produit alors à la surface du métal une pellicule très-mince de sulfure d'argent, qui est d'abord d'un jaune doré, et qui, étant plus épaisse, apparaît ensuite en bleu foncé presque noir. Ce phénomène se montre instantanément quand on cure les fosses d'aisances, ou lorsqu'on cuit des œufs gâtés, et même frais, dans des vases d'argent, car je vous ai déjà dit que le soufre fait partie de cette sorte d'aliment. Le gaz de l'éclairage, avant sa combustion, noircit encore les bijoux et ustensiles d'argent, parce qu'il renferme toujours un peu d'hydrogène sulfuré.

Nettoyage des ustensiles d'argent. — Pour rendre aux ustensiles leur beauté première, il suffit de les frotter avec un peu d'huile ou de craie; mais, lorsque la teinte noire persiste, le mieux est de les plonger un instant dans l'acide chlorhydrique bouillant, ou dans une dissolution de *caméléon minéral* (manganate de potasse). Ces liquides font disparaître le sulfure noir et le détruisent complètement.

On obtient le même résultat, d'après Boettger, en se servant d'une solution saturée de borax, ou d'une lessive caustique de potasse de



concentration moyenne, qu'on porte à l'ébullition et au sein de laquelle on plonge les objets en argent, déposés dans un vase en zinc percé de trous comme un crible. A défaut de vase en zinc, il suffit de toucher en divers points avec une baguette de zinc les pièces plongées dans la liqueur bouillante. Toutes les taches et colorations disparaissent comme par enchantement, et les objets reprennent tout l'éclat des pièces neuves.

L'emploi de la craie, du tripoli, des os calcinés, pour le nettoyage des ustensiles d'argent, est généralement usité dans les ménages ; mais il a l'inconvénient de faire disparaître le mat, et de produire des stries dans les parties polies. Les taches brunes que le contact du sel marin fait naître sur l'argent ne disparaissent que fort difficilement par les moyens ordinaires ; aussi est-on très-fréquemment obligé de recourir à l'orfèvre pour faire rebrunir l'argenterie et lui rendre son aspect primitif. Pour obvier à tous ces embarras et dépenses, on peut utiliser avec succès le moyen commode et expéditif que nous devons à M. Leroy, de Bruxelles, et qui consiste à frotter les pièces d'argent, matées ou polies, avec une toile fine, imbibée d'ammoniaque liquide pure et concentrée. On répète à deux ou trois reprises différentes, si cela est nécessaire, et on ne tarde pas à voir l'argenterie reprendre son beau brillant métallique, comme si elle sortait de l'atelier de l'orfèvre. On essuie à sec avec un morceau de linge bien propre. Les taches occasionnées par le sel de cuisine sont immédiatement enlevées par ce procédé, le chlorure d'argent étant très-soluble dans l'ammoniaque. Quand les pièces d'argenterie sont ciselées, il est bon, alors, de lier un peu de toile au bout d'une petite tige de bois, pour pouvoir passer entre les interstices. On peut ainsi nettoyer une grande masse d'argenterie en peu de temps.

Absorption physique de l'oxygène par l'argent. — Si l'argent est impuissant à s'unir directement avec l'oxygène gazeux, en revanche il possède la singulière propriété, lorsqu'il est pur et maintenu en fusion pendant longtemps, d'absorber jusqu'à 22 fois son volume de ce gaz, mais il l'abandonne totalement en se refroidissant. C'est ce qu'on peut facilement constater en plongeant rapidement dans une cuve à eau, au dessous d'une cloche pleine du même liquide, un creuset rempli d'argent fondu ; on recueille ainsi une quantité notable d'oxygène très-pur. Cette expérience, faite pour la première fois par Samuel Lucas, n'est pas sans danger, car parfois l'oxygène se dégage tout à coup en produisant une violente explosion.

C'est au dégagement de ce gaz qu'est dû le phénomène que présente l'argent pendant sa solidification ; il se produit alors à sa surface une sorte de végétation et parfois une petite portion de métal est projetée au loin : c'est ce qu'on appelle le *rochage* de l'argent. Un fait non moins curieux, c'est qu'une très-petite quantité de cuivre suffit pour

empêcher l'absorption de l'oxygène et par suite le *rochage*, de même que de l'or ajouté à de l'argent fondu détermine aussitôt l'expulsion de l'oxygène en produisant une vive effervescence.

Action des acides. — Il n'y a guère, parmi les acides, que les acides sulfurique, azotique et l'eau régale, qui attaquent l'argent.

Le premier n'a d'action, toutefois, qu'autant qu'il est concentré et bouillant. Il se fait un sulfate qui est peu soluble et il se dégage de l'acide sulfureux :



Le second le dissout à la température ordinaire, en le convertissant en azotate :



L'eau régale agit aussi à froid, mais le métal est transformé, dans ce cas, en une poudre blanche insoluble, qui est du chlorure d'argent : AgCl.

Azotate d'argent. — C'est le seul des sels d'argent qui ait reçu des applications. Si, après avoir dissous le métal dans l'acide azotique, on évapore la liqueur jusqu'à la moitié de son volume primitif, elle donne, par le refroidissement, des cristaux en lames carrées, incolores et transparentes, que les anciens chimistes appelaient *cristaux de lune*. Ces cristaux anhydres ont une saveur styptique et métallique des plus désagréables. Les rayons solaires les colorent assez promptement en brun, en réduisant une partie de l'oxyde à l'état métallique. Le métal révivifié est brun, à cause de son extrême division.

Le sel dont je m'occupe, et qu'on trouve déjà mentionné au neuvième siècle par l'Arabe Geber, éprouve la fusion ignée au-dessous de la chaleur rouge, et forme alors un liquide incolore qui, coulé dans une lingotière (*fig. 689*), se fige en cylindres d'un gris de perle. Si le sel contenait du cuivre, les cylindres auraient une couleur noire. C'est dans cet état que les chirurgiens font usage, depuis longues années, de l'azotate d'argent, sous le nom de *Pierre infernale*, pour ronger les chairs baveuses, en raison de l'action très-caustique qu'il exerce sur les tissus animaux. C'est Glaser qui a parlé le premier, en 1663, de la préparation de l'azotate d'argent fondu et coulé dans des lingotières.

Lorsqu'on pose un cristal d'azotate d'argent sur un charbon ardent, il se décompose avec déflagration, et laisse une couche mince d'argent mat, très-blanc, auquel on donne aisément, par le frottement, le brillant métallique. C'est là ce que Boerhaave nommait l'*argent ardent*.

Mêlé avec du charbon, ou du soufre, ou du phosphore, il détone violemment par le choc.

Il est excessivement soluble dans l'eau. Cette dissolution est promp-



tement décomposée par tous les corps avides d'oxygène, par les matières organiques, et voilà pourquoi elle tache fortement la peau en noir, d'une manière indélébile, ainsi qu'Albert le Grand l'a remarqué le premier. Les coiffeurs l'emploient pour noircir les cheveux rouges

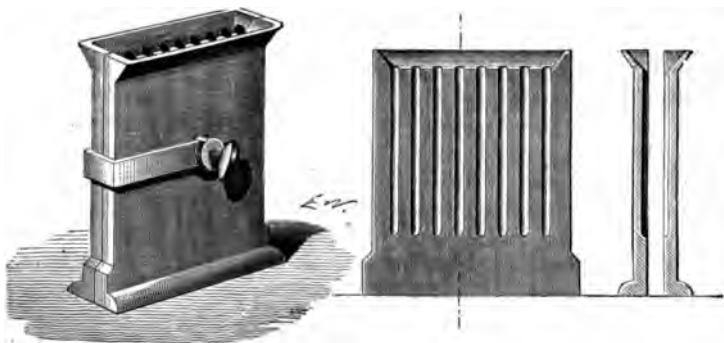


Fig. 689. — Lingotière pour préparer la pierre infernale.

ou blancs, et ils la vendent sous les noms d'*eau de Perse*, d'*eau d'Égypte*, d'*eau africaine* et d'*eau de Chine*. La coloration des cheveux est due à ce qu'ils renferment du soufre, qui donne lieu à la formation d'une légère couche de sulfure noir. Glauber connaissait déjà cette propriété du sel d'argent de brunir les matières organiques ; mais c'est Shaw qui, en 1758, a conseillé l'emploi de sa dissolution pour teindre les cheveux en noir.

Depuis longtemps, en Angleterre, et maintenant en France, on se sert de la même dissolution pour marquer le linge de ménage. A cet effet, on dissout 2 parties d'azotate fondu dans 7 parties d'eau distillée, à laquelle on ajoute 1 partie de gomme arabique, pour la rendre un peu visqueuse. La portion du linge où l'on doit poser la marque est rendue légèrement ferme avec du carbonate de soude ou du savon ; on lui donne un certain poli avec un fer chaud, et l'on écrit ensuite dessus, comme sur le papier, avec la dissolution du sel d'argent, ou bien on imprime les caractères au moyen d'un cachet de bois, gravé en relief, et préalablement trempé dans la liqueur. Pour mieux voir les traits que l'on trace, on colore souvent celle-ci avec un peu d'encre de Chine. En exposant le linge au soleil pendant quelques minutes, les caractères deviennent noirs, par suite de la réduction du sel. Ils sont ineffaçables, et deviennent d'autant plus noirs que le linge est plus souvent lavé. Après deux cents lessives, ils n'ont subi aucune altération.

Ce mode de marquer le linge et les étoffes est bien supérieur à tous les autres, et devrait être généralement adopté.

Pour enlever les taches que l'azotate d'argent fait sur les étoffes et sur les mains, on peut employer une solution concentrée de cyanure ou d'iodure de potassium, ou, plus économiquement, mais avec moins de succès, un mélange à parties égales de bichlorure de mercure et de sel ammoniac. Lorsque les taches sont très-anciennes, elles résistent souvent ; en les humectant avec une dissolution de chlore ou de chlorure de chaux, puis les arrosant d'ammoniaque ou d'hyposulfite de soude, lavant à grande eau, et répétant plusieurs fois ces traitements, on est certain d'enlever jusqu'à la dernière trace des marques.

Une Anglaise, miss Fulham, a reconnu, il y a une cinquantaine d'années, qu'en plongeant du taffetas ou de la soie imbibés d'une dissolution d'azotate d'argent dans un flacon rempli de gaz hydrogène pur, le tissu prend d'abord une teinte brune, puis offre bientôt après une apparence presque métallique. Ce phénomène indique assez que le gaz opère, dans cette circonstance, la réduction du sel. Mais ce moyen d'argenter les tissus n'a pas été suivi, parce que le métal reste grisâtre, irisé et sans grand éclat.



Fig. 690. — Précipitation de l'argent de ses dissolutions par les lames métalliques.

Les lames métalliques qu'on plonge dans la dissolution d'azotate d'argent se recouvrent très-rapidement d'une belle végétation d'argent (fig. 690). En employant le mercure, on obtient l'*arbre de Diane* des alchimistes, ainsi que je l'ai dit dans une autre circonstance. C'est Eck de Sulzbach qui, dans le quinzième siècle, a fait la première mention de l'*arbre de Diane*.

Argent fulminant. — Si, dans la même dissolution, on verse de la potasse, de la soude ou de l'eau de chaux, on isole l'oxyde d'argent, AgO , sous forme d'une poudre olivâtre. Cet oxyde est très-peu stable. Il colore les matières vitreuses en jaune, aussi s'en sert-on quelquefois dans la peinture sur émail. Mais ce qu'il présente de plus remarquable, c'est de former avec l'ammoniaque une poudre fulminante qui est une des plus intactiles que l'on connaisse. On la désigne vulgairement sous le nom d'*argent fulminant*. Sa composition n'est pas encore bien déterminée. On peut admettre, en attendant, que c'est un *ammonium d'oxyde d'argent*, AgO, AzH_3 , ce qui est la supposition la plus simple. Berthollet en fit la découverte à la fin de l'année 1787.

On obtient ce singulier composé en humectant de l'oxyde d'argent, récemment précipité, avec de l'ammoniaque, et laissant sécher à l'air cette bouillie. Une fois sèche, la poudre grisâtre et d'aspect métallique, qui reste dans la capsule de verre où elle a été produite, détone avec un épouvantable fracas, par le plus léger choc, par le simple frottement d'une barbe de plume. Son maniement est donc très-dangereux,



et l'on courrait risque de se blesser grièvement si l'on s'avisait de vouloir l'introduire dans un flacon. En 1843, mon préparateur, Donnet, a failli perdre la vue par l'explosion subite d'ammoniaque d'argent en préparation; ce composé était encore recouvert d'ammoniaque lorsque ce déplorable événement a eu lieu. Vous concevez, Messieurs, qu'une pareille poudre n'a pu recevoir aucun emploi.

Chlorure d'argent. — L'azotate d'argent est, pour les chimistes, un des réactifs les plus précieux. en ce qu'il leur fait reconnaître dans les liquides $1/200000^e$ de chlore libre ou combiné, en y occasionnant un trouble, et par suite un précipité blanc qui a l'apparence du lait caillé (fig. 691). Ce précipité consiste en *chlorure d'argent* tout à fait insoluble dans les acides, mais très soluble dans l'ammoniaque, l'hyposulfite et le sulfite de soude, dans les cyanures et iodures alcalins, ainsi que dans les chlorures alcalins concentrés.

Les anciens appelaient ce composé *Lune cornée*, *Argent corné*, parce que, après avoir été fondu, il est mou, flexible et assez semblable à la corne. Crollius connaissait déjà, à la fin du seizième siècle, la précipitation de l'azotate d'argent par le sel marin. C'est Boyle qui, le premier, a proposé d'employer une dissolution d'argent dans l'eau-forte, comme réactif et comme moyen de doser la quantité de sel commun ou d'esprit de sel (acide chlorhydrique) contenu dans les eaux.

Le chlorure d'argent est le plus insoluble de tous les composés métalliques; il faut peut-être plus de cent millions de parties d'eau pour en dissoudre une partie. Cette circonstance est éminemment précieuse dans les analyses, en ce qu'elle permet de doser l'argent, à l'état de chlorure, avec une très-grande exactitude. Gay-Lussac en a tiré un admirable parti, en 1830, pour l'essai des monnaies et autres alliages d'argent.

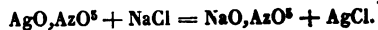
Essai des alliages d'argent par la voie humide. — Son procédé, connu sous le nom d'*Essai par la voie humide*, est adopté dans tous les hôtels de monnaies et les bureaux de garantie. Il repose sur ce fait que la même quantité d'argent pur ou allié exige pour sa précipitation une quantité constante de dissolution de chlorure de sodium. Or, l'expérience a indiqué que pour convertir 1 gramme d'argent en chlorure, il faut $0^r,5417$ de sel marin pur et fondu. Si donc l'on dissout 1 gramme de l'alliage d'argent dans l'acide azotique, et qu'on verse dans la liqueur une dissolution titrée de sel marin, jusqu'à ce que tout



Fig. 691. — Précipité caillé formé par les composés du chlore dans l'azotate d'argent.

l'argent soit précipité à l'état de chlorure, on trouvera facilement le titre de l'alliage par le volume de la dissolution employée.

La réaction est fondée sur cette équation :



La *dissolution normale* de sel marin est composée de telle manière que, dans 1/10^e de litre, elle contient autant de sel qu'il en faut pour précipiter complètement 1 gramme d'argent pur. L'instrument qui sert à mesurer cette liqueur d'épreuve est une pipette graduée de manière que 1/10^e de litre y est divisé en 100 parties, dont chacune est égale à 1 centimètre cube, et précipite 10 milligrammes d'argent (*fig. 692*).

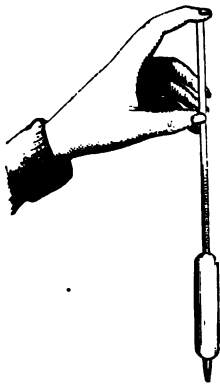


Fig. 692. — Pipette de 100^{cc} pour mesurer la liqueur d'épreuve.

Mais, pour mieux évaluer les millièmes, on se sert, en outre, d'une *dissolution décime* faite en versant 1 décilitre de *liqueur normale* dans un vase de la capacité d'un litre qu'on achève de remplir avec de l'eau distillée. Il est évident, d'après cela, qu'un litre de *liqueur décime* peut précipiter 1 gram. d'argent, et que la millième partie ou 1 centim. cube de la même liqueur précipite exactement la millième partie d'un gramme ou 1 milligram. de ce métal.

La première condition à remplir dans les essais par la voie humide étant d'opérer sur une quantité d'alliage contenant approximativement 1 gramme d'argent, on commence toujours un essai par déterminer, à l'aide de la coupellation, le titre du lingot ou de la pièce. Des tables faites avec grand soin indiquent les quantités ou les *prises d'essais* pour chacun des titres.

Soit un lingot dont le titre a été trouvé égal à 885 millièmes par la voie sèche; les tables disent qu'il faut en prendre 1^{er},130, pour équivaloir à 1 gr. d'argent fin; en effet,

$$885 : 1000 :: 1,000 : x = 1,1209, \text{ ou en nombres ronds } 1^{\text{er}}, 130.$$

On pèse donc 1^{er},130 de cet alliage; on l'introduit dans un flacon à l'émeri de 2 décilitres environ; on le dissout au bain-marie dans 5 ou 6 centim. cubes d'acide azotique pur à 32° B; on chasse avec un soufflet terminé par un tube de verre les vapeurs nitreuses dont l'atmosphère du flacon est remplie, et on introduit dans le flacon, au moyen de la grande pipette, 100 centim. cubes ou 1 décilitre de *liqueur normale*.

On bouche le flacon et on l'agite vivement pendant 2 ou 3 minutes; la liqueur devient alors claire, et le précipité de chlorure d'argent tombe rapidement au fond du flacon.

Il est évident que si l'alliage est réellement au titre de 885 millièmes, l'argent doit être complètement précipité, et la liqueur ne doit pas renfermer un excès de sel marin. Si le titre est plus fort, il reste encore de l'argent dans la liqueur; s'il est plus faible, l'argent a été complètement précipité, mais il y a dans la liqueur un excès de sel marin.



DE L'ESSAI PAR LA VOIE HUMIDE.

625

Pour s'en assurer, on mesure 1 centimètre cube de la *liqueur salée décime* dans une petite pipette faite exprès, et on la laisse tomber d'un jet continu dans le flacon. S'il reste de l'argent dans le liquide clair, il se forme un nuage blanc très-sensible; on agite de nouveau, et on verse dans la liqueur éclaircie un second centimètre cube de *dissolution décime*.

Supposons qu'après avoir ajouté 2 centimètres cubes de celle-ci, et avoir observé deux fois un nuage blanc, l'addition d'un troisième centimètre cube ne produise plus de précipité; il est évident que ce troisième centimètre cube, n'ayant déterminé aucun trouble, ne doit pas être compté en totalité; on en prend la moitié, ce qui fait 2 centimètres cubes $\frac{1}{2}$ de *liqueur décime* employée.

On a alors, pour la quantité d'argent contenue dans la prise d'essai (1^{re}, 130), 1000 milligrammes de *dissolution normale*, représentant 1 gramme d'argent pur, plus 2^{es}, 5 de *dissolution décime* représentant 2 milligrammes $\frac{1}{2}$ d'argent, soit en tout 1002,5 d'argent. Pour ramener le titre à 1000 ou à 1 gramme d'alliage, on pose donc la proportion suivante :

$$1,130 : 1002,5 :: 1000 : x = \frac{10025 \times 1000}{1130} = 0,887,10.$$

La pièce est donc au titre de 887 millièmes.

Pour éviter ces calculs, Gay-Lussac a encore dressé des tables par lesquelles on arrive immédiatement au titre, d'après les données de l'expérience.

Si le premier centimètre cube de *liqueur décime* qu'on verse dans la solution d'argent qui a déjà reçu le décilitre de *liqueur normale*, ne produit pas de nuage blanc, il est clair que l'alliage n'a pas un titre supérieur à celui indiqué par la voie sèche, mais peut être au-dessous; dans ce cas, il doit y avoir un excès de sel marin dans le liquide. C'est ce que l'on reconnaît au moyen d'une dissolution d'azotate d'argent contenant 1 gramme d'argent pur par litre et qu'on appelle *liqueur décime d'argent*.

On commence donc par verser dans le flacon d'essai un centimètre cube de *liqueur décime d'argent*, qui précipite le centimètre cube de *liqueur salée décime* que l'on avait ajouté et que l'on doit neutraliser. On éclaircit la liqueur par l'agitation, puis on ajoute un nouveau centimètre cube de *liqueur décime d'argent*; s'il produit un trouble, on agite de nouveau le flacon et on verse un troisième centimètre cube de même liqueur d'épreuve dans le liquide éclairci. On continue jusqu'à ce que l'addition d'un nouveau centimètre ne trouble plus le liquide du flacon.

Supposons qu'il ait fallu employer 4 centim. cubes de *liqueur décime d'argent*: le dernier centimètre cube n'ayant pas servi, on l'efface, et l'on prend la moitié du troisième. On a donc réellement employé 2 centimètres cubes $\frac{1}{2}$ de liqueur d'épreuve pour décomposer le sel marin resté libre après l'addition du décilitre de *liqueur normale salée*. C'est donc 2 millièmes $\frac{1}{2}$ qu'il faut retrancher du titre $\frac{885}{1000}$ et le titre exact sera $\frac{882,5}{1000}$ (1).

Dans les hôtels des monnaies et les bureaux de garantie, où un grand nombre d'essais doivent être faits chaque jour, on fait usage d'appareils qui permettent d'y apporter autant de célérité que de précision. Voici les principaux :

1. La figure 693 représente celui qui sert à mesurer la *liqueur normale*. Celle-ci est contenue dans un vase en cuivre étamé A, exactement fermé pour empêcher toute évaporation, et pourvu seulement d'un tube de Mariotte b pour la rentrée de l'air. Un tuyau coudé c, muni d'un robinet d, et adapté à un tube vertical en verre ee qui contient un petit thermomètre dans son intérieur, permet de

(1) Voir, pour plus de détails, le mémoire de Gay Lussac : *Instruction sur l'Essai des matières d'argent par la voie humide*. 1832. Paris, in-4^e, Imprimerie royale.

faire couler la liqueur dans la pipette de décilitre *p*. Cette dernière est reliée au tube *ee* par un cylindre métallique *i* à deux robinets *l*, *m*.

Lorsqu'on veut remplir la pipette, on bouche avec le doigt son extrémité effilée *n*, et on ouvre tous les robinets jusqu'à ce que la liqueur, qui arrive en filet mince tandis que l'air s'échappe par la petite ouverture latérale *o*, s'élève un peu au-dessus du trait *l* qui indique exactement la mesure d'un décilitre. On ferme alors les robinets, et l'on glisse au-dessous de la pipette une tablette à coulisse *ss'* qui supporte une cuvette *u* et un compartiment *v* dans lequel se trouve le flacon *x* contenant la dissolution d'argent à titrer. Du centre de la cuvette *u* part une sorte de champignon portant une petite éponge destinée à absorber la goutte de liqueur qui reste ordinairement suspendue à l'extrémité *n* de la pipette, après qu'on a laissé descendre la colonne de liqueur jusqu'à la ligne de repère *l*. On fait alors glisser la tablette de manière à amener l'ouverture du flacon *x* sous la pipette, puis on ouvre de nouveau le robinet *m* pour que celle-ci se vide entièrement dans la dissolution d'argent. On néglige la dernière goutte qui reste adhérente à la pointe de la pi-



Fig. 693. — Appareil pour le mesurage de la liqueur normale dans les essais d'argent.



Fig. 694. — Support à compartiments pour faire les dissolutions d'argent.

pette, parce qu'elle est en plus du décilitre de liqueur écoulee de plein jet.

2 Le traitement par l'acide azotique des différents échantillons d'alliage monétaire s'effectue dans des flacons numérotés, qu'on place dans les compartiments d'un support métallique (fig. 694). Pour activer la dissolution de l'argent, on plonge ce support dans une bassine à moitié remplie d'eau chaude. Lorsque la réaction est terminée, on souffle dans chaque flacon pour chasser les vapeurs rutilantes (fig. 695), on y introduit ensuite le décilitre de liqueur normale, et on transporte tous les flacons, fermés par leurs bouchons à l'émeri, dans un second support à compartiments *A* (fig. 696) suspendu à un ressort d'acier *cd* fixé au moyen d'écrous sur une potence en bois, solidement scellée dans le mur; au-dessous du support se trouve un ressort à boudin *ab* dont l'extrémité inférieure est enclavée dans le parquet du laboratoire.

Vous comprenez qu'en appuyant sur le support à l'aide du manche *f* qui le surmonte, le ressort d'acier *cd* s'abaisse, tandis que le ressort à boudin *ab* se comprime; l'agitation de tous les flacons à la fois est rendue ainsi plus facile; après quelques minutes de ces oscillations, toutes les liqueurs sont complètement éclaircies et le chlorure d'argent est totalement aggloméré au fond des flacons.



3. Au lieu d'une pipette ordinaire pour mesurer la *liqueur salée décimale*, on se sert de préférence d'un tube *a* (fig. 697) effilé à son extrémité inférieure et por-

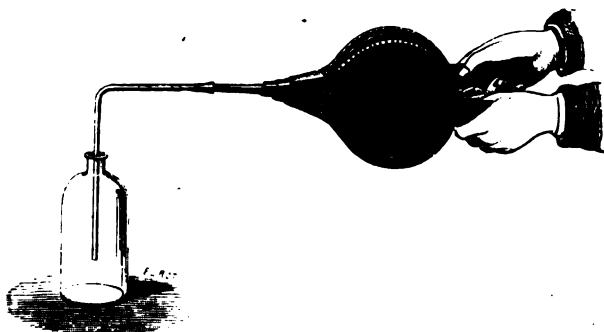


Fig. 695. — Sifflet pour chasser les vapeurs rutilantes.

tant un trait de repère correspondant à une capacité d'un centimètre cube; il est muni d'un bouchon qui sert à fermer le flacon *b* contenant la liqueur décimale.

Lorsqu'on veut prélever un centimètre cube de celle-ci, on applique le doigt sur l'ouverture supérieure du tube, on sort ce dernier du flacon, on soulève le doigt, de manière à laisser écouler lentement le liquide, jusqu'à ce qu'il affleure au trait, on réapplique le doigt pour arrêter l'écoulement, et on peut alors porter ce centimètre cube de liqueur

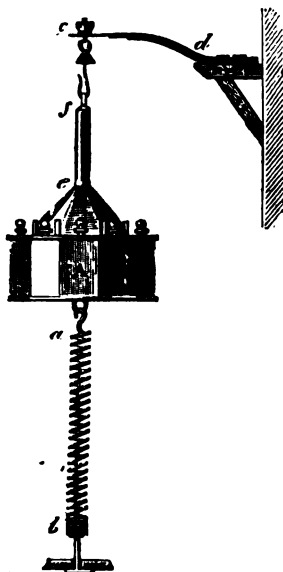


Fig. 696. — Agitateur pour les essais d'argent.

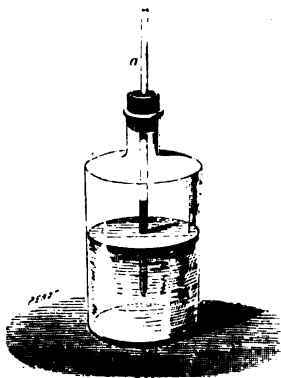


Fig. 697. — Petit appareil pour mesurer la liqueur décimale.

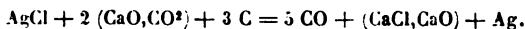
décimale dans les flacons d'essai qui ont subi l'agitation précédemment décrite.

Action de la lumière sur le chlorure d'argent. — Exposé à la lumière directe ou diffuse du soleil, le chlorure d'argent bleuit, devient

violet et même noir. Cette propriété l'a fait employer, il y a plusieurs années, avec beaucoup de succès, pour donner aux tissus une couleur d'un gris bleuâtre clair d'une très-grande fixité. Pour cela, on trempait les étoffes dans une solution d'azotate d'argent fondu, et, après les avoir fait sécher, on les immergeait dans un bain de chlorure de chaux. En retirant les pièces des cuves, une belle couleur se développait à leur surface, mais elle n'était uniforme qu'autant que toute la pièce était immédiatement exposée au contact de la lumière.

C'est à cause de son impressionnabilité à l'action de la lumière qu'on tire un parti si avantageux du chlorure d'argent dans les expériences photographiques. C'est surtout lorsqu'il est très-divisé ou exposé en pellicules minces à la lumière que sa coloration en brun s'effectue, pour ainsi dire, instantanément. Un effet de ce genre se produit à chaque moment dans nos ménages, lorsque les pièces d'argenterie ont le contact du sel marin; vous savez qu'elles se ternissent immédiatement et, pour peu que le contact se prolonge, elles se recouvrent de taches brunes fort désagréables à la vue. Eh bien! c'est une mince pellicule de chlorure d'argent qui se produit à leur surface et qui noircit aussitôt par l'effet de la lumière. Ceci vous explique maintenant pourquoi on dore l'intérieur des salières d'argent.

Préparation de l'argent pur. — Lorsqu'on veut se procurer de l'argent absolument pur (*argent vierge du commerce*), on calcine dans un creuset de porcelaine, à la chaleur de la forge, 100 parties de chlorure d'argent préalablement mélangé avec 70 parties de craie et 4 à 5 parties de noir de fumée. De l'oxyde de carbone se dégage, de l'oxychlorure de calcium se produit et l'argent est ramené à l'état métallique. L'équation suivante donne la clef de la réaction qui s'accomplit dans le creuset :



Après le refroidissement, l'argent est au fond du creuset en un culot que recouvre une scorie d'oxychlorure de calcium. On détache facilement celle-ci, on lave l'argent, on le sèche, on le fait fondre de nouveau et on le réduit en grenaille en le faisant tomber de haut sous forme de gouttes dans une terrine pleine d'eau froide (*fig. 698*).

M. Levol a indiqué un moyen plus commode pour réduire le chlorure d'argent. Il suffit de le faire bouillir avec une dissolution de potasse caustique dans laquelle on a dissous préalablement un peu de sucre. Ce dernier réduit en peu de temps le métal, en donnant lieu à un dégagement d'acide carbonique, et, après les lavages convenables, on obtient l'argent à l'état pulvérulent.

Si l'on fait chauffer du chlorure d'argent dans une bassine de fonte ou de zinc, avec de l'eau et quelque peu d'acide chlorhydrique ou sulfurique, il se passe un fait curieux. Le métal de la bassine enlève le



chlore au chlorure d'argent, et l'argent reste en masse poreuse, qu'il suffit de laver pour l'avoir pur. Cette réduction est opérée par suite de

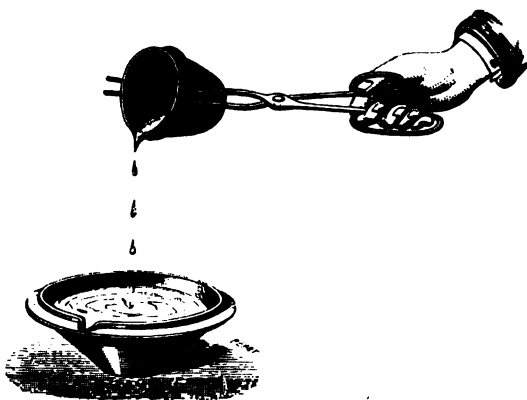


Fig. 698. — Réduction de l'argent pur en grenaille.

cette loi : que les métaux ayant la même tendance relative pour le chlore que pour l'oxygène, ceux de la première section enlèvent le chlore aux chlorures des sections suivantes, et ainsi de suite.

TRENTE-HUITIÈME LEÇON

SUITE DES MÉTAUX DE LA SIXIÈME SECTION.

SOMMAIRE. — Application du chlorure d'argent à l'argenterie des métaux. — Des autres modes d'argenterie du cuivre et du laiton. — *Plaqué.* — Des *Nielles.* — De l'Or. — Ses mines et son extraction. — Sables aurifères et rivières qui charrient de l'or. — Du *départ* et de l'*affinage* des alliages d'or et d'argent. — Des alliages d'or employés. — Essais d'or. — Épreuve à la pierre de touche. — Moyen de reconnaître les pièces fausses. — De la dorure des métaux. — De la *Galvanoplastie.* — Argenterie galvanique. — Dorure sur porcelaine. — Dorure à l'huile ou à la colle.

Argenterie des métaux. — Après la fabrication des monnaies et des ustensiles culinaires, l'un des emplois les plus fréquents de l'argent, c'est de servir à recouvrir le cuivre, le laiton et autres métaux de moindre valeur ou dangereux d'une couche qui leur donne un aspect plus agréable et permet de les appliquer aux usages domestiques, sans une élévation bien considérable de leur prix. Cet art, très important au

point de vue de l'hygiène, au même titre que l'*étamage*, porte le nom d'*argenture*. Il est nécessaire de vous en donner une idée précise.

Le procédé le plus ancien pour l'argenture du cuivre consiste à appliquer à la surface de ce dernier métal, préalablement bien décapé et préparé, des feuilles d'argent très-minces qu'on fait adhérer, à l'aide de la chaleur et d'une pression longtemps exercée, au moyen d'un brunissoir d'acier; on applique ordinairement 4 à 8 feuilles à la fois sur le cuivre, et on en superpose ainsi 20, 40, 50, 60, suivant la solidité et la durée qu'on veut donner à l'argenture. On termine le travail en *brunissant à fond*, c'est-à-dire qu'avec un instrument en acier on polit avec soin toutes les places, de manière à ce qu'on ne puisse apercevoir aucun joint, et que l'œil le plus exercé ne puisse distinguer une pièce argentée d'une semblable pièce en argent (1).

Ce mode d'argenter est fort dispendieux et ne peut guère être pratiqué sur les petites pièces de métal destinées aux ornements, surtout lorsqu'elles sont relevées en bosse; et puis, l'argent n'étant que superposé sur le cuivre, l'usure en est assez prompte. Un autre inconvénient de cette *argenture à la feuille*, c'est qu'on ne peut réparer une pièce usée en quelques endroits sans la réargenter en entier.

Un Allemand, nommé Mellawitz, a imaginé une autre manière d'argenter le cuivre, dont on fait usage pour les cadrans d'horlogerie et les limbes gradués des instruments de physique. On lui a donné le nom d'*argenture au ponce* ou *au bouchon*, parce qu'on l'applique sur le cuivre par frottement.

La base des préparations employées pour cette argenture est presque toujours le chlorure d'argent. Si l'on frotte une lame de cuivre ou de laiton avec ce chlorure récemment précipité et humecté d'un peu d'eau salée, l'argent revient à l'état métallique, pénètre assez profondément dans le cuivre, et forme à sa surface une croûte très-solide, qu'on rend encore plus adhérente en faisant rougir la pièce et en la brunissant.

Les ouvriers ont une foule de recettes pour argenter de cette manière.

Voici les deux qui sont le plus fréquemment employées :

I		II	
Chlorure d'argent.....	3	Chlorure d'argent	1
Carbonate de potasse.....	6	Crème de tartre.....	3
Chlorure de sodium.....	3	Sel marin.....	5
Craie.....	2		

(1) C'est là sans doute le procédé qu'employaient les anciens pour argenter le cuivre. En 1817, j'ai fait l'examen de pièces gauloises trouvées à Avranches; elles étaient en cuivre recouvert d'argent. Quand on apprend par Pline qu'il y avait, bien avant son époque, des faux monnayeurs, et qu'on fabriquait des *monnaies fourrées*, on n'est plus étonné de trouver l'argenture pratiquée avec succès, et dès les premiers temps de l'Empire romain et chez les Gaulois, car cet art est beaucoup moins difficile que l'altération des monnaies, que la coupellation, que l'art de l'essayeur, déjà connus et mis en œuvre.



On triture ensemble ces matières avec un peu d'eau pour en faire une pâte qui doit être broyée jusqu'à ce que le mélange soit bien homogène; on le conserve dans des vases en faïence ou en porcelaine pour qu'il ne soit pas altéré par la lumière.

Aujourd'hui on remplace avec avantage le chlorure par le cyanure d'argent.

On emploie aussi le chlorure d'argent par la voie humide, et ce procédé appliqué à l'argenture des épingles, agrafes, boucles, boutons et autres petits objets, a reçu des ouvriers le nom de *bouillitoire*. Il y a encore dans les ateliers une foule de recettes à cet égard, mais toutes se résument, en définitive, à rendre le chlorure d'argent soluble au moyen des chlorures alcalins, sel marin ou sel ammoniac, et à plonger dans les liqueurs bouillantes les pièces de cuivre bien décapées. Celles-ci se recouvrent promptement d'une couche d'argent très-brillante, sans taches ni aspérités: on les lave ensuite avec soin et on les sèche immédiatement.

Si l'on brise une de ces pièces, on remarque que l'argent a pénétré le cuivre. Si quelque partie se détériore ou se trouve altérée par les vapeurs d'hydrogène sulfuré, on peut la réparer facilement sans retoucher à toute la pièce; il suffit de la frotter avec de la *pâte* ou de la *poudre à blanchir*, c'est-à-dire avec le chlorure ou le cyanure d'argent.

Dans l'*argenture par immersion* ou *au trempé*, inaugurée, en 1840, par Elkington, et généralement substituée aux *bouillitoires*, on plonge les pièces décapées dans un bain bouillant de cyanure double de potassium et d'argent contenant 5 grammes d'argent par litre.

Mais c'est surtout l'*argenture galvanique* qui est actuellement le procédé usuel. J'y vais revenir en vous parlant de la dorure.

Doublet ou Plaqué. — Ce qu'on appelle le *Doublet* ou le *Plaqué* est du cuivre recouvert d'une plaque d'argent destinée à remplacer l'argenture ordinaire, toujours assez coûteuse en raison de son peu de solidité. Ce genre d'industrie, anciennement connu des Gaulois (1), et que l'Anglais Th. Bolsower fit revivre, en 1742, à Sheffield, a été exploité avec une grande perfection en France depuis les premières années du dix-neuvième siècle. En 1833, on exportait pour plus de 3 millions de francs de plaqué français; depuis l'adoption des nouvelles méthodes d'argenture qui ont permis d'obtenir des résultats plus satisfaisants sous le double rapport de la perfection du travail et de l'économie, la fabrication du plaqué a diminué considérablement. Voici, du reste, comment on l'exécute :

(1) On a trouvé à Alise, aujourd'hui Provins, des objets d'airain et de cuivre plaqués d'argent, dont un porte le nom de l'artiste. On connaît également des agrafes en fer, damasquinées d'argent, confectionnées dans la Bourgogne. (Voir mon *Dixième Mémoire sur des analyses de plusieurs produits d'art d'une haute antiquité*, loc. cit.)

Après avoir choisi une plaque de cuivre du poids de 10 kilogr. et de 2 centimètres environ d'épaisseur, on rend un de ses côtés parfaitement uni, et, à l'aide du laminoir, on l'étend à peu près au double de sa surface. On passe alors sur le côté poli une forte dissolution d'azotate d'argent, puis on applique dessus une plaque d'argent fin laminée, de manière à recouvrir entièrement le cuivre, et même à le déborder tout autour de 1 à 2 millimètres. On rabat cet excédant sur la surface non grattée du cuivre, de manière que l'argent ne peut ni glisser ni se séparer. On chauffe alors au rouge brun les deux plaques superposées, on les passe au laminoir pour chasser l'air qui se trouve entre les deux métaux, et les amener au degré d'amincissement convenable. C'est par la privation entière de l'air et la compression que les métaux adhèrent, sans soudure, entre eux, de manière à ne pouvoir plus être séparés.

On plaque au degré de force qu'on désire, en donnant à la lame d'argent le dixième, le vingtième, le quarantième du poids primitif du cuivre. Pour plaquer au dixième, on applique sur le cuivre, qui pèse 10 kil. une lame d'argent du poids de 1 kil. Les deux métaux, laminés ensemble et réduits à l'épaisseur d'environ 1 millimètre, conservent toujours le même rapport d'épaisseur, de sorte que l'argent est toujours le dixième de l'épaisseur totale. On ne plaque pas plus bas qu'au quarantième.

Le plaqué d'or et de platine est fait de la même manière. Seulement la liqueur d'*amorce* consiste en une dissolution d'or ou de platine dans l'eau régale.

C'est par ces différents moyens, l'*argenture* et le *plaqué*, qu'on est parvenu à multiplier les services que peut rendre l'argent. Il serait à désirer que l'usage de ce métal se répandit de plus en plus, surtout pour la préparation des aliments, en raison de son inaltérabilité et de son innocuité.

Si l'argent de vaisselle n'est pas altéré visiblement par la plupart des liquides ou des mets avec lesquels on peut le mettre en contact, ce ne serait pas, cependant, sans danger, qu'on mangerait des aliments ayant séjourné et s'étant refroidis dans des vases d'argent, surtout dans ceux au titre de 800/1000. Une cuillère d'argent à ce titre, laissée pendant quelques heures dans une infusion sucrée de violettes ou de tilleul, suffit pour donner à ces liquides une saveur métallique désagréable et bien prononcée. (D'ARCT.)

Des Nielles. — **Niellage.** — Je n'abandonnerai pas l'histoire de l'argent sans vous apprendre comment on obtient ces belles incrustations noires sur fond blanc, qui servent à faire des tabatières, des garnitures, des dorures et d'autres objets d'ornement que la mode a remis en faveur depuis plusieurs années. C'est ce qu'on appelle des **NIELLES**.

Le **NIELLAGE** ou la **NIELLURE** consiste à produire sur des objets en ar-



gent des dessins qui ne s'en détachent que par leur couleur foncée, puisqu'ils ne sont ni en relief ni en creux sur la pièce métallique. On parvient à ce résultat en gravant ou ciselant assez profondément les dessins sur la plaque d'argent, et en remplissant ensuite les traits de la gravure au moyen d'un émail noir. On obtient cet émail en fondant dans un creuset 38 parties d'argent, 72 de cuivre, 50 de plomb, 36 de borax et 384 de soufre, coulant les sulfures dans l'eau, pulvérisant la grenaille noire et la lavant avec une dissolution faible de sel ammoniac, puis avec de l'eau légèrement gommée.

On applique la nielle, en consistance de pâte, dans les creux de la plaque d'argent préparée, et on la chauffe jusqu'au rouge brun ; aussitôt que le mélange est bien fondu sans soufflures et qu'il fait corps avec le métal, on retire la pièce du feu ; après son refroidissement, on ôte à la lime douce la nielle qui dépasse les traits de la gravure, et on polit ensuite la surface par les moyens ordinaires. L'opposition de la teinte de la nielle avec celle de l'argent brillant produit ainsi de très-beaux effets. Vous voyez donc, en définitive, que la nielle n'est qu'un triple sulfure d'argent, de cuivre et de plomb incrusté dans une lame d'argent.

Ce mode de décoration, inventé par les Égyptiens et les Tschudes, ces anciens mineurs de la Scythie, longtemps avant l'ère chrétienne, et devenu un art de prédilection dans l'Orient, paraît avoir été importé de Byzance en Italie vers le septième siècle : on l'employait particulièrement à orner les vases sacrés et les armes des chevaliers. Les artistes italiens du quinzième siècle le pratiquèrent avec une rare perfection, mais la découverte de la gravure en taille-douce le fit abandonner jusqu'à ce que Benvenuto Cellini s'occupât de le ranimer, vers 1550. Mais bientôt il se découragea, et les nielles retombèrent dans l'oubli. Toutefois, les Orientaux continuèrent à les fabriquer dans des limites très-restreintes ; ils se bornaient à tracer des arabesques qu'ils incrustaient sur l'or de leurs armes somptueuses.

Les Russes, qui reçurent les premières leçons sur l'art de nieller des Byzantins, à l'époque où les Barbares qui habitaient la Moscovie se convertirent au christianisme, faisaient aussi quelques petites pièces d'orfèvrerie niellée. On les recherchait en Europe comme choses curieuses, malgré leur excessive grossièreté, lorsque Wagner et Mention ouvrirent à Paris, en 1810, un atelier d'où sortirent tout à coup des nielles aussi remarquables que celles du quinzième siècle. Ces artistes ont mis à profit les perfectionnements inouïs de la mécanique moderne pour imprimer sur l'argent la gravure qu'ils veulent nieller, pour reproduire, par ce moyen, autant qu'il leur plait, le même décor, la même composition, et par conséquent réduire considérablement le prix. Ils ont commencé d'abord par faire les pièces que nous fournissait l'étranger ; leur supériorité a bientôt banni de France les tabatières russes, qu'on s'obstine à nommer très improprement *tabatières de platine*.

Au reste, la fabrication des nielles en Russie n'a pas l'importance que l'on serait porté à lui attribuer ; elle ne s'y exerce pas dans de grands ateliers ; de petits établissements sont consacrés à son exploitation dans la ville de Vologda particulièrement, et sur une échelle encore plus restreinte à Toulouze, qui cependant leur donne son nom dans l'occident de l'Europe.

De l'Or.

Importance de ce métal. — Idées des alchimistes. — Voici le métal qui, à toutes les époques de la civilisation, a toujours occupé le premier rang dans l'estime des hommes, et servi à représenter à leurs yeux la richesse et la puissance. La prééminence de l'or sur les autres métaux provient non seulement de sa rareté, mais aussi de ses précieuses qualités. Pourvu d'une magnifique couleur, acquérant par le poli un très-vif éclat, inaltérable par la plupart des agents, l'air, le soufre, les gaz, les acides, recevant toutes les formes avec une merveilleuse facilité, en raison de sa mollesse, de sa malléabilité et de sa ductilité, qui sont portées au plus haut degré, ses applications sont et peuvent être innombrables, soit pour la confection des ustensiles de première nécessité, soit pour les exigences du luxe le plus raffiné.

L'orfèvre et le joaillier le façonnent en vases, chaînes, bijoux, et s'en servent pour enchâsser les pierres précieuses, dont ils augmentent ainsi l'éclat et la beauté ; le passementier et le fabricant de tissus l'associent à leurs brillantes étoffes de soie. On l'applique sur le bois, le carton, la porcelaine et certains métaux, tels que l'argent, le cuivre, le laiton. Garantis ainsi des influences destructives, les deux derniers sont bien plus durables, et peuvent, en quelque sorte, remplacer le métal dont ils reçoivent toute leur valeur.

Il n'est pas étonnant qu'un métal aussi précieux que l'or ait été l'objet des recherches les plus persévérantes des alchimistes, qui se flattaient sans cesse de pouvoir le créer dans leurs opérations, et d'en obtenir un remède universel. Pour les médecins arabes et les adeptes du moyen âge, l'or ou le soleil possédait des propriétés surnaturelles. Ils le faisaient porter en amulettes pour égayer les mélancoliques, et comme préservatif de la lèpre. L'immersion du métal rouge de feu dans les tisanes suffisait pour leur communiquer une vertu cordiale. Pour restaurer les malades épuisés, ils leur administraient le fameux *bouillon d'or*, qui consistait en un ducat cuit pendant vingt-quatre heures avec une vieille poule ou un vieux coq, ou ils saupoudraient leurs mets de poudre d'or.

On ne saurait croire le nombre des préparations dites *solaires*, dont, malgré leur nom et à cause de leur vicieuse confection, l'or ne faisait pas toujours réellement partie. L'une des plus célèbres était la *Liqueur d'or* ou les *Gouttes d'or* du général Lamotte, si renommées sous



Louis XV, qu'on les vendait un louis la goutte ! Mais de toutes les vertus dont on l'avait gratifié, l'or, aux yeux des médecins modernes, n'en conserve plus que quelques unes sur la réalité desquelles on n'élève aucun doute. Sa poudre, ses oxydes et surtout son chlorure, sont utilisés avec succès dans le traitement de la syphilis, et en général des affections lymphatiques.

Historique. — Les anciens tiraient l'or de l'Inde, du pays de Sofala sur la côte orientale de l'Afrique, de l'Arabie, du Caucase, de la Thrace, de la Macédoine, de l'Espagne, etc. Il était beaucoup plus commun que l'argent dans les régions centrales de l'Asie, en Judée, etc., et on en fabriquait toutes espèces de vases, d'ustensiles, de meubles, de statues (1). Il devint de bonne heure le signe représentatif par excellence de la valeur des choses ; toutefois ce ne fut que sous Darius le Mède, de 560 à 536 ans avant Jésus-Christ, qu'il fut monnayé : c'est pour cela que les premières pièces d'or frappées portèrent longtemps le nom de *variques* : elles représentaient 25 fr. de notre monnaie. Ce n'est qu'à l'époque de Philippe de Macédoine que les Grecs commencèrent à avoir des monnaies d'or qui furent connues sous le nom de *statères*, valant 19 francs.

Avant l'invention des monnaies, les métaux précieux, l'or et l'argent étaient en barres ou en lingots plus ou moins forts et se vendaient au poids ; on les mettait dans une balance et on les pesait avec des pierres. C'était pour ce motif que les trafiquants, chez les Juifs, portaient toujours à leur ceinture une balance et des pierres d'un certain poids.

Dans tous les cas, l'or et l'argent, dans toutes les Sociétés antiques, n'étaient pas des métaux purs ; on les employait tels que la nature les donnait, en sorte que le titre des monnaies n'était pas fixe et invariable comme il l'est depuis longtemps dans nos monnaies européennes.

Les nations, policées à un degré très-avancé, qui occupaient les parties de l'Amérique découvertes au quinzième siècle, faisaient égale-

(1) Le *Livre des Rois* nous apprend que Salomon reçut, dans une seule année, 666 talents d'or, ce qui fait 199796 francs de notre monnaie, le talent d'or valant 630 fr. — Nous savons par l'historien Josèphe que, dans le célèbre temple de Jérusalem, dont le plancher, les murs et le toit étaient revêtus de lames d'or, il y avait, outre l'arche sainte, le chandelier aux sept branches, les 10 candélabres, les autels, les chérubins en bois d'olivier couvert d'or battu, 10000 tables d'or chargées de plus de 100000 vases divers également d'or. — Dans le palais de Salomon, dit la *Maison du bois du Liban* (1^{er} *l. Rois*, VII, 2), la principale salle renfermait 200 grands boucliers d'or battu, composés chacun de 600 pièces de métal, et 200 autres boucliers fabriqués de la même façon, mais d'une moins grande dimension. Enfin, ajoute le *Livre des Rois*, « tous les vases à boire, tous les ustensiles du palais étaient en or pur ; il n'en existait point en argent ; on ne s'étonnait pas de cela au temps de Salomon. » Josèphe, *Antiq. jud.*, I, VIII, c. III, § 7. — *Livre des Rois*, III, VI, 22.

ment un emploi considérable de ces métaux et se livraient à leur recherche (1).

État naturel. — L'or est certainement un des métaux les plus répandus. Il a une ubiquité qui ne le cède qu'à celle du fer; mais la nature, en le semant ainsi presque en tous lieux, pour ainsi parler, ne l'a distribué qu'avec une extrême avarice. C'est là le secret de la cherté qu'il a eue jusqu'à ce jour, et qu'il continuera vraisemblablement d'avoir jusqu'à la fin du monde, malgré la fécondité relative des gisements découverts, dans ces dernières années, en plusieurs régions de l'ancien et du nouveau monde.

N'ayant, au reste, que très-peu d'affinité pour les autres éléments, l'or ne se trouve que sous trois états : natif, allié à quelques métaux (argent, palladium, rhodium, iridium), ou combiné au tellure avec lequel il forme plusieurs espèces minérales distinctes, désignées sous les noms de : *or graphique*, *or de Nagyag*, *tellure natif*, *tellure blanc*.

L'or natif, qui est le plus commun, renferme toujours de l'argent ou du cuivre, quelquefois du fer. La présence du premier de ces métaux communique à l'or une teinte verdâtre, celle du second exalte sa couleur, celle du fer le rend bleuâtre. Les modifications de couleur sont plus ou moins intenses, selon la quantité des métaux étrangers.

Voici quelques exemples de l'impureté de l'or natif :

Localités.	Or.	Argent.	Cuivre.	Fer.
Schabrawski (Sibérie)	98,96	0,16	0,35	0,5
Anamaboc (Afrique).....	98,06	1,39	0,15	»
Bathurst (Australie).....	95,68	3,92	»	0,16
Californie (2).....	93,42	9,01	0,87	»
Llano (Amérique méridionale).....	88,58	11,42	»	»
Ojas Auchas (Mexique).....	81,50	15,50	»	»
Monts Ourals	70,86	28,30	0,84	»
Verospatak (Transylvanie).....	61,30	38,70	»	»

(1) Après des pertes énormes de leur butin dans les combats qu'ils livrèrent aux Mexicains, Fernand Cortez et ses soldats purent encore fondre 2600 marcs d'or conquis sur les indigènes, sans compter les boucliers d'or qu'ils conservèrent pour Charles V. — Au Pérou, la rançon d'Atahualpa produisit en lingots d'or, 50890625 francs. Cet or provenait de la décoration des temples et des palais de l'Inca à Cusco et à Quito. Le pillage de Cusco rapporta 70 millions de francs dont 14 millions pour l'empereur Charles V et le reste pour les quatre cent quatre vingt conquérants. — Ferdinand Pizarre porta en Espagne en 1531, pour la part de Charles V, 155300 pesos d'or (382500 francs), et 5400 marcs d'argent, outre les vases et ornements d'or et d'argent, destinés au trésor royal, et pour des particuliers 499000 pesos d'or (1245000 francs), et 5100 marcs d'argent. (Duc de Luynes, *Industrie des métaux précieux*. — Travaux de la Commission française de l'Exposition universelle de 1851.)

(2) L'or de la Californie contient 1 pour 100 d'iridium, ce qui lui fait subir une dépréciation de 15 fr. par kilogr., à Londres. A Paris, M. Poisat a élevé à 12 fr. par kilogr. au lieu de 6, les frais d'affinage pour l'or de cette provenance. La présence de l'iridium dans l'or cause des difficultés pour le monnayage et la bijouterie, et rend le titrage des matières d'or tout à fait inexact.



L'or natif se montre dans trois positions géologiques différentes : formant des gîtes particuliers, faisant partie de dépôts métallifères, disséminé dans des sables.

1. On le trouve en filons dans les roches cristallines, ayant ordinairement le quartz pour gangue. Il est alors en grains, en ramifications et en cristaux cubiques ou octaédriques. Les pays qui l'offrent ainsi sont peu nombreux et peu productifs; ce sont quelques provinces du Pérou, du Mexique, de la Nouvelle-Grenade, du Brésil (1), le pays de Natal dans l'intérieur de l'Afrique, le mont Rose en Piémont, le pays de Salzbourg, puis la Gardette, vallée d'Oisans, en Dauphiné : cette dernière mine d'or, la seule connue en France, fut exploitée, avant la Révolution, par le comte de Provence, depuis Louis XVIII, qui y dépensa 27000 fr., pour n'en retirer qu'un produit de 8000 fr. Les travaux ont été repris en 1837.

2. Plus fréquemment, l'or existe, mais d'une manière accidentelle, dans les mines d'argent de la Hongrie, de la Transylvanie, du Tyrol, du Pérou, de la Nouvelle-Grenade, du Mexique, dans les mines de cuivre du Harz et de la Suède, dans les pyrites de fer du Piémont, de Freyberg en Saxe, de Bérézovsk en Sibérie, de Marmato dans la Nouvelle-Grenade. Dans ces divers gîtes métallifères, nommés, pour cette raison, *aurifères*, et qu'on exploite surtout comme mines d'or, le métal précieux est disséminé en particules invisibles, ou en parcelles et cristaux.

3. Mais c'est surtout dans certains terrains d'alluvion ou dans des sables de transport, que se trouve la plus grande partie de l'or connu à la surface du globe. Ces sables aurifères proviennent de la désagrégation de roches cristallines, et leurs principaux gisements se rencontrent au Brésil, au Choco, au Chili, en Colombie, à la Guyane française, au Mexique (notamment dans les provinces de Sonora et de Sinaloa), en Chine, dans les vastes plaines du Décan, du Bengale, du royaume de Golconde dans les Indes, dans les îles de l'Archipel, de l'Indo-Chine et de la Sonde, dans l'intérieur de l'Afrique [Cordofan, Sud du grand désert de Sahara, province de Sous au Maroc, Guinée, Bembouck au Sénégal (2)].

Mais les dépôts arénacés, sans contredit, les plus étendus et les plus productifs sont ceux des monts Ourals et Altaï, en Sibérie, et surtout ceux qu'on a découverts, à partir de 1848, en Californie (3), en Aus-

(1) La seule mine d'or considérable exploitée aujourd'hui au Brésil est celle de Saint-Jean del Rey, qui, depuis 1834, est entre les mains d'une compagnie anglaise.

(2) Le nom de *Côte-d'Or* donné à l'Afrique, et celui de *Guinée* qu'a porté longtemps la monnaie anglaise, montrent que l'Europe tira jadis, et de temps immémorial, de l'or de cette partie du monde.

(3) L'or de la Californie occupe un vaste espace. D'après M. Laur, c'est un grand rectangle dont la surface presque entière est couverte par des terrains

tralie (4), dans la Tasmanie, la Nouvelle-Zélande, dans la Colombie anglaise, au Cariboo sur les bords du Frazer. Ces riches gisements ont attiré les aventuriers de tous les pays et sont exploités avec une très-grande activité.

C'est habituellement sous forme de paillettes ou de petits grains arrondis que l'or est disséminé dans les sables ; souvent ces grains ont la grosseur d'une noisette ; plus rarement ils ont un volume plus considérable ; alors ils sont désignés par les mineurs sous le nom de *pépites*. On a signalé des pépites du poids de plusieurs kilogrammes : 3 kilog. en Californie ; 10 kilog. 1/2 dans les monts Ourals ; 41 kilog. dans la Nouvelle-Galles du Sud ; 12 kilog. au Pérou ; 36 kilog. à Miassk, dans l'Oural ; 48 kilog. en Australie ; 50 kilog. à Quito ; 67 kilog. à Port-Philipps, en Australie. Cette dernière pépite, représentant une valeur d'environ 225000 fr., a été rencontrée en juillet 1858.

Il y a des rivières et des fleuves qui charrient de l'or : ce sont ceux qui sortent des terrains cristallins, ou qui roulent leurs eaux sur une grande étendue de ces terrains. En France, on cite surtout : le Rhin, le Rhône et l'Arve qui descendent des Alpes ; l'Ariège, la Garonne, le Salat qui descendent des Pyrénées ; l'Ardèche, la Cèze, le Gardon et l'Hérault qui ont leurs sources dans les Cévennes. On connaît de pareils cours d'eau aurifères en Espagne, en Piémont, en Allemagne, etc. Les hommes, dont l'unique occupation est de recueillir cet or, sont nommés *orpailleurs* ou *pailloteurs*. Dans les édits royaux, de Louis XI à

diluviens aurifères, tandis que son sol est traversé en son milieu et sur toute sa longueur par un puissant filon de quartz contenant plus ou moins d'or. La superficie totale de cette zone de l'or est de 19000 kilomètres carrés environ.

(1) Ce fut le 2 mai 1851, le lendemain du jour où fut ouverte l'Exposition universelle de Londres, que la nouvelle officielle et certaine de l'existence de gîtes aurifères en Australie fut rendue publique à Sydney, capitale de la Nouvelle-Galles du Sud. C'est un nommé Hargraves qui, à son retour de la Californie, fut frappé de certaines analogies géologiques entre les deux contrées, et signala, à la suite de recherches et d'études intelligentes, les gisements aurifères. Le gouvernement colonial lui adjugea une récompense de 10000 livres sterling (250000 fr.). C'est à Bathurst, bourgade voisine de la crique de Summer-Hill et de la rivière Macquarie, qu'on commença l'exploitation, qui s'étendit bientôt dans toute la province de Sydney. Peu de temps après, le mont Alexandre et Ballarat, dans l'Australie-Heureuse ou Victoria (capitale Melbourne), ne tardèrent pas à rivaliser avec la Nouvelle-Galles et à la dépasser, bien que, dans cette lutte de richesses Sydney produisit un jour un *agget* (pépite) de 48 kilogr. L'ensemble des renseignements accuse la présence de l'or dans ces deux provinces sur une surface de 20 milles carrés ; et des calculs partant nécessairement d'une base inexacte, dit M. de Blossville, évaluent la richesse des gisements à 26 milliards sterling (650 milliards de francs).

Voici la somme d'or déversée par l'Australie dans la circulation, d'après les chiffres du Compte-rendu officiel des Colonies :

En 1857, la Nouvelle Galles a exporté pour une valeur de 223212 livres sterling, et le Victoria pour 11028188 livres.

Le Victoria seul, de 1851 au 15 juin 1858, a produit 63107478 livres, ce qui donne 1577686950 francs d'or en sept ans.



Louis XIV, ils étaient désignés sous le nom d'*auriers* et de *cueilleurs de pailloles d'or*.

Il y a bien longtemps que ce genre de travail est pratiqué en France, puisque Plin, Strabon, Diodore de Sicile mentionnent que le Rhône et quelques autres rivières des Gaules déposaient sur leurs bords, après des crues subites, des sables aurifères dont les Gaulois savaient extraire de l'or sous forme de paillettes. Il est certain que la France fournissait autrefois une assez grande quantité de ce métal, puisque les Romains l'avaient nommée *Gallia aurifera* (la Gaule aurifère).

Les anciens Grecs exploitaient, pour le même motif, les nombreuses rivières de la Thessalie, de la Macédoine, de la Serbie, de la Bosnie (1), et, du temps de Plin, le Tage en Portugal, le Pô en Italie, l'Hèbre en Thrace, le Gange dans l'Inde, fournissaient de l'or. Le plus grand fleuve de la Chine, le *Yang-tse-Kiang*, qui descend des montagnes du Thibet, porte dans ces régions, depuis un temps immémorial, le nom de *fleuve d'or*, tant les sables de son lit sont riches de ce métal. Presque tous les fleuves du Japon en charrient aussi, et souvent, à la marée basse, le rivage en est parsemé.

C'est un assez triste métier, au reste, que celui des orpailleurs, en raison de la minime quantité de métal précieux qui existe ordinairement dans les sables de rivière. M. Daubrée nous apprend que, dans les gîtes de prédilection de la vallée du Rhin, il faut communément remuer et laver 7 millions de kil. de sable, c'est-à-dire une masse de 4000 mètres cubes, pour avoir 1 kilog. d'or, valant un peu plus de 3000 fr. La production de l'or ne s'élève, entre Bâle et Manheim, qu'à la somme de 45000 fr. par an. Les paillettes d'or disséminées dans les sables de rivière sont ordinairement d'une ténuité extrême; il en faut de 17 à 22 pour faire un milligramme. Ainsi, pour former 1 kilog. d'or, il faut 17 à 22 millions de ces paillettes.

Les sables qu'on lave en Sibérie rendent en moyenne 5 fois autant d'or que les alluvions les plus riches du Rhin. Dans l'Oural et l'Altaï, on a rencontré des sables qui rendent 1300 fois plus d'or que ces dernières. En Californie et en Australie, les sables des *placers* et des *dig-gings* sont peut-être encore plus riches. C'est ce qui explique pourquoi un grand flot de population s'est porté vers ces régions, tandis que ce n'est qu'une poignée de pauvres gens qui cherchent l'or dans la vallée

(1) Des bohémiens se sont emparés des anciennes laveries de l'Halicmon, sur le revers oriental du Pindo. Pouqueville les a vus opérer soit par le triage à la main, soit en plaçant dans la rivière de vieilles couvertures en laine et des toisons pour arrêter les paillettes d'or au passage. Il est évident que ce procédé, analogue à celui des peuples du Caucase, décrit par Appien, nous ramène aux Argonautes, et il est intéressant de voir expliquer le mythe de Jason et de sa toison d'or par les méthodes de quelques nomades contemporains. (Fournet, *loc. cit.*, p. 279.)

du Rhin. Cependant il faut encore, dans les monts Ourals, laver moyennement près de 400000 kil. ou 200 mètres cubes de sable pour avoir 1 kil. d'or.

Extraction. — L'extraction de l'or des sables aurifères est des plus simples, puisqu'elle consiste en un simple lavage, basé sur la grande densité du métal comparée à celle des matières terreuses ou siliceuses qui l'accompagnent. Ce lavage s'exécuta, dès l'origine, dans les Indes, puis en Égypte, ainsi qu'on le voit figuré sur les murailles des temples de cette antique région, à l'aide des mêmes moyens que ceux qu'emploient encore de nos jours les *orpailleurs* des bords du Rhin, les nègres de l'Afrique et du Brésil, les Cosaques de l'Oural, les chercheurs d'or de la Californie et de l'Australie.

En agitant les sables avec de l'eau dans des sébiles de bois ou de corne, d'une forme ovoïde, ou bien en les faisant tomber, avec l'eau, sur des tables inclinées recouvertes de peaux pourvues de leurs poils, et plus simplement de drap (*fig. 699*), l'or s'accumule au fond des



Fig. 699. — Lavage des sables aurifères sur les bords du Rhin.

sébiles ou s'arrête sur les peaux, sur le drap. Le nom de *Poruna* donné aux sébiles adoptées pour cette opération est d'origine indienne.

Lorsque l'or est engagé dans des roches quartzzeuses, il faut les broyer, les réduire en sable pour pouvoir en effectuer le lavage. La figure 700 vous montre comment s'effectue, d'une manière bien grossière, ce rude travail, à la Nouvelle-Grenade et dans les autres régions de l'Amérique du Sud. Les trois noirs qui opèrent dans cet atelier en plein vent, et avec leurs mains, peuvent à peine laver 100 kilogr. de minerai dans leur journée.



La poudre d'or qu'on obtient par ces lavages retient encore plus ou moins de sable. On l'agite avec 6 fois environ son poids de mercure qui dissout le métal précieux. On exprime ensuite l'amalgame isolé

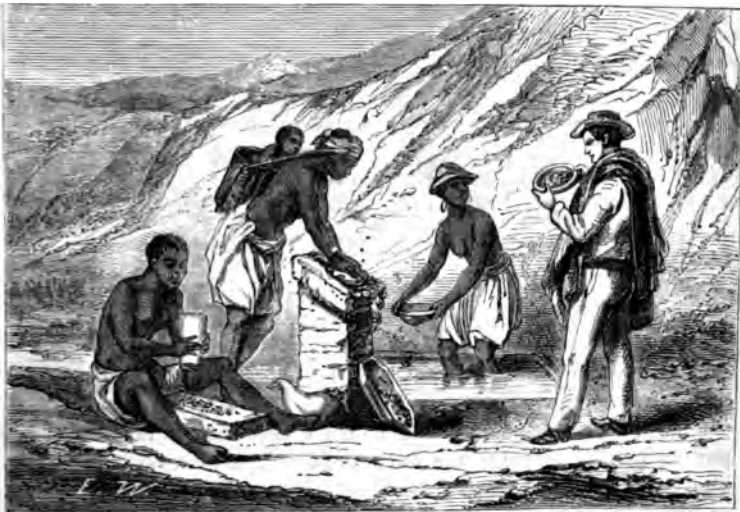


Fig. 700. — Extraction de l'or des roches quartzieuses dans l'Amérique espagnole.

pour séparer l'excès de mercure, et on le soumet à la distillation dans des appareils disposés de manière à recueillir les vapeurs mercurielles. L'or qui reste ne contient plus qu'un peu d'argent.

En Californie et en Australie, on a substitué au procédé tout à fait primitif des Indiens et des modernes Hispano-Américains, dont il vient d'être question, des machines appropriées qui permettent d'extraire très-rapidement l'or des roches quartzieuses qui le renferment. L'une des meilleures, imaginée par un nommé Berdan, de New-York, broie, lave et amalgame le minerai du même coup. J'en mets le dessin sous vos yeux (fig. 701).

Il vous est facile de voir qu'elle consiste essentiellement en quatre bassins en fonte réunis sur un même bâti en bois. Chaque bassin a 2^m,10 de diamètre et 0^m,85 de profondeur, et reçoit un mouvement de rotation d'un moteur quelconque. On y introduit du mercure, le minerai en morceaux de la grosseur du poing, et deux globes en fonte d'un poids considérable pour faire fonction de pilon. Par leur rotation et les chocs qu'ils impriment aux fragments de minerai, les globes ne tardent pas à le réduire en poudre impalpable. Pendant le travail, un filet d'eau tombe constamment dans chaque bassin, en même temps qu'un petit fourneau permet d'en chauffer le fond par-

dessous. La poudre produite se délaye dans l'eau et y reste en suspension, tandis que les parcelles d'or tombent dans le mercure et s'y dissolvent. Les particules pierreuses les plus fines, se trouvant à la

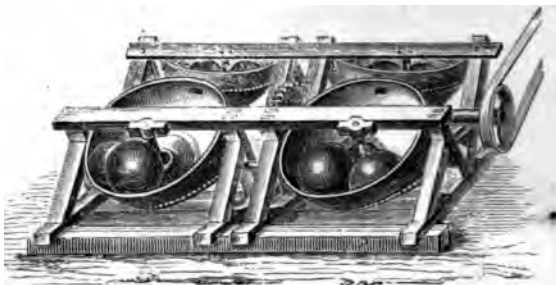


Fig. 701. — Machine Berdan pour le traitement des quartz aurifères en Californie.

surface du liquide, s'échappent hors des bassins par des orifices ménagés dans le haut.

Chaque bassin permet de traiter de 5 à 6000 kilogr. de minerai dur par 24 heures, et exige une force motrice de six chevaux. On assure que l'extraction de l'or par cette méthode est tellement supérieure à ce qu'on obtient communément des meilleurs procédés anciens, que les résidus des lavages ordinaires rendent, dans la machine de Berdan, plus d'or qu'on n'en avait retiré du minerai vierge à la première opération.

Grâce au génie industriel des mineurs de la Californie et de l'Australie, on lave avec avantage maintenant des sables dont le rendement n'est que d'un quatre millionième, c'est-à-dire un kilogr. d'or par 4 millions de kilogr. de sables. Et tandis qu'à l'origine, le lavage d'un mètre cube coûtait 75 fr., il ne revient plus aujourd'hui qu'à 3 centimes, d'après M. Laur (1).

Dans plusieurs contrées, on exploite les sulfures de cuivre, de plomb, d'argent, qui renferment assez d'or pour couvrir les frais du travail. Il y a des minerais aurifères dans lesquels la proportion de l'or ne s'élève pas à 1/200000^e, et qui cependant sont traités avec avantage.

(1) Les trois modes pratiqués en Australie pour l'exploitation des gites aurifères ont des noms distincts :

Fouiller le fond des rivières, en agiter le gravier et la vase soit dans une sébile, comme nos orpailleurs ou ravageurs, soit dans une machine fabriquée à cet effet, c'est ce qu'on nomme *washing* ;

Creuser la terre sèche et en transporter des monceaux aux rivières, ou amener l'eau dans des trous, c'est ce qu'on appelle *dry-digging* ;

Enfin briser le quartz et réduire en poudre des masses de minerai dur au moyen de machines appropriées, c'est là ce qu'on désigne sous le nom de *quartz-crushing*.



Tantôt, après avoir grillé ces sulfures, on les fond pour rassembler l'or dans une masse métallique moins considérable, et on grille de nouveau les *mattes* qui en proviennent. Puis on les fond avec une suffisante quantité de plomb, et on obtient du *plomb d'œuvre* aurifère, que l'on soumet à la coupellation.

Tantôt aussi on a recours au procédé d'amalgamation, ainsi que cela se pratique pour l'extraction de l'argent. On agite le minerai pulvérisé, avec de l'eau, du mercure et des disques de fer, dans des tonneaux qui tournent sur leur axe. Les sulfures se divisent dans l'eau et y restent suspendus, tandis que l'or se précipite à l'état d'une poudre très-fine, et s'unit au mercure. L'amalgame, lavé et comprimé, est soumis ensuite à la distillation. C'est ainsi qu'on opère dans plusieurs endroits du Piémont, de la Basse-Hongrie, du Tyrol.

Mais, dans ce dernier pays, on se sert d'espèces de moulins en fonte (*fig. 702*), disposés en étages les uns au-dessus des autres, au fond des-

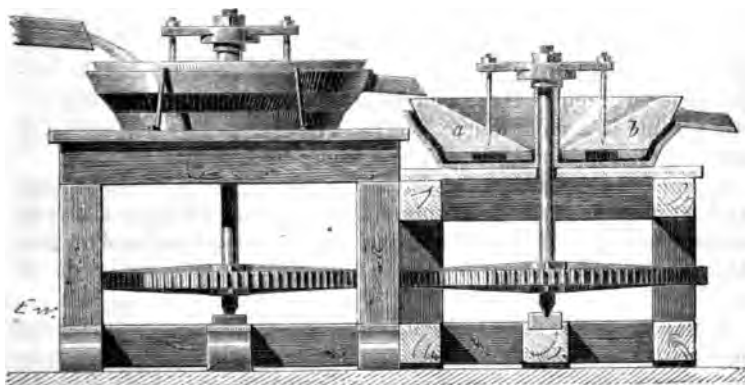


Fig. 702. — Moulin du Tyrol pour le traitement des pyrites aurifères.

quels on met une certaine quantité de mercure. Les pyrites, réduites en poudre fine, arrivent en suspension dans de l'eau, et sont agitées par la meule en bois de chaque moulin; cela met chaque parcelle en contact avec le mercure qui s'approprie le peu d'or qui s'y trouve. Lorsque les mêmes pyrites ont passé ainsi dans toute la batterie des moulins, elles en sortent épuisées d'or.

Affinage. — Départ. — L'or provenant de l'affinage par le plomb contient presque toujours de l'argent, du cuivre, du fer et de l'étain. Celui obtenu par amalgamation ne contient que de l'argent. Pour séparer le cuivre, le fer et l'étain, on fond le métal impur avec du nitre, qui oxyde ces trois métaux étrangers. Mais, pour le séparer de l'argent, on a recours à l'opération qu'on nomme *Départ*.

Le *départ* (ainsi nommé du vieux mot *départir*, pour *séparer*) est fondé sur l'insolubilité du premier de ces métaux dans les acides.

Ce fut dans les siècles des Croisades que l'on connut et que l'on employa les acides minéraux pour séparer l'or d'avec l'argent (1). On appela *eau-forte* la solution dans l'eau de l'acide azotique, qui fut d'abord employée à cette opération, à cause de l'action énergique qu'elle exerce sur l'argent, lorsqu'on veut le séparer de l'or. Il se faisait de l'azotate d'argent, et l'or restait dans les vases sous la forme d'une poudre brune, que l'on convertissait ensuite en lingots par la fusion. Dominique Honesli, Génois, obtint, le 18 septembre 1403, des lettres portant la permission de former à Paris un établissement pour *départir* l'or et l'argent.

Aujourd'hui on opère l'*affinage* d'une manière plus économique, en remplaçant l'acide azotique par l'acide sulfurique, ainsi qu'Agricola le faisait déjà au commencement du seizième siècle. C'est M. Serbat, alors essayeur à la Monnaie de Paris, qui a fait adopter, en 1825, ce nouveau mode, qui procure l'argent et l'ordans un état presque absolu de pureté.

L'alliage réduit en grenaille est traité dans des vases de platine par de l'acide sulfurique concentré et bouillant. Il se produit du sulfate acide d'argent, qui reste en dissolution, tandis que l'or se dépose. On décante la liqueur à deux ou trois reprises, on lave le résidu d'or avec soin (2), puis on le fond et on le coule en lingots.

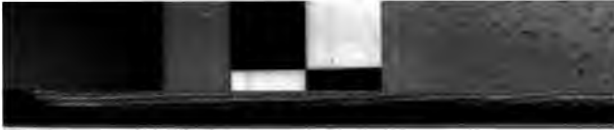
Quant au sulfate acide d'argent, on en isole le métal en jetant dans la dissolution des feuilles de cuivre ayant servi au doublage des vaisseaux. L'argent se dépose sous forme d'une mousse cristalline d'un gris blanchâtre (*chaux d'argent* des ouvriers), qu'on lave, qu'on fond et qu'on coule en lingots.

L'affinage de l'or et de l'argent, au moyen des vases de platine, dans le département de la Seine, livre annuellement à la banque, aux spéculations particulières, à la Monnaie et au commerce, une valeur de 200 millions de francs et plus. C'est à Belleville près Paris que l'affinage

(1) Avant cette époque, on employait dans la plupart des hôtels de monnaies de l'Europe, sous le nom de *cément royal*, un procédé qu'on trouve décrit dans Pline et qui était connu depuis longtemps. Voici comment s'exprime l'encyclopédiste romain : « On met avec l'or, dans un vase de terre, 2 parties de sel commun, 3 parties de *mysi* (sulfate de fer ou de cuivre), et de nouveau 2 parties d'un autre sel (salpêtre, sans doute) et 1 partie d'une pierre appelée *schiste* (argile); on expose ce vase à l'action du feu; alors le mélange s'empare de tout ce qui est étranger à l'or, qui demeure pur. » (Pline, lib. XXXIII, c. XXV.)

Avec les ingrédients dont parle Pline, l'argent était converti en chlorure fusible qui restait dans les matières terreuses plus ou moins vitrifiées surnageant le bain d'or purifié. Ce n'était pas assurément une méthode économique, mais elle était rationnelle, et elle n'a cessé d'être suivie qu'au moment de la découverte du *départ* au moyen de l'eau-forte, dans le douzième ou le treizième siècle de notre ère.

(2) Cette poussière d'or, très-ténue, est souvent employée par les doreurs sur porcelaine; on la connaît, dans leurs ateliers, sous le nom d'*or en chaux*.



au moyen des vases de platine a été d'abord exploité en grand par un nommé Lebel.

A Paris, les affineurs d'or prélèvent pour les frais d'affinage 5 fr. par kilog. d'or et 3^{fr},45 par kilog. d'argent contenant de l'or, que l'on nomme *Doré*; mais, dans ce dernier cas, il est fait remise de 2^{fr},10 sur le prix du kilog. d'argent fin : ainsi l'affinage ne coûte, en réalité, que 1^{fr},33 par kilog. Les lingots contenant moins de 100/1000^{es} d'or sont considérés comme *doré*, ceux au-dessus comme *or*.

Le procédé d'affinage par l'acide sulfurique a été appliqué, il y a une trentaine d'années, au traitement des anciennes monnaies d'argent qui renfermaient une notable quantité d'or. Les vieux écus de 6 livres en contenaient une proportion que l'on a évaluée à 17 francs pour une somme de 1000 fr. de cette monnaie. Il y avait donc un grand bénéfice à réaliser dans leur refonte. M. Serbat peut revendiquer, à juste titre, une large part dans les services que l'industrie de l'affinage a rendus au pays.

Production annuelle de l'or. — Quoiqu'il soit extrêmement difficile d'évaluer d'une manière exacte la production totale de l'or à la surface de la terre, je vous présenterai, d'après les statistiques les plus récentes et les plus autorisées, les chiffres qui représentent cette production à trois époques bien distinctes :

	Production annuelle en francs.	
En 1492, avant la découverte de l'Amérique.....	12	milliards 400 millions.
En 1848, avant la découverte des placers de la Californie.....	19	— 531 —
En 1862	40	— 511 —

Vous voyez qu'en quatorze ans la production de l'or a plus que doublé par suite de l'exploitation ardente de tous les nouveaux gîtes aurifères découverts coup sur coup en tant d'endroits des Amériques et de l'Océanie.

Le kilogramme d'or pur vaut 3444^{fr},44; mais, avec la retenue du change, on ne le paye que 3437^{fr},77 cent. L'or à 900/1000^{es} vaut 3100 fr., mais, avec la retenue du change, 309½ fr. seulement (tarif du 1^{er} octobre 1819).

Alliages d'or. — L'or, étant encore plus mou que l'argent, a besoin d'être allié au cuivre, pour pouvoir être converti en monnaie, ustensiles et bijoux. Voici dans quelles proportions les deux métaux sont combinés, d'après la loi :

	Or.	Cuivre.	Titre.	Tolérance.
Monnaie de France...	900	100	900/1000	2/1000 au-dessus et au-dessous du titre légal.
Médailles.....	916	84	916/1000	
Vaisselle et ustensiles.	920	80	920/1000	3/1000 au-dessous du titre ; il n'y a pas de limite supérieure.
	840	160	840/1000	
Bijoux	750	250	750/1000	
	750	250	750/1000	

Il y a ici une remarque à faire : c'est que, comme l'or natif contient toujours un peu d'argent qu'on ne pourrait séparer avec avantage, il s'ensuit que cet argent fait nécessairement partie des monnaies et de tous les ouvrages en or. Cette quantité d'argent est considérée par la loi comme du cuivre, et elle n'en tient aucun compte.

L'alliage pour les bijoux ordinaires, qui renferme 25 p. 100 de cuivre, se ternit assez souvent par l'usage et prend un aspect sale, ce qui provient de l'oxydation du cuivre. On peut lui rendre son éclat primitif en le lavant avec un peu d'ammoniaque caustique.

Essais des alliages d'or. — Tous les alliages d'or et de cuivre, mis dans le commerce, sont soumis au contrôle comme les alliages d'argent. Pour reconnaître la qualité et déterminer le titre des monnaies, des bijoux et des ustensiles d'or, les essayeurs font usage de la coupellation avec le plomb, comme pour les ustensiles et objets d'argent et de cuivre. Mais comme on doit toujours y supposer de l'argent, et qu'ils n'en contiennent jamais que très-peu, il faut combiner les alliages d'or avec une certaine quantité d'argent, en même temps qu'on les couple, et traiter ensuite le bouton d'essai par l'acide azotique, opérations qui prennent; la première, le nom d'*inquartation*, et la dernière le nom de *départ*. Par ce moyen, on parvient à dissoudre et l'argent qu'on a ajouté, et celui qui fait partie de l'alliage, tandis qu'autrement, l'argent de l'alliage étant enveloppé d'or, il n'y aurait tout au plus que celui de la surface qui se dissoudrait. Dans tous les cas, l'or reste intact.

Les essais d'or sont toujours faits sur 50 centigrammes; mais la quantité de plomb et d'argent qu'on ajoute varie en raison du titre de l'or. La quantité d'argent doit être à peu près trois fois celle de l'or présumée dans l'alliage. Quant à la quantité de plomb, elle croît avec la quantité de cuivre. Voici les proportions employées habituellement :

Par 1/2 gram. des alliages suivants, on emploie :	en argent et en plomb pur.	
1° Monnaie au titre de 900/1000	1 ^{rs} ,35	7 gram.
2° Or au titre de 990/1000.....	1 ,35	4
3° Or au titre de 750/1000.....	1 ,35	10

Voici comment l'on procède à un essai de ce genre. Je prendrai comme exemple l'analyse d'une pièce de 20 francs.

Lorsque la coupelle est à 30 ou 32° du pyromètre de Wedgwood, l'on y met 7 grammes de plomb pur, et lorsque le plomb est découvert, l'on y ajoute 1/2 gramme d'or et 1^{rs},35 d'argent fin, enveloppés tous deux dans le même cornet de papier. Tous les phénomènes que j'ai décrits précédemment s'observent encore ici, et l'on reconnaît aux mêmes signes que l'opération est terminée. On la conduit donc comme une simple coupellation d'argent; seulement, comme l'essai n'est point sujet à rocher, l'on se dispense, au moment où il est près de *passer*, de rapprocher la coupelle de l'ouverture de la moufle.

La coupellation étant faite et le bouton brossé par-dessous avec le gratte-brosse, on l'aplatit sur une enclume avec un marteau, on le recuit, c'est-à-dire qu'on le chauffe au rouge, pour qu'il ne se gerce pas en passant au laminoir, on le lamine de manière à obtenir une lame de 37 centièmes de millimètre d'épaisseur, on le recuit de nouveau, et on le roule en forme de cornet (*fig. 703*).

Ce cornet est alors introduit, avec 70 à 72 grammes d'acide azotique à 22°, dans un petit matras pyriforme à long col (*fig. 704*), d'une capacité de 9 à 10 centilitres, chauffé au moyen de cendres chaudes ou d'un bec de gaz. Après 22 minutes d'ébullition, on décante la liqueur et on y substitue 30 à 36 grammes d'acide azotique à 32° pour enlever les dernières traces de l'argent; après 10 minutes d'ébullition, on fait un second traitement par



Fig. 703. — Or roulé en cornet pour les essais. *Fig. 704.* — Matras d'essayeur.

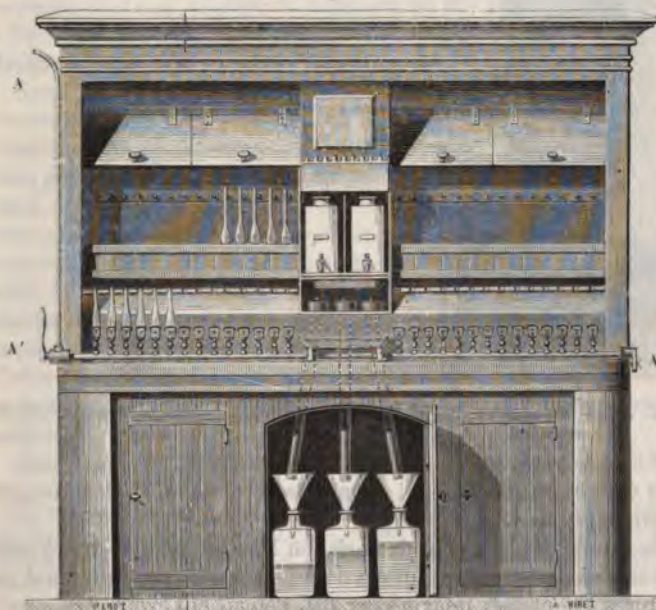


Fig. 705. — Appareil pour les essais d'or, établi à l'Hôtel des Monnaies de Paris.

AA'A', tuyau amenant le gaz dans les supports à couronne *a, a*, destinés à chauffer les matras d'essai *b, b*, auxquels on donne une légère inclinaison, comme on le voit dans la figure

amplifiée 707, afin que les vapeurs rutilantes passent dans la cheminée sans incommoder les opérateurs. — E, E, étagères pour placer les matras après l'ébullition. — F, flacon renfermant l'acide à 32°. — G, flacon à eau distillée. — H, flacon recevant la liqueur acide provenant de l'attaque du cornet. — H', autre pour recueillir la liqueur provenant des deux traitements successifs par l'acide à 32°. — H'', autre pour recevoir les eaux de lavage du cornet.

l'acide à 32°, enfin on remplace l'acide par de l'eau distillée, et, après plusieurs lavages, on retire avec précaution le cornet. Pour cela, on remplit le matras d'eau et on le renverse, en recevant son col dans un

petit creuset de terre, où, par ce moyen, le cornet descend toujours, sans se briser; enfin, relevant adroitement le col du matras, décantant l'eau du creuset, et plaçant celui-ci sur des cendres chaudes pour vaporiser la majeure partie de son humidité, il ne s'agit plus que de le faire

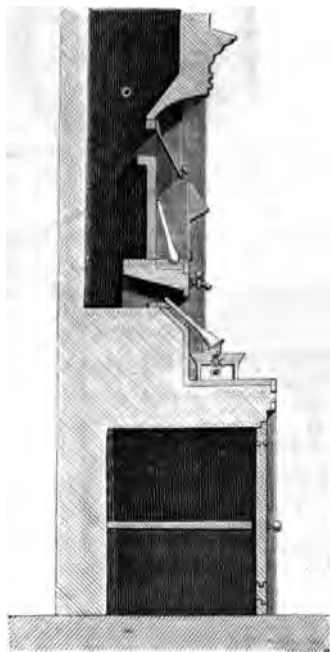


Fig. 706. — Coupe de l'appareil ci-contre.

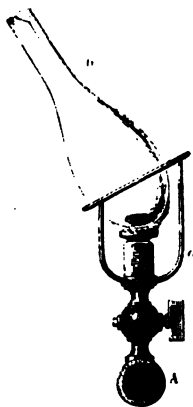


Fig. 707. — Matras d'essayeur chauffé au gaz.

rougir dans la moufle pour lui donner de la cohésion. On le pèse après son refroidissement.

Dans l'Hôtel des Monnaies de Paris, où l'on fait un très-grand nombre d'essais à la fois, on fait usage d'un fourneau à gaz représenté par les figures 705 et 706, imaginé par MM. Péligot et Levol.

Épreuve à la pierre de touche. — On se contente souvent, dans le commerce, de déterminer approximativement le titre des alliages d'or et de cuivre par l'épreuve à la *pierre de touche*. Ce mode d'essai,



déjà en usage chez les Grecs et les Romains bien avant l'ère chrétienne, est surtout pratiqué par les essayeurs, les orfèvres et les bijoutiers, pour fixer à 10 ou 20 millièmes près le titre des bijoux et des autres objets qu'on ne peut pas soumettre à la coupellation à moins de les détruire.

Dans l'origine, la *Pierre de touche* était un schiste siliceux d'un beau noir, compacte et fort dur, en morceaux roulés et arrondis par les eaux à la manière des cailloux ou galets qu'on rencontre sur les bords des grands fleuves et de la mer. On l'appelait chez les Romains *coticula*, *Pierre de Lydie* ou *d'Héraclée*, parce qu'on la tirait de ces localités (1). Actuellement c'est un basalte noir, très-dur, inattaquable par les acides, qu'on fait venir de diverses parties de l'Allemagne; sa surface est assez rugueuse pour retenir les traces pulvérulentes des alliages qu'on frotte sur elle. Voici comment l'on s'en sert :

On frotte l'objet à essayer sur la pierre en appuyant assez pour qu'il y laisse une trace sensible; on fait ainsi, à côté les uns des autres, trois traces ou *touches* de 4 à 6 millimètres de longueur sur 2 à 3 millimètres de largeur environ; on mouille seulement la troisième touche, les deux premières ne donnant jamais le titre vrai, avec ce qu'on appelle *l'eau de touchau*: c'est une eau régale composée de 98 $\frac{1}{2}$ gram. d'acide azotique à 32° et de 16 gram. d'acide chlorhydrique à 22°.

Cette liqueur est habituellement renfermée dans un flacon bouché à l'émeri, dont le bouchon est assez long pour pénétrer presque jusqu'au fond, et terminé en pointe (Fig. 708); il sert ainsi de baguette pour mouiller convenablement la touche métallique. Le cuivre de celle-ci est alors dissous, tandis que l'or pur reste sur la pierre; après quelques secondes, car l'effet est presque instantané, on essuie avec un chiffon, et l'on peut examiner ce qui reste de la trace primitive.

Quand on a de l'habitude, on aperçoit très-approximativement le titre



Fig. 708. — Flacon contenant l'eau de touchau pour les essais des bijoux.

(1) Théophraste dit qu'on ne trouvait la pierre de touche que dans les eaux du Tmole en Lydie. Pline affirme que, de son temps, on en rencontrait partout, mais il ajoute qu'on regardait la face de cette pierre que le soleil avait frappée comme meilleure que celle qui avait touché la terre. « Les experts, dit-il, frottent un échantillon de métal sur cette pierre, et la trace qu'il laisse leur révèle sur-le-champ, à un *scrupule* près (le 24^e de l'once romaine, ou 1^{er}.133), ce que le fragment métallique contient de cuivre, d'argent ou d'or; cette épreuve, qui tient du merveilleux, est infallible. » (Pline, lib. XXXIII, c. XLIII). Vous en savez maintenant assez pour comprendre combien les assertions de Pline sont erronées.

de l'alliage d'après la teinte verte, plus ou moins foncée, que prend la liqueur acide, et d'après l'épaisseur de la trace d'or laissée sur la pierre.

Quand on manque d'habitude, on fait des épreuves comparatives avec différents alliages connus, moulés en forme de fortes aiguilles, et qu'on appelle *touchaux*. L'or qu'on essaie est au même titre que l'aiguille dont la trace métallique ressemble le plus à la sienne. Les *touchaux* des orfèvres sont des étoiles (fig. 709) composées d'aiguilles à cinq titres différents, savoir : 583, 625, 667, 708 et 750.

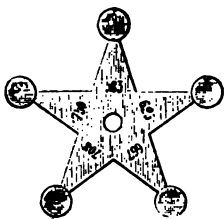


Fig. 709. — Touchaux des orfèvres.

Pour les essais d'argent, les *touchaux* offrent huit aiguilles à différents titres, savoir : 700, 720, 740, 760, 780, 800, 950 et 1000.

La pierre de touche sert en même temps à reconnaître les pièces fausses d'or et d'argent qui circulent souvent dans le commerce. Ainsi une monnaie d'or fausse laisse un trait rouge sur la pierre de touche, et ce trait disparaît de suite par quelques gouttes d'acide azotique pur. Les pièces d'argent fausses, faites habituellement avec des alliages de plomb et d'étain durcis par l'antimoine, donnent sur la pierre des traces d'un blanc bleuâtre, qu'une goutte ou deux d'eau régale font complètement disparaître (1).

Alliages des orfèvres. — Les orfèvres et les bijoutiers donnent

(1) La fabrication de la fausse monnaie est une pratique coupable d'une bien haute antiquité, puisque, dans l'ancienne Égypte, il y avait des lois sévères contre les faux monnayeurs. Diodore de Sicile nous apprend que l'on coupait les deux mains à ceux qui étaient convaincus du crime de fabrication et d'émission de fausse monnaie. On fraudait les monnaies, chez les Romains, soit en altérant ou abaissant le titre, au moyen du cuivre, soit en diminuant le poids, soit enfin en substituant à l'argent de l'étain ou un alliage de plomb et d'étain.

C'est par suite de ces fraudes qu'on institua, par une loi, l'art d'essayer les monnaies. Cette loi fut si bien reçue du peuple, que Marius Gratidianus, son auteur, vit tous les quartiers de Rome lui élever des statues. Pline nous dit que les Espagnols, voisins des bords de la Méditerranée, étaient si habiles dans l'art métallique, qu'ils savaient de son temps altérer l'argent avec des eaux préparées.

Non-seulement les anciens connaissaient la pierre de touche et s'en servaient, comme nous, pour éprouver la pureté de l'or et de l'argent, mais ils employaient aussi la coupellation pour purifier les métaux et pour essayer les monnaies. Avant Philippe le Bel, sous le règne duquel l'essai des monnaies se fit régulièrement à la coupelle, quand on voulait savoir le titre d'une monnaie ou d'une autre matière d'argent, on en tirait un à deux grains avec un petit instrument appelé *échope*, on les mettait sur des charbons ardents, et on jugeait, par leur couleur plus ou moins blanche, du titre de l'argent : c'est ce qu'on appelait faire l'*essai à la nature* ou à l'*échope*. Pour essayer l'or, on se servait de la pierre de touche.



DORURE DES MÉTAUX.

651

des noms spéciaux à certains alliages d'or et d'argent qu'ils travaillent ;
voici leur composition :

	Or.	Argent.	Cuivre.
Or jaune ou or pâle	708	292	»
Or vert.....	700	300	»
Electrum	800	200	»
Or rouge pour soudure des bijoux.....	500	»	100
Soudure pour objets à 750/1000.....	400	100	100

L'argent affaiblit beaucoup la couleur de l'or, tandis que le cuivre ne fait que l'exalter. Pour donner aux divers alliages d'or que l'on travaille l'aspect et la couleur franche de l'or pur, on fait subir aux objets confectionnés une opération appelée *mise en couleur*, et qui a pour effet d'enlever de la surface le cuivre ou l'argent qui s'y trouve, de manière à n'y laisser que de l'or pur ou presque pur.

On arrive à ces résultats en chauffant les objets au rouge sombre et en les plongeant dans de l'acide azotique faible, ou bien en les recouvrant d'une pâte composée de salpêtre, d'alun, de sel marin et d'eau, qu'on n'enlève qu'après un quart d'heure de contact. Dans ce dernier cas, le chlore devenu libre par la réaction qui s'établit entre les trois sels mélangés, enlève à la pièce du cuivre et de l'or ; mais ce dernier ne tarde pas à se précipiter et à dorer la surface de la pièce ; on passe ensuite celle-ci au brunissoir pour lui donner le poli et l'éclat convenables.

Dorure des métaux. — a. Dorure au mercure. — L'amalgame d'or joue un rôle important dans l'art du doreur sur bronze et autres métaux. Il est fait ordinairement dans les proportions de 1 partie d'or pour 8 à 9 de mercure. L'alliage de cuivre qu'on destine à la dorure n'est pas composé comme le bronze des canons et des cloches ; c'est plutôt une sorte de laiton renfermant un peu d'étain et de plomb. Voici, brièvement, comment on opère la dorure avec l'amalgame :

On chauffe le laiton au rouge pour détruire les corps gras dont il pourrait être recouvert, puis on le décape en le plongeant dans de l'acide sulfurique faible ; après quoi, on le lave et on le sèche en le frottant avec du son ou de la sciure de bois. On le frotte alors avec une dissolution étendue d'azotate de mercure, puis on y applique, à l'aide d'une brosse, une certaine quantité d'amalgame d'or pulvérent ; on étend uniformément la poudre, puis, en chauffant la pièce, le mercure se volatilise complètement, et l'or reste seul à la surface du métal, sous forme d'un enduit brun-foncé. Au sortir du feu, les uns font bouillir la pièce dans l'eau, d'autres dans une décoction de réglisse, d'autres dans celle de farine de marrons d'Inde ; tous, en même temps, la frottent pour la nettoyer. La pièce est alors d'un jaune sale. On ne parvient à lui donner la couleur de l'or qu'en la couvrant d'une

bouillie composée de sel de nitre et d'alun, l'exposant au feu, la traitant par l'eau chaude et l'essuyant. On la passe ensuite à la *dent de loup* lorsqu'on veut la brunir, et on la livre au commerce.

Ce genre d'industrie est un des plus dangereux pour les ouvriers qui l'exercent, en raison des vapeurs mercurielles qui se dégagent pendant presque toutes les opérations de la dorure. En 1816, Ravrio, un des plus célèbres fabricants de bronzes dorés, fonda un prix de 3000 francs, qui devait être décerné par l'Académie des sciences au meilleur travail sur les procédés propres à préserver les doreurs des accidents auxquels ils étaient exposés. Ce prix fut remporté par d'Arcet, qui imagina un système complet de ventilation à l'aide duquel toutes les vapeurs sont entraînées, à mesure qu'elles se forment, dans un grand corps de cheminée qui les porte dans l'air. C'est un immense service que ce savant chimiste a rendu aux ouvriers.

Les anciens connaissaient très-bien l'art de la dorure des métaux au moyen de l'amalgame d'or. Pline décrit un procédé, usité de son temps, qui diffère fort peu de celui dont je viens de parler.

L'argent est doré comme le laiton. On le connaît alors sous le nom de *vermeil*.

b. Dorure à la feuille et au bouchon. — On dore aussi de plusieurs autres manières : tantôt avec de l'or en feuilles qu'on applique sur le métal décapé et chaud, et qu'on fixe ensuite à l'aide du brunissoir ; tantôt avec de l'or en poudre, dit *or en drapeaux*, qu'on obtient en brûlant de vieux chiffons de linge imbibés préalablement d'une dissolution d'or. Les cendres sont ensuite brûlées dans un plat de porcelaine, puis étendues par frottement, au moyen d'un bouchon de liège, sur l'objet qu'il s'agit de dorer. Cette dorure est susceptible d'un très-beau poli ; mais ces procédés mécaniques ne font pas, à beaucoup près, des dorures aussi solides, aussi uniformes que celles qu'on obtient par l'intermédiaire du mercure.

Depuis 1840, deux nouveaux procédés pour la dorure du laiton, de l'argent et de presque tous les autres métaux, ont été imaginés, et tous deux sont fort curieux. L'un a lieu par une réaction chimique et par voie humide, l'autre par une réaction électro-chimique.

c. Dorure par immersion ou au trempé. — Le premier, d'origine anglaise, et dû à M. Elkington, est désigné sous le nom de *Dorure par immersion ou au trempé*. Il consiste à dissoudre l'or dans l'eau régale, à évaporer la dissolution au bain-marie, jusqu'à vaporisation de l'acide superflu, à dissoudre le chlorure d'or dans 130 fois son poids d'eau et à y ajouter une quantité de bicarbonate de potasse égale à sept fois le poids du chlorure d'or. C'est dans ce mélange bouillant qu'on plonge, pendant quelques minutes, les métaux qu'on veut dorer. Ce qu'il y a de plus singulier, c'est que la dorure cesse d'avoir lieu aussitôt que le bain ne renferme plus de bicarbonate de potasse.

Mais, par ce procédé, on ne peut fixer qu'une quantité d'or tellement faible à la surface de la pièce, qu'il est impossible à la meilleure dorure par la voie humide d'atteindre l'épaisseur à laquelle la plus mauvaise dorure au mercure est forcée d'arriver.

d. Dorure galvanique. — L'autre procédé est tout différent. L'idée première en appartient à M. de la Rive, savant professeur de physique à Genève, qui, le premier, a songé à utiliser la propriété du courant électrique pour opérer la précipitation de l'or sur le laiton et l'argent. Cette idée lui a été suggérée par les belles expériences galvanoplastiques du professeur Jacobi, de Saint-Petersbourg; je vais vous les faire comprendre en quelques mots.

Lorsqu'on soumet à l'action d'un faible courant électrique, en se servant des petites piles modernes, à cloisons, soit celle de Daniell, soit celle de Bunsen, une dissolution métallique des quatre dernières sections, celle de sulfate de cuivre, par exemple (fig. 710), le métal de la dissolution est réduit et vient se déposer en petites pellicules au pôle négatif de la pile B, tandis que l'oxygène et l'acide du sel se rendent au pôle positif A. C'est là un fait général dont l'introduction dans la science est due à sir H. Davy et remonte déjà à plus d'un demi-siècle.

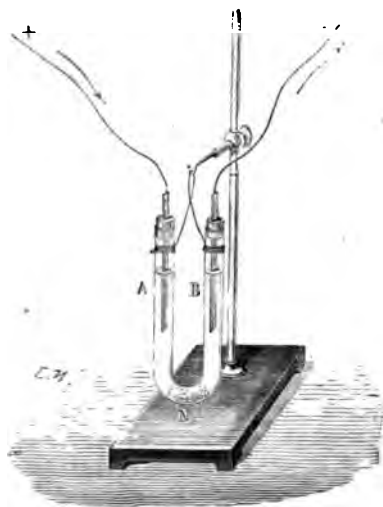


Fig. 710. — Décomposition du sulfate de cuivre par la pile.

Eh bien ! si au pôle négatif de la pile N (fig. 711), on a attaché, avant de la faire fonctionner, une plaque métallique ou toute autre matière conductrice portant des caractères ou des dessins gravés en creux au burin, et qu'on prenne pour électrode positive une lame de cuivre P : aussitôt qu'on mettra la pile en activité, le cuivre réduit se déposera sur la plaque plongeant dans la dissolution du sulfate, il se moulera exactement dans les creux, et il formera bientôt une empreinte en relief qui reproduira très-fidèlement les traits les plus délicats de l'original.

La lame de cuivre P, qui est attaquée par l'oxygène et l'acide sulfurique qui résultent de la décomposition de la dissolution métallique, produit une quantité de sulfate de cuivre égale en poids à celle qui a

été décomposée, de sorte que la solution primitive est maintenue au même état de concentration.

Maintenant à la plaque gravée substituez le moule en creux d'une médaille en soufre, en plâtre, ou en stéarine, d'un bas-relief en terre cuite ou en plâtre, une statuette en plâtre, tous objets que l'on recou-

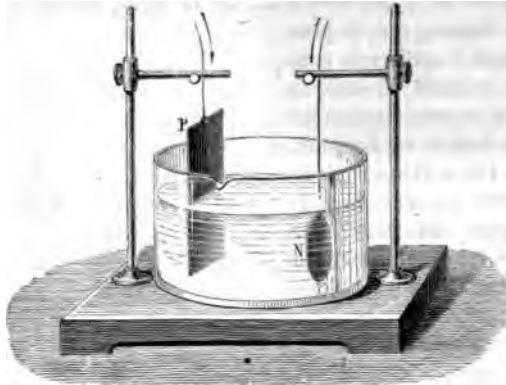


Fig. 711. — Principe de la galvanoplastie.

vre de plombagine, pour rendre leur surface conductrice de l'électricité, et vous obtiendrez la reproduction exacte en relief de la médaille, du bas-relief, vous aurez une statuette entièrement recouverte de cuivre, offrant la finesse et la perfection des modèles.

C'est en cela que consiste le nouvel art désigné sous le nom de *Galvanoplastie*, dont l'imprimerie, la stéréotypie, la fabrication des billets de banque, des timbres-poste, la gravure sur cuivre, la statuaire, la confection des rouleaux d'impression pour les imprimeurs sur tissus, la reproduction des planches d'acier, des gravures sur bois, des plaques daguerriennes, le moulage des fruits, etc., tirent actuellement un parti si avantageux. Peu d'années ont suffi, depuis les premiers essais tentés, en 1837, par MM. Jacobi, Spencer, de la Rive et Daniell, pour porter à une rare perfection ce précieux moyen de modeler les métaux en les précipitant lentement de leurs dissolutions salines par l'action du courant électrique.

Voici comment sont disposés généralement les appareils qui servent en grand à reproduire galvaniquement plusieurs objets à la fois (fig. 712). La cuve en bois AA, mastiquée à l'intérieur, contient la solution de couperose bleue. La tringle en cuivre T, qui communique avec le pôle positif de la pile, sert à suspendre les lames de cuivre qui doivent entretenir le bain au même degré de richesse. C'est sur les tringles S, S', en communication avec le pôle négatif, qu'on accroche les

moules ou les autres objets qu'on veut reproduire ou recouvrir de cuivre. On met en regard des lames les faces des objets qui doivent recevoir le dépôt.

Vous trouverez dans des ouvrages spéciaux tous les renseignements

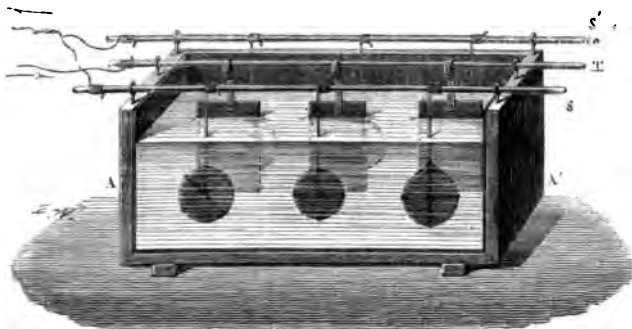


Fig. 712. — Appareil pour les opérations de la galvanoplastie en grand.

nécessaires pour pratiquer avec succès la *galvanoplastie* (1). Je me borne à vous en faire connaître le principe.

Ce sont ces procédés galvaniques qui ont été étendus, par M. de la Rive, puis par M. Perrot, de Rouen, et en dernier lieu par MM. Elkington et de Ruolz, non-seulement à la dorure et à l'argenture du cuivre, du bronze, du laiton, de l'étain, du plomb, du fer, du platine et de l'acier, mais au platinage, au zincage, au cobaltisage et au nickélisage du fer, c'est-à-dire à l'opération par laquelle on recouvre ce dernier métal d'une couche mince et homogène de platine, de zinc, de cobalt et de nickel.

M. de Ruolz a même trouvé le moyen de précipiter immédiatement sur le fer de véritables alliages métalliques, tels que le bronze et le laiton, fait que la théorie n'aurait osé espérer. C'est en soumettant au courant galvanique des bains contenant, en proportions convenables, des dissolutions de sels d'étain et de cuivre, ou de zinc et de cuivre, qu'on arrive à ces merveilleux résultats; les deux métaux dissous, en se rencontrant au moment de leur précipitation, se combinent ensemble, et s'attachent au fer sous la forme de bronze ou de laiton.

Un pas de plus a été fait tout récemment dans l'art de recouvrir les métaux les uns par les autres au moyen de l'électricité. M. Feuquières, à Paris, M. Klein, à Saint-Pétersbourg, sont parvenus à réaliser la gal-

(1) Je recommande surtout les *Manipulations hydroplastiques, guide pratique du doreur, de l'argenteur et du galvanoplaste*, par Alfred Roseleur. — 1 vol. in-8 avec figures, 1855. Paris, chez l'auteur, rue des Enfants-Rouges, 8, au Marais.

vanoplastie du fer, c'est à-dire à obtenir des reproductions d'objets divers (médailles, planches en relief et en creux pour la typographie et la gravure, etc.) en fer galvanique. Le procédé consiste à faire agir la pile sur des dissolutions mélangées d'un sel d'ammoniaque et d'un sel de protoxyde de fer; le dépôt de fer qui se produit ainsi est très-dur, cohérent, et d'un brillant métallique; il a quelques-unes des qualités de l'acier trempé.

D'un autre côté, M. Weil est arrivé à revêtir les métaux d'une couche adhérente et brillante d'autres métaux sans le secours de la pile. Les bains qu'il emploie sont des sels ou des oxydes métalliques maintenus en dissolution dans un alcali caustique avec l'aide de certaines matières organiques; le dépôt métallique se produit même à froid. On peut par cette méthode nouvelle, dont l'auteur n'a pas donné une description complète, dorer, argenter, étamer, zinguer, cuivrer, bronzer, notamment le fer, la fonte et l'acier, d'une manière bien plus simple, plus économique et plus solide que par les procédés jusqu'alors connus.

Distinction entre la galvanoplastie et la dorure galvanique.

— Ce qui distingue la *dorure galvanique* de la *galvanoplastie*, c'est que, par cette dernière, le métal déposé est en couches d'une épaisseur que rien ne limite et qu'on peut toujours détacher de l'objet sur lequel elles se sont déposées, tandis que dans le cas de la *dorure*, de l'*argenture*, etc., le métal déposé à la surface d'un autre y adhère d'une manière intime et fait participer ce dernier aux précieuses propriétés qu'il possède, notamment à son inaltérabilité au contact de l'air.

La dorure des métaux, la fabrication du *vermeil* sur argent ou maillechort, s'exécutent aujourd'hui, avec la plus grande facilité, en plongeant les pièces à dorer dans un bain composé de *cyanure d'or et de potassium* dissous dans un excès de cyanure de potassium, en même temps que les pièces et le bain sont soumis à l'action d'un faible courant galvanique fourni par une pile de Bunsen, à une température de 70°.

Le bain se prépare habituellement avec 50 litres d'eau, 50 gr. d'or à l'état de chlorure sirupeux, et 1 kilogr. de cyanure de potassium. On l'entretient constamment à la même richesse, en suspendant au pôle positif de la pile une lame d'or qui se dissout à mesure que la dissolution laisse déposer son or sur les pièces mises en communication avec le pôle négatif.

Chez M. Christoffe, qui depuis 1840 a exploité, sur une très-grande échelle et avec le plus grand succès, les brevets de MM. Elkington et de Ruolz, il y a deux bains d'or, l'un assez pauvre en ce métal, l'autre très-riche; celui-ci contient 500 gr. d'or.

Quand on opère en petit, on renferme les bains dans une capsule de porcelaine posée directement sur le feu (*fig.* 713); on suspend les objets

à dorer, de même que la lame d'or, à deux tringles métalliques *ab*, qui sont isolées par deux baguettes de verre *c, d*, auxquelles elles sont fortement attachées; ces tringles correspondent aux deux pôles d'une pile de Bunsen.

L'argent, le maillechort, le bronze, le laiton, le cuivre pur sont dorés très-rapidement par les moyens précédents avec des couleurs très-pures et très-belles. On varie à volonté l'épaisseur de la couche d'or, sa couleur même. On peut faire sur les mêmes pièces des mélanges de mat et de poli; enfin on dore avec une égale facilité les pièces de grande dimension, les pièces plates ou



Fig. 712. — Appareil pour dorer en petit.

à relief, les pièces creuses ou gravées, et les filaments les plus déliés. Les dernières Expositions universelles de l'industrie ont montré la perfection à laquelle on est arrivé, sous ce rapport, en France, en Angleterre et en Allemagne.

Les autres métaux, le fer, l'acier, le zinc, l'étain, le plomb, se dorent mal, mais on a surmonté la difficulté par un ingénieux artifice; on recouvre d'abord ces différents métaux d'une légère couche de cuivre au moyen de la pile et d'un bain de sulfate de cuivre, et c'est ensuite sur ces métaux ainsi cuivrés qu'on fait déposer la couche d'or qui doit en relever le prix. C'est ainsi qu'on opère pour les couteaux de dessert, les instruments de laboratoire et de chirurgie, les armes, les montures de lunettes, et autres objets en fer ou en acier.

L'argenture galvanique procède absolument de la même manière que la dorure; il n'y a de différence qu'en deux points: la température, qui est celle de l'atmosphère, et la composition des bains, pour lesquels on emploie, pour 250 parties d'eau, 2 parties de cyanure d'argent contre 10 parties de cyanure de potassium.

Chez M. Christoffe, les cuves pour l'argenture (fig. 714) sont d'une vaste capacité; chacune peut contenir de 650 à 700 litres de dissolution, c'est-à-dire 15 ou 16 kilogr. de cyanure d'argent. De larges lames d'argent fin A, A, A, de 6 kilogr., sont suspendues dans la dissolution des cuves C, C et communiquent avec le pôle positif d'une pile d'Archereau, modification de celle de Bunsen, dont deux éléments suffisent pour opérer pendant vingt-quatre heures. En face des lames d'argent sont, horizontalement et parallèlement appuyées sur les bords de la cuve, des tringles de métal *t, t, t* en communication avec le pôle négatif de la pile. C'est à ces tringles que l'on suspend, par des fils d'argent, tous les vases de cuivre, de laiton et de maillechort qui doivent être ar-

gentés. Chaque cuve dépose de 15 à 1800 grammes d'argent en vingt-quatre heures. On peut y argenter à la fois six douzaines de couverts. L'atelier de M. Christoffe contient douze cuves semblables.

Les objets de métal que l'on veut argenter, sont d'abord parfaitement dérochés dans des lessives alcalines et acides, et passés dans

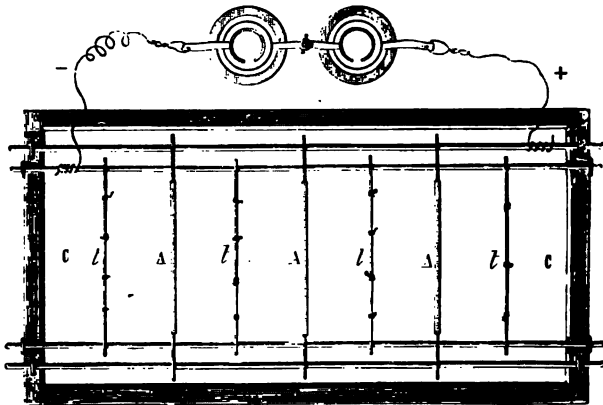


Fig. 714. — Appareil pour la dorure et l'argenterie galvaniques.

l'eau distillée ; à peine sont-ils suspendus dans le bain qu'ils commencent à blanchir. S'ils ont reçu un bon poli, leur aspect devient promptement aussi blanc et aussi brillant que la plus belle porcelaine. Retirés du bain, lavés, séchés et pesés, comme ils l'avaient été auparavant, pour constater l'argent qu'ils ont reçu (1), ces ouvrages sont transportés à l'atelier où on les brunit, en totalité ou en partie, selon leur destination pour l'usage ou la décoration.

C'est de la même manière qu'on a fabriqué, en dernier lieu, les plaques pour le daguerréotype, quand il était encore en usage. Elles étaient préférables à celles de cuivre plaqué.

L'argenterie galvanique a pris, depuis vingt-cinq ans, une importance considérable. Elle se substitue au plaqué, et véritablement il est impossible de distinguer à l'œil nu les objets ainsi argentés de la véritable argenterie à 950 millièmes.

On dore et l'on argente également par la pile non-seulement les bronzes d'art et de décoration, mais encore des ouvrages de basse sculpture, fondus en zinc et n'ayant aucune valeur intrinsèque. Aujourd'hui la dorure et l'argenterie galvaniques ont complètement

(1) On dépose généralement 60 gram. d'argent fin par douzaine de couverts, et la couche d'argent est assez forte pour garantir le laiton ou le maillechort pendant quatre à cinq ans



anéantissant la dorure au mercure ; les bronziers les plus célèbres ont été obligés de céder à l'impulsion générale et à la concurrence ; le vermeil même, par la voie humide, remplace peu à peu l'ancien vermeil au mercure.

L'adoption des nouveaux procédés de dorure est un événement mémorable dans l'histoire de l'industrie, au point de vue de la science et de la pratique ; mais c'est de plus un bienfait pour la classe des ouvriers doreurs, ainsi affranchis de la meurtrière influence des vapeurs mercurielles qui les décimaient si rapidement. On peut donc dire avec raison qu'en cette circonstance, comme dans tant d'autres, d'ailleurs, la science est venue véritablement au secours de l'humanité. Aussi, envisageant la question sous tous ces rapports, l'Académie des sciences a-t-elle décerné, dans sa séance publique du 19 décembre 1842, un prix de 3000 fr. à M. de la Rive, et des prix de 6000 fr. à MM. Elkington et de Ruolz.

Dorure sur porcelaine. — Pour la dorure sur porcelaine, on fait usage d'or en poudre, obtenu de deux manières différentes. Lorsqu'on verse une dissolution de sulfate de fer dans une dissolution d'or par l'eau régale, il se dépose de l'or réduit en poudre noirâtre, par suite de la réaction suivante :



Le précipité est lavé avec soin, séché avec précaution à une température peu élevée, et broyé ensuite avec du miel pour mieux le diviser. On lave la pâte à l'eau bouillante pour enlever le miel, et l'or qui reste, étant mêlé avec 1/12 de sous azotate de bismuth, est fixé sur la porcelaine au moyen d'un mordant gras. On passe la pièce au feu ; le mordant gras se brûle, le fondant entre en fusion, et l'or se colle à la pièce.

L'autre moyen d'avoir la poudre d'or consiste à broyer les rognures de feuilles d'or ou les feuilles défectueuses que les batteurs nomment *battries*, sur une glace, avec du miel ou une dissolution épaisse de gomme arabique, qu'on sépare ensuite à l'aide de l'eau chaude. L'or très-divisé qui reste est ordinairement délayé dans une solution concentrée de gomme arabique et étendu en couches minces dans des coquillages ; aussi le connaît-on, dans les arts, sous le nom d'*or en coquille* ; l'enluminure en fait un très-fréquent usage (1). Cet or, broyé de nouveau avec de la gomme, s'emploie pur pour dorer la porcelaine tendre ; mais, pour la porcelaine dure, on ajoute un fondant qui est souvent le sous-azotate de bismuth.

Dorure à l'huile ou à la colle. — On fait la dorure à l'huile ou à la colle en recouvrant la surface qu'on veut dorer de l'une ou de

(1) L'*argent en coquille*, que les peintres et les enlumeurs emploient pour obtenir le ton blanc, dit d'*argent*, est préparé de la même manière.

l'autre substance; et quand elle est presque sèche, on y applique des feuilles d'or, qu'on presse légèrement avec du coton. C'est ainsi qu'on dore la tranche des livres, le plâtre, le bois, le carton, le cuir, le fer, etc. On recouvre ensuite le plus souvent l'or avec un vernis. Les cadres de tableaux sont d'abord encollés avec de la céruse, puis poncés, polis et dorés ainsi qu'on vient de le dire. Dans tous les cas, il faut mettre plusieurs couches successives d'or. Enfin, on frotte au brunissoir.

Cette pratique de dorer les bois, les lambris, le marbre et autres objets d'ornementation, nous vient des Romains, qui adoptèrent généralement ce luxe peu de temps après la ruine de Carthage, 146 ans avant Jésus-Christ.

TRENTE-NEUVIÈME LEÇON.

SUITE DES MÉTAUX DE LA SIXIÈME SECTION.

Sommaire. — Caractères distinctifs de l'or. — Ses oxydes, ses chlorures. — Du sesquichlorure et de ses usages. — Du *Pourpre de Cassius*. — Du *Lustre-Burgos*. — De l'*Or fulminant*. — Du PLATINE; son état naturel, son extraction. — Propriétés remarquables de l'*Éponge* et du *Noir* de platine. — Ses composés et surtout du BICHLORURE. — Alliages. — Service rendu par ce métal à l'industrie. — CLASSIFICATION NATURELLE des métalloïdes et des métaux.

Caractères distinctifs de l'or. — La plupart des propriétés physiques de l'or vous sont assez connues pour qu'il soit nécessaire de les reproduire ici. Il en est quelques-unes cependant qui méritent de vous être signalées plus particulièrement.

Ainsi, ce métal peut, à l'instar du fer, de l'argent et du platine, se souder par une forte compression, sans qu'il soit besoin de recourir à la fusion.

Celle-ci ne s'effectue qu'à 1102° centigr.; il a alors une teinte vert de mer qui disparaît par le refroidissement. Il éprouve une forte contraction au moment où il reprend l'état solide, et si ce retour a lieu très-lentement, il cristallise en cubes, en octaèdres diversement modifiés, semblables à ceux qu'on rencontre parfois dans les sables aurifères.

Maintenu en fusion, à une haute température, en vases ouverts, il émet des vapeurs sensibles, comme on le constate en exposant au-dessus de ces vases une lame d'argent, qu'on retire bientôt jaunie et dorée. Les orfèvres, d'ailleurs, savent très-bien que la suie de leurs cheminées contient toujours une certaine quantité d'or; aussi ont-ils le soin de la recueillir pour la vendre, en même temps que les cendres



de leurs foyers, à des ouvriers spéciaux connus sous le nom de *laveurs* ou de *fondeurs de cendres*.

Il se réduit plus facilement en vapeurs quand on l'expose, en feuilles minces ou en fils ténus, soit au foyer d'un miroir ardent, soit au dard du chalumeau à gaz, soit à une forte décharge électrique, soit enfin au courant d'une pile voltaïque puissante. Dans ces différents cas, il est réduit en une poussière qui, reçue sur un corps froid, le colore en pourpre.

Toutes les fois, du reste, qu'il est amené à l'état d'une extrême division, par voie de précipitation chimique, il perd sa couleur jaune et son apparence métallique, et se montre en poudre brunâtre ou pourpre; mais celle-ci reprend les caractères extérieurs de l'or par le frottement d'un corps dur, du brunissoir par exemple.

Cette poudre, introduite dans les matières vitreuses en fusion, les colore depuis le rose clair jusqu'au rouge de rubis le plus intense, suivant la quantité employée.

Oxydes. — L'oxygène ne pouvant se combiner directement à l'or, à quelque température que ce soit, ce n'est que par des moyens détournés qu'on peut oxyder ce métal. On connaît deux oxydes bien définis, qui ont pour formules :

Le protoxyde.....	Au^2O
Le sesquioxyde ou peroxyde.....	Au^3O^2

Aucun d'eux ne forme des sels avec les oxacides. Le premier est indifférent; le second joue le rôle d'acide en présence des bases et produit avec les bases alcalines des sels cristallisables; aussi l'appelle-t-on *Acide aurique*.

Les seuls corps simples qui réagissent sur lui et s'y combinent, sont le chlore, le brome, le mercure (à froid), l'iode, le phosphore, l'arsenic et la plupart des métaux (à chaud). Avec les trois derniers métalloïdes, il produit des composés très-cassants.

Action des acides. — Il n'y a que deux oxacides qui puissent isolément opérer la dissolution de l'or; ce sont les acides iodique et sélénique.

Mais les hydracides du chlore, du brome, de l'iode, du fluor, mélangés avec des oxacides peu stables, comme les acides azotique, chlorique, bromique, chromique, jouissent de cette même propriété.

L'acide iodhydrique, qui en solution dans l'eau pure n'a aucune action sur l'or, attaque promptement ce métal en présence de l'éther, d'après Nicklès, sans doute parce que, à la propriété de déterminer rapidement la décomposition de cet hydracide, l'éther joint celle d'être un assez bon dissolvant à la fois pour l'iode et pour l'iodure d'or.

Le même chimiste a constaté, en 1866, que les perchlorures et ses-

quichlorures, les perbromures et sesquibromures, les periodures et sesquiodures de manganèse, de nickel et de cobalt, dissous dans l'éther, agissent de la même manière, en cédant la moitié de leur métalloïde à l'or et passant à l'état de protochlorures, de protobromures et de protoiodures insolubles dans l'éther.

Si l'on met à part la dissolution de chlorure, de bromure, d'iodure d'or, qu'on laisse l'éther s'évaporer, et qu'on chauffe le résidu dans un tube, le chlore, le brome, l'iode se dégagent, et le fond du tube se tapisse d'une couche d'or assez fortement adhérente pour qu'il soit possible d'entrevoir dans cette réaction les éléments d'un procédé de dorure sur verre.

Sesquichlorure d'or. — Mais le meilleur, le véritable dissolvant de l'or, c'est, comme je vous l'ai déjà dit, l'*Eau régale* proprement dite, faite dans les proportions de 4 parties d'acide chlorhydrique à 22° et de 1 partie d'acide azotique à 40°. Ce liquide peut dissoudre de 18 à 20 parties d'or divisé. Le métal est alors converti en sesquichlorure, Au^2Cl^3 .

Si l'on abandonne cette dissolution à une évaporation lente, il se dépose des aiguilles jaunes qui sont une combinaison de sesquichlorure d'or et d'acide chlorhydrique = $\text{Au}^2\text{Cl}^3, \text{HCl}$. Si, à l'aide d'une douce chaleur, on chasse l'excès d'acide de la dissolution, celle-ci devient d'un rouge brun et se prend par le refroidissement en une masse cristalline, déliquescente, qui consiste en sesquichlorure anhydre.

Ce composé, pourvu d'une saveur styptique et amère fort désagréable, est très-peu stable, puisque, sous l'influence de la lumière, il laisse dégager du chlore et dépose du protochlorure Au^2Cl , ou même de l'or métallique. Il en est de même à une température de 200°.

Tous les corps qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxygène ou le chlore, en déterminent également la décomposition. Ainsi l'hydrogène, le charbon, le phosphore, la plupart des métaux, l'acide sulfureux, les sels de protoxydes de fer, d'étain, de mercure, les acides végétaux, la plupart des matières organiques, en isolent l'or, tantôt en poudre noirâtre ou rougeâtre, tantôt en poudre d'une belle couleur pourpre.

Ceci vous explique pourquoi la dissolution du sesquichlorure colore si rapidement la peau en brun ou en pourpre d'une manière indélébile.

Recherche des matières organiques dans les eaux. — Par suite de cette action si remarquable, cette dissolution est un réactif excellent pour rechercher la présence des matières organiques dans les eaux naturelles. — Vous savez que la plupart de celles-ci contiennent des traces inappréciables de ces matières, mais que parfois aussi elles en sont assez chargées pour exercer sur la santé une action fâcheuse; toutes celles qui sont dans ce dernier cas doivent être rejetées des usages alimentaires.



Pour être éclairé à cet égard, on verse dans l'eau naturelle dont il s'agit de faire l'essai, quelques gouttes de sesquichlorure d'or. Si la couleur jaune que ce réactif communique à l'eau ne change pas par l'ébullition qu'on fait subir à cette dernière, on peut en conclure qu'elle ne contient pas de ces matières nuisibles en quantité sensible; si, au contraire, le chlorure d'or rend l'eau violette et trouble, le contraire est certain. Cette coloration violette est due à des particules d'or extrêmement ténues qui restent en suspension dans le liquide.

Pourpre de Cassius. — Ce qu'on désigne, dans les arts, sous le nom de *Pourpre de Cassius* n'est autre chose que le précipité formé par un mélange de bichlorure et de protochlorure d'étain dans une dissolution de perchlorure d'or suffisamment étendue. Les flocons gélatineux, violets, pourpres ou roses, qui se forment dans ce cas, sont solubles dans l'ammoniaque. On s'accorde à considérer ce composé coloré comme un sel double, un stannate de protoxyde d'or uni à du stannate de protoxyde d'étain; on lui assigne la formule suivante :



C'est avec lui que les peintres sur porcelaine et sur verre produisent ces magnifiques couleurs pourpres, violettes et roses qu'on admire sur les poteries et les vitraux de nos églises.

En 1668, André Cassius, médecin de Zurich, remarqua qu'en plongeant une lame d'étain dans une dissolution d'or, il se produit une poudre pourpre, dont il ne fit jamais connaître, toutefois, le mode de préparation. La manière de l'obtenir n'a été publiée pour la première fois qu'en 1681 par le fils de Cassius, qui lui a donné le nom sous lequel on la désigne encore aujourd'hui.

Des nombreuses recettes indiquées, depuis cette époque, pour la fabrication de cette belle couleur minérale, l'une des meilleures est celle formulée par Brongniart père, dans son *Traité des arts céramiques*. La voici :

On prépare, au moment de s'en servir, une eau régale avec :

Acide chlorhydrique ordinaire.....	16 ^{gr} ,8
Acide azotique à 36°.....	10 ,2

On dissout 50 centigrammes d'or fin dans 9 grammes de cette eau régale, et on délaye la dissolution dans 1½ litres d'eau pure; la liqueur ne présente qu'une faible teinte paille. — D'un autre côté, à 18 grammes de la même eau régale, additionnée de 3 à 5 grammes d'eau pure suivant la température, on ajoute par petites portions 3 grammes d'étain fin laminé, en maintenant le vase où s'opère la réaction dans un lieu frais. — Quand tout est dissous, on décante la partie claire pour la séparer d'un dépôt noir qui s'est formé, et on la verse goutte à

goutte dans la dissolution d'or. Le précipité de pourpre qui apparaît par l'agitation, lavé à l'eau bouillante, est d'une belle couleur de vin vieux. Il fournit toujours d'excellentes couleurs avec les fondants convenables sur porcelaine.

Lustre Burgos. — Une autre couleur dérivée du chlorure d'or, c'est celle qu'on obtient en versant dans sa dissolution très-étendue du monosulfure de potassium ; il se dépose du sulfure d'or, Au^2S_3 , en poudre d'un brun chocolat. Cette poudre, délayée dans l'essence de lavande, est appliquée en couches excessivement minces sur le vernis des porcelaines auxquelles on veut donner cette sorte de dorure rosâtre et chatoyante qu'on désigne sous le nom de *Lustre Burgos*.

Acide aurique. — Si l'on sature la solution du sesquichlorure d'or par du carbonate de soude, et qu'on la fasse bouillir, il se dépose alors une poudre brune, qui est un hydrate d'acide aurique.

Or fulminant. — Enfin, si l'on verse dans la même solution métallique de l'ammoniaque caustique, ou si l'on fait digérer du sesquichlorure solide avec un excès de cet alcali, il en résulte des flocons d'un jaune brun que Basile Valentin décrivit le premier sous le nom d'*Or fulminant*, en raison de sa propriété de détoner par la chaleur, le frottement ou la percussion.

Ce composé, aussi dangereux à manier que l'argent fulminant, a occasionné un accident déplorable, qui apprend avec quelles précautions il faut toucher à ces poudres fulminantes. Un pharmacien, nommé Fasciau, causait en tenant à la main un flacon rempli d'or fulminant, dont il tournait le bouchon ; tout à coup, et probablement à cause de quelques parcelles restées entre le bouchon et le col du vase, il y eut détonation de toute la matière ; le flacon fut brisé en mille pièces, et ses fragments allèrent crever les yeux de l'imprudent. Un décigramme d'or fulminant produit une explosion comparable à celle d'un pistolet.

C'est un *ammonium d'or*, qu'on peut représenter par la formule suivante, d'après M. Dumas :



Malgré ses redoutables propriétés, on s'en sert dans les manufactures de porcelaines pour donner à ces poteries ce qu'on appelle le *Lustre d'or*. On a soin de le délayer, pendant qu'il est encore humide, dans l'essence de térébenthine pour l'étendre en couches minces sur le vernis des pièces qu'on chauffe ensuite convenablement.

Or potable. — Le sesquichlorure d'or, dont je viens de vous signaler les importantes applications, est très-soluble dans l'esprit de vin et dans l'éther. Si j'agite la solution aqueuse de ce composé avec



de l'éther, celui-ci va l'enlever à l'eau, qui restera sans couleur. L'Or potable des alchimistes était cette solution éthérée.

Guyton de Morveau l'employait pour dorer le fer et l'acier. Pour cela, il chauffait légèrement la pièce métallique à dorer, puis étendait, avec un pinceau, à sa surface, la solution éthérée. L'éther s'évaporerait à l'instant, et laissait l'or sous forme d'une couche très-mince, qu'on fixait en la polissant avec le brunissoir. Mais cette dorure n'est pas solide.

Du Platine.

Historique. — Ce métal était inconnu, en Europe, avant 1718; mais il avait été distingué depuis longtemps par les mineurs de l'Amérique du Sud, puisque le gouvernement espagnol avait prescrit à ceux-ci, dans la crainte qu'on ne fit usage de ce métal pour falsifier l'or, de jeter, dans une rivière voisine des mines, où on les recueillait, les grains de platine. Les Espagnols du Pérou en faisaient des gardes d'épée, des chaînes de montre et d'autres petits objets d'agrément; mais ils le regardaient tout simplement comme une sorte d'argent.

Indiqué en 1557, par Jules-César Scaliger, comme un métal infusible qu'on trouvait en Amérique, le platine n'a été signalé avec précision qu'en 1748 par don Antonio de Ulloa, l'un des deux marins que le gouvernement espagnol chargea de protéger au Pérou, en 1735, les savants français Bouguer, la Condamine, Godin, qui allaient mesurer un arc du méridien à l'équateur (1). Il paraît que Charles Wood, essayeur à la Jamaïque, avait découvert, plusieurs années auparavant, en 1740, le même métal, mais il n'en parla, toutefois, qu'en 1749. Watson, Lewis, Schaffer et Marggraf, de 1749 à 1756, furent les premiers chimistes qui entreprirent l'étude des propriétés de ce précieux métal.

Buffon prétendit que ce n'était pas un élément proprement dit,

(1) Né à Séville en 1716, mort en 1795, Ulloa a été l'un des marins les plus distingués de l'Espagne. Chargé par Sa Majesté Très-Catholique de prendre possession de la Louisiane, en 1762, il y organisa l'administration, et atteignit le grade de lieutenant général des armées navales. L'Espagne lui doit le premier cabinet d'histoire naturelle et le premier laboratoire de métallurgie qu'elle ait possédés, la connaissance du platine, des travaux sur l'électricité et le magnétisme, le perfectionnement de la gravure, de l'imprimerie, de la fabrication du drap, etc. Outre la relation de son voyage en Amérique avec les académiciens français, il a laissé des *Noticias americanas* (1772, in-4°). Fait prisonnier par les Anglais, contre lesquels le roi son maître était en guerre, il reçut à Londres l'accueil qu'on devait attendre d'une nation qui, au milieu des luttes les plus animées, montra toujours qu'elle faisait cas des sciences et de ceux qui les cultivent. Non-seulement on lui rendit sa liberté, ses biens et ses papiers, mais on le reçut membre étranger de la Société royale de Londres. Singulière manière, dit M. W. de Fonvielle, à qui j'emprunte cette anecdote, d'établir sa candidature dans l'Académie d'un pays!

mais un composé d'or et de fer. Cette opinion subsista jusqu'en 1777, époque à laquelle Bergmann démontra que le platine est véritablement un corps simple, doué de propriétés caractéristiques et spéciales. Depuis, les nombreux travaux entrepris par les chimistes les plus distingués qui, tous, à l'envi, voulurent étudier ce métal, ont complété son histoire, qui laisse peu de chose à désirer.

Le nom de *Platine*, dérivé du mot espagnol *platina*, petit argent, diminutif de *plata*, argent, lui a été donné à cause de sa couleur, et parce qu'on pensait qu'il n'était qu'une modification de l'argent (1).

État naturel. — Le platine n'a été trouvé, jusqu'ici, qu'à l'état natif, ou plutôt à l'état d'alliage avec le fer, le rhodium, l'iridium, le palladium, l'osmium et le ruthénium. Son union avec le fer est tellement intime que les agents ordinaires sont impuissants à la détruire. Ceci peut excuser Buffon d'avoir contesté l'existence du platine comme métal distinct et nouveau, car, à son époque, les moyens d'analyser les minéraux n'étaient pas assez parfaits pour permettre d'isoler tous les métaux étrangers qui accompagnent le minerai de platine.

Celui-ci se montre presque toujours dans les mêmes terrains que l'or granulaire, c'est-à-dire dans des sables ou des terrains d'alluvion qui renferment également le diamant. Les premières mines connues sont celles du Pérou, dans les provinces de Choco, de Novita et de Santa-Rita. Il y en a aussi à Barbacoas (Colombie), Matto-Grosso (Brésil), Carthagène (Nouvelle-Grenade), dans la rivière d'Yaki (Saint-Domingue). Plus tard, Vauquelin constata la présence de ce métal dans les minerais argentifères de l'Estramadure, en Espagne. En 1823, on a découvert du platine en Sibérie, dans les sables aurifères qui sont au pied des monts Ourals. En 1847, M. l'ingénieur Gueymard a trouvé le même métal, mais en très-minimes proportions, dans les diverses roches et minerais des Alpes Dauphinoises, dans le sable du Drac, dans les pyrites de l'Isère, les galènes de l'Isère et de la Savoie, dans les cuivres gris carbonatés.

Tout récemment, on a signalé le platine dans les sables aurifères et diamantifères de Bornéo, où sa quantité, d'après les calculs de plusieurs naturalistes, ne s'élèverait pas à moins de 300 kilogr. par année, s'il

(1) Un auteur italien, Cortinovis, a essayé de prouver, en 1790, que ce métal était l'*ELECTRUM* des anciens; mais il est bien évident que l'*ELECTRUM* n'était autre chose qu'un alliage d'or et d'argent dont on faisait des coupes, des statues et des colonnes. En 1824, Rever, très-savant antiquaire normand, a donné beaucoup plus de probabilités à l'opinion que les Grecs et les Romains connaissaient et employaient à des ouvrages précieux le platine, les premiers sous le nom d'*OR BLANC*, les seconds sous celui de *PLOMB BLANC*. (*Discussions sur l'antiquité de la découverte et de l'usage du platine; citations de divers auteurs anciens à ce sujet.* F. Rever. 2^e édition. Rouen, 1827.) M. Ferd. Hoefler, dans son intéressante *Histoire de la chimie*, croit aussi que le *PLOMB BLANC* dont parle Pline ne pouvait être que du platine.



était convenablement recueilli. Jusqu'ici, les indigènes et les Chinois qui extraient précieusement l'or des sables du district méridional de Bornéo, rejettent le platine comme matière sans valeur, parce qu'ils ne connaissent pas encore les moyens de travailler ce métal.

La présence du même métal a encore été reconnue dans les terrains aurifères de la Guyane, de la Californie, de l'Orégon, du lac Supérieur, dans les États Unis d'Amérique, de l'Australie.

Le platine se présente ordinairement, dans les sables, en paillettes minces ou en grains irréguliers, le plus souvent aplatis ; les plus volumineux sont habituellement de la grosseur d'un petit pois. On a trouvé quelquefois des masses ou pépites de platine d'un volume remarquable, pesant depuis 800 gr. jusqu'à 5^{kil},10 et même 11 kilogr. et demi.

Composition du minéral de platine du commerce. — Dans tous les cas, le platine qu'on isole par des lavages de ces sables est loin d'être un métal pur. Ce qu'on appelle, dans le commerce, le *minerai de platine*, est un mélange très-complexe, puisqu'il renferme du platine allié à du rhodium, du palladium, de l'iridium, de l'osmium, du ruthénium, de l'osmiure d'iridium, des grains noirs composés de fer titané et chromé, des paillettes d'un alliage d'or et d'argent, du fer magnétique en écailles, des sulfures de plomb et de cuivre, du sable quartzeux, des hyacinthes, des rubis spinelles.

Voici la teneur en platine pur ou presque pur des principaux minerais analysés jusqu'ici par MM. Claus, Bleekerode, Deville et Debray :

MINERAL	{	du Choco ou de Colombie.....	76,82 à 86,20 p. 100
		de Barbaças (province d'Antioquia).....	81,30 —
		de Pinto (Amérique du Sud).....	81,34 —
		de Californie	76,50 à 85,50 —
		de l'Orégon.....	50,45 —
		d'Australie	59,80 à 61,40 —
		d'Espagne.....	45,10 —
		non magnétique de Nijni-Tagilsk (Sibérie).	78,01 —
		magnétique de la même localité.....	73,58 —
		de Goro-Blagodot (Sibérie).....	85,97 —
		de Banjarmassin (Ile de Bornéo)	70,21 —

Extraction. — Vous concevez, Messieurs, que pour isoler le platine de toutes ces substances étrangères qui l'accompagnent, il faut recourir à de nombreuses opérations. Toutefois, depuis les travaux de Wollaston, de Vauquelin, de Bréant, de Knight, etc., l'extraction de ce métal est bien simplifiée. Voici comment on la pratique :

On enlève d'abord toutes les parties terreuses au moyen de lavages, toutes les parcelles d'oxyde de fer magnétique au moyen du barreau aimanté, l'or et l'argent par l'amalgamation, lorsque toutefois cette opération est avantageuse. Le minerai, calciné au rouge, est alors épuisé par de l'eau régale étendue d'un peu d'eau, afin de dissoudre le moins

possible d'iridium qui a l'inconvénient de rendre le platine cassant. On opère, dans des cornues tubulées, sous des cheminées ayant un fort tirage, attendu que les vapeurs qui se dégagent ont des propriétés très-délétères.

C'est Delisle qui, le premier, en 1773, eut l'idée de précipiter le métal de ses dissolutions par le sel ammoniac et de calciner le précipité.

Jeannety, orfèvre de Paris, fut un des premiers qui, vers 1700, sut extraire du minerai de platine un métal susceptible d'être forgé, et qui l'appropria aux usages de la chimie en le réduisant en fils, en lames, puis en creusets et autres ustensiles de laboratoire. Par là, il contribua à la révolution qui s'opéra dans la chimie analytique, il y a bientôt un siècle, les vases de platine permettant l'emploi de procédés sûrs et faciles dont les anciens chimistes n'avaient aucune idée. Jeannety, à l'exemple de Schæffer et de Rochon, fondait son minerai de platine, d'abord lavé, avec de la potasse et de l'acide arsénieux, coulait ensuite son arséniure de platine en plaques peu épaisses, et l'exposait à une chaleur graduée jusqu'au rouge blanc, pour en volatiliser l'arsenic. Il soumettait à l'action réitérée de la chaleur et du marteau la masse poreuse qui restait, afin de la rendre compacte. On a abandonné ce procédé.

Celui qu'on emploie aujourd'hui a été inventé par Wollaston, qui ne l'a rendu public qu'en 1829 : il repose sur ce fait curieux, constaté d'abord par Knight, que la mousse de platine peut se forger et devenir malléable par une forte compression, le recuit et le martelage. Voici comment on opère :

On broie l'éponge avec de l'eau pour former une bouillie claire qu'on passe à travers un tamis fin. La pâte égouttée est introduite dans un cylindre en fer creux (fig. 715), légèrement conique, fermé à l'une de ses extrémités par une petite plaque de fer épaisse, et graissé à l'intérieur. On comprime doucement la pâte d'abord avec un piston de bois, puis avec un piston en acier, sur lequel ensuite on exerce une grande pression, soit au moyen d'une presse, soit, lorsqu'on agit en petit, à coups de marteau. Le cylindre de platine obtenu de cette manière a déjà une grande densité, un fort brillant métallique et assez de cohésion pour sortir du moule sans se rompre.

On le soumet pendant un quart d'heure au rouge blanc, et on le martèle sur une enclume pour en bien souder toutes les parties. En répétant cette double manœuvre pendant une demi-heure, le lingot de platine est terminé. On peut alors le laminier, l'étirer en fil, comme le fer.



Fig. 715. — Appareil pour comprimer l'éponge de platine.



Dès 1818, Bréant, alors vérificateur des essais à la Monnaie de Paris, était parvenu, par un procédé qui est resté secret, à rendre le platine parfaitement malléable; aussi remporta-t-il la médaille d'or à l'Exposition de 1819.

En 1859, MM. Deville et Debray ont fait connaître une nouvelle méthode pour le traitement du minerai de platine. Elle repose sur la propriété que possède le plomb de dissoudre tous les métaux de ce minerai, moins le fer et l'osmiure d'iridium. On chauffe donc fortement, dans un four à réverbère, un mélange de galène et de minerai à poids égaux, on y ajoute une certaine quantité de litharge, et on obtient ainsi un bain métallique au fond duquel se dépose l'osmiure d'iridium et sur lequel nage une scorie plombeuse. On décante le platine plombifère au moyen d'une cuillère de fonte et on le coule dans des lingotières. On soumet alors cet alliage impur à la coupellation dans les mêmes appareils qui servent à la coupellation de l'argent; toutefois, on opère à une plus haute température et dans un vif courant d'air. Tous les métaux étrangers sont volatilisés ou oxydés et entraînés par l'oxyde de plomb qui s'absorbe dans la coupelle. Le platine brut est ensuite affiné au moyen du nouveau procédé de fusion qu'ont découvert MM. Deville et Debray.

Ces ingénieux chimistes ont reconnu qu'il est très facile de fondre le platine en le plaçant dans un creuset en chaux et faisant arriver sur lui la flamme d'un chalumeau alimenté par un mélange d'oxygène et de gaz d'éclairage.

La figure 716 donne une idée suffisante de cet appareil ingénieux. Le creuset est formé de deux coupes en chaux, la voûte AA et la sole B s'ajustent exactement l'une sur l'autre; une rainure latérale D sert à l'introduction du métal à fondre et à sa sortie quand il a été fondu. Un trou légèrement conique pratiqué au centre de la voûte reçoit le bec du chalumeau EEE'E', qui est construit d'après les principes que je vous ai déjà indiqués (1).

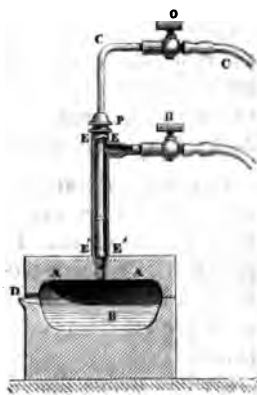


Fig. 716. — Appareil pour la fusion du platine.

En moins d'une demi-heure, au moyen de cet appareil, on liquéfie aisément des masses de 15 à 20 kilogr. de platine, qu'on peut couler en lingots dans une lingotière en fer recouverte de plombagine.

Pendant cette fusion, la chaux agit sur toutes les impuretés, fer, cuivre, silicium, etc., et les transforme en composés fusibles qui pénè-

(1) Voir 16^e leçon, t. I^{er}, p. 462.

trent sa substance si poreuse ; elle agit comme une coupelle dont la matière purifierait le métal qu'on y fond.

Chaque kilogramme de platine exige, pour sa fusion et son affinage, 50 à 60 litres d'oxygène et une quantité à peu près double de gaz d'éclairage.

Les nouveaux procédés de MM. Deville et Debray sont dès à présent adoptés en France et en Angleterre par les maisons qui travaillent le platine. M. Mathey, de Londres, fond jusqu'à 100 kil. de métal à la fois.

Un habile fabricant de Hanau, M. Héraens, a fait faire un pas de plus à cette belle industrie du platine, en imaginant de couler ce métal fondu dans des moules en fer forgé revêtus intérieurement d'une feuille de platine d'un millimètre d'épaisseur ; cette feuille supporte le premier contact du métal en fusion et annule ainsi tous les inconvénients dus à la fusibilité du fer. Grâce à cette simple précaution, les lingots sont très-sains, entièrement dépouillés de ces bulles que présentent si souvent les métaux fondus, et dont le platine n'est pas plus exempt que les autres quand il a été coulé sans précaution.

D'après M. Debette, la production annuelle du platine serait de 2150 à 2300 kil., à savoir

Colombie et Brésil.....	250 à 300
Monts Ourals.....	1900 à 2000
	<hr/>
	2150 à 2300

On épure, chaque année, dans le département de la Seine, une quantité moyenne de minerai brut qu'on peut évaluer à 18½ kilogr., qui, à 325 fr. le kilogr., représentent une valeur de 59800 fr. Cette quantité donne environ 129 kilogrammes de platine épuré valant, à raison de 900 fr. chaque, 116400 fr.

Caractères distinctifs. — Pur, le platine a une couleur d'un gris d'acier très-clair, approchant du blanc de l'argent. Quoique susceptible d'un beau poli, il n'a pas l'éclat de ce dernier métal ; aussi ne peut-il servir avantageusement comme lui à la fabrication des bijoux. Il est à la fois très-malléable, très-ductile, très-tenace, et assez mou pour que les ciseaux le coupent facilement quand il est en fils ou en lames.

C'est le moins dilatable des métaux ; aussi sert-il, de préférence à tous les autres, à la fabrication des étalons de poids et de mesures, des pièces d'horlogerie délicates, des thermomètres métalliques. C'est le plus pesant de tous les corps connus.

Chauffé au rouge blanc, il se ramollit et se laisse forger et souder comme le fer. Il ne fond qu'au feu de forge le plus violent ou à la flamme du chalumeau à gaz. Pendant sa fusion, il absorbe l'oxygène à la manière de l'argent, et *roche* comme ce dernier par le refroidissement.

C'est en raison de sa résistance à la chaleur qu'il est plus propre

que tout autre métal à faire des creusets, des cornues, des vases évaporatoires, des alambics, qui peuvent supporter le feu le plus ardent.

Une de ses propriétés physiques les plus remarquables, c'est sa porosité et par suite la faculté qu'il possède de condenser les gaz à sa surface, ce qui donne lieu à certains phénomènes qu'on a généralement attribués au simple contact.

Ainsi, vous avez vu, à propos de la *lampe de sûreté* des mineurs (1), qu'une spirale de fil de platine placée au-dessus de la mèche de cette lampe (fig. 717) se montre incandescente, aussitôt qu'elle s'éteint, par suite de la présence dans les galeries d'un mélange d'air et d'hydrogène protocarboné.

On arrive au même résultat en suspendant une spirale semblable au-dessus de la mèche d'une lampe à alcool en activité (fig. 718); dès qu'on éteint la flamme, le platine se montre rouge de feu et se maintient dans cet état tant qu'il est entouré de vapeur alcoolique et d'air.

Le même phénomène se produit en plaçant



Fig. 717. — Spirale de platine placée au-dessus de la mèche de la lampe de sûreté.



Fig. 718. — Spirale de platine sur la lampe à alcool.



Fig. 719. — Lampe sans flamme.

la spirale préalablement chauffée au rouge dans un verre au fond duquel on a mis un peu d'alcool et d'éther (fig. 719). C'est là ce qu'on appelle la *lampe sans flamme de Davy*.

L'expérience suivante est encore plus convaincante. Je chauffe au rouge un creuset de platine, en le plaçant au-dessus d'un bec alimenté par ce mélange d'air et de gaz d'éclairage qu'on emploie journellement dans les laboratoires pour les calcinations (fig. 720). Je supprime la flamme, et au bout de quelques instants j'ouvre de nouveau le bec, mais sans enflammer le gaz qui en sort; dès que celui-ci arrivera sur le creuset encore chaud, le métal redeviendra incandescent et restera dans cet état tant qu'il sera frappé par le courant de gaz.

Tous ces effets sont dus, comprenez-le bien, à ce que le platine forgé ou fondu, qui ne paraît pas perméable aux gaz à la température ordi-

(1) Voir 1^{re} leçon, t. 1^{er}, p. 474.

naire, devient poreux à une température élevée, condense les gaz, s'échauffe et détermine dès lors la combustion lente des gaz combustibles

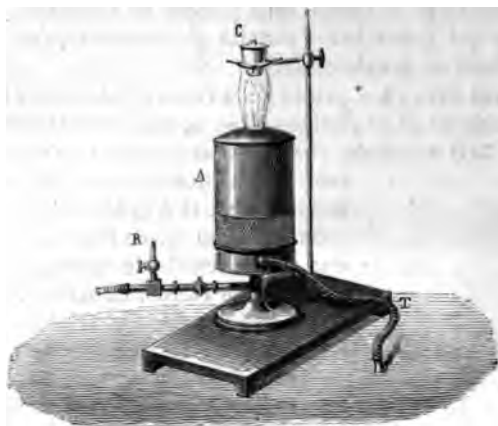


Fig. 720. — Appareil à gaz pour les calcinations.

en présence de l'air; c'est ensuite la chaleur dégagée par cette combustion qui maintient le métal à l'incandescence.

Preuve de la porosité du platine. — M. H. Deville et Troost ont mis en évidence cette porosité du platine à une température élevée au moyen de l'expérience suivante :

Un tube de platine est placé dans l'axe d'un tube plus large en por-

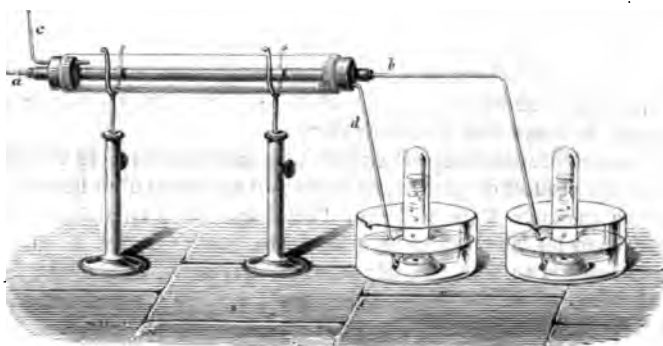


Fig. 721. — Appareil pour constater la porosité du platine.

celaine vernie (fig. 721); les extrémités de ce dernier sont fermées avec de bons bouchons, que traversent les tubes en verre *a*, *b*, *c*, *d*. On fait

passer un courant d'hydrogène dans le tube de platine, et un courant d'acide carbonique dans le tube de porcelaine.

Tant que l'appareil est à la température ordinaire, l'hydrogène sort par le tube *b*, et l'acide carbonique par le tube *d*. Mais si l'on vient à chauffer au rouge vif le milieu de l'appareil, on constate bientôt que du tube *d* il se dégage de l'hydrogène, car le gaz s'enflamme par une bougie allumée, tandis que par le tube *b*, il sort de l'acide carbonique, ce que l'on reconnaît au moyen de l'eau de chaux.

Ainsi, vous le voyez, les deux gaz ont changé de position, preuve qu'ils ont passé au travers du platine chauffé au rouge exactement comme ils traversent, à la température ordinaire, les tubes en terre, les vessies de porc, les ballons en caoutchouc et toutes les autres membranes végétales et animales.

Le platine à l'état de *mousse* ou d'*éponge* possède à un plus haut degré que lorsqu'il est fondu ou forgé, les propriétés remarquables dont je viens de parler. C'est ce que l'on constate très bien en introduisant un morceau d'éponge de ce métal dans une cloche remplie de gaz tonnant (*fig. 722*) ; à l'instant même il se produit une détonation violente, absolument comme lorsqu'on en approche une bougie enflammée. Vous



Fig. 722. — Action de l'éponge de platine sur le mélange d'oxygène et d'hydrogène.



Fig. 723. — Briquet de Döbereiner.

devez vous rappeler que c'est sur cette rapidité d'action de la mousse de platine que repose la construction du *Briquet de Döbereiner* (*fig. 723*).

Propriétés remarquables de la mousse et du noir de platine. — Je rappelle encore à vos souvenirs que cette même mousse, sous l'influence d'une légère chaleur, détermine la combinaison de l'acide sulfureux avec l'oxygène, celle de l'azote avec l'hydrogène, la

production de l'acide azotique au moyen de l'oxygène et de l'ammoniaque, sans que, pour cela, elle change de nature, perde ni augmente de poids, ni subisse, en un mot, la moindre modification.

Le platine en poudre qu'on obtient en plongeant une lame de zinc dans une dissolution très-acide de bichlorure de platine est encore plus actif; mais, de toutes les formes qu'on peut donner à ce métal, celle sous laquelle il atteint la plus grande division et possède à un degré véritablement extraordinaire la puissance d'absorption des gaz et la faculté de déterminer leur combinaison avec l'oxygène de l'air, c'est celle que M. Liebig a désignée sous le nom de *Noir de platine*.

On l'obtient en faisant bouillir une dissolution de chlorure de platine, dans un grand ballon de verre, avec du carbonate de soude et du sucre. Il se dépose du platine en poudre d'un noir de suie, qu'on purifie par des lavages à chaud avec l'alcool, puis avec l'acide chlorhydrique, la potasse et enfin l'eau.

Ce *noir de platine*, convenablement séché, absorbe, d'après M. Liebig, jusqu'à 745 fois son propre volume d'hydrogène, avec un dégagement de chaleur qui peut s'élever jusqu'au rouge.

Il provoque subitement l'inflammation des gaz combustibles dans l'air, et la moindre parcelle produit l'explosion des mélanges gazeux détonants. — Il enflamme la vapeur de l'esprit-de-vin, et quand on l'humecte de ce liquide, en le tenant au contact de l'air, il le transforme rapidement en vinaigre. — Il détermine la combustion du papier et des corps organiques sur lesquels on le chauffe légèrement. — Enfin, il est l'agent provocateur d'une foule de réactions curieuses entre des corps qui restent inertes hors de son contact.

Aussi ce *noir* est-il devenu, dans les mains des chimistes, d'une utilité journalière pour opérer des phénomènes, des métamorphoses qu'on ne saurait obtenir d'une autre manière.

On peut remplacer avec économie l'éponge et le noir de platine par du charbon ou de la pierre ponce qu'on a fait bouillir pendant quelques minutes dans une solution de bichlorure de platine et qu'on a calcinés ensuite en vase clos.

Ce qui démontre bien que c'est l'état de porosité et non la nature de la substance qui détermine les curieuses réactions chimiques dont il vient d'être question, c'est que la pierre ponce peut, dans son état ordinaire, produire absolument les mêmes effets. Témoin la vapeur de soufre et l'hydrogène gazeux, qui, en passant sur cette pierre poreuse, échauffée à 400°, fournissent de l'acide sulfhydrique en abondance, d'après les expériences de M. Cœnwinder, de Lille.

Composés du platine. — Le platine, forgé ou fondu, est inaltérable à l'air, à quelque température que ce soit. Il y a bien deux oxydes de ce métal, PtO et PtO_2 , mais on ne peut les produire que par des procédés particuliers; ces oxydes, comme ceux de l'or, ne manifestent



que fort peu d'affinité pour les acides, et sont très-aisément réductibles.

Il a peu de tendance à se combiner avec les autres éléments, si ce n'est avec le chlore, le phosphore et l'arsenic. Avec ces deux derniers, il forme des composés cassants et très-fusibles. On ne peut, sans inconvénient, chauffer dans un creuset de platine de l'acide phosphorique ou des phosphates, de l'acide arsénieux ou des arsénites, de l'acide arsénique ou des arsénates, avec du charbon, parce que le phosphore et l'arsenic, mis en liberté, déterminent aussitôt la fusion du métal.

Il en est de même du plomb, du zinc, de l'étain et autres métaux très-fusibles.

Un mélange de silice et de charbon attaque également le platine, parce qu'il se forme un siliciure très-cassant ; c'est là la cause la plus ordinaire de la détérioration

des creusets qu'on expose directement dans les feux de charbon ; aussi est-il prudent de les renfermer dans des creusets de terre en les entourant de chaux vive, de magnésie calcinée ou d'alumine : mieux vaut encore les chauffer au gaz au moyen de l'appareil ci-contre (fig. 724).

Bichlorure. — Le platine résiste à tous les acides, même les plus concentrés, à l'exception de l'eau régale. Cependant, lorsqu'il est allié à des métaux solubles dans l'acide azotique, à l'argent, par exemple, il devient soluble dans cet acide.

L'eau régale qui agit le mieux sur lui est celle que l'on forme avec 1 partie d'acide azotique et 3 parties d'acide chlorhydrique. Le métal se trouve converti en bichlorure ou perchlorure, PtCl_2 , dont la dissolution est d'un rouge intense quand elle est concentrée, et jaune quand elle est étendue ; elle donne de petits prismes par la concentration et le refroidissement ; ces cristaux sont très-solubles dans l'alcool et dans l'éther.

Usages du platine. — C'est en raison de son inaltérabilité par les acides, qu'on a fait du platine une application si avantageuse. On remplace les vases de verre qui servaient jadis à la concentration de l'acide sulfurique par des alambics de ce métal ; on en fabrique également des cucurbites pour l'affinage de l'or et de l'argent, et, dans les



Fig. 724. — Calcination au moyen de la lampe à gaz.

laboratoires, on en fait des capsules dans lesquelles on peut faire réagir, sur une foule de corps, les acides qui attaqueraient tous les autres vases métalliques.

Malheureusement, le prix élevé du platine limite beaucoup les services qu'il pourrait rendre à l'industrie et à l'économie domestique. Un alambic en ce métal, de petite dimension, pour la concentration de l'acide sulfurique, coûte environ 25000 fr.

On réduit singulièrement la dépense en faisant des vases de cuivre plaqués en platine ; mais, dans ce cas, il faut se servir de platine fondu, et non de platine forgé, parce que ce dernier est trop poreux. En effet, quand on verse de l'acide azotique dans un vase en cuivre plaqué en platine ordinaire, l'acide attaque le métal inférieur en passant, évidemment, à travers les pores du platine. Cela n'a pas lieu avec le plaqué mince fait avec le platine fondu.

Ce métal ne résiste pas aussi bien à l'action des alcalis et des azotates alcalins qu'à celle des acides, surtout à des températures élevées ; il se forme un peu d'oxyde, PtO^2 , qui donne à ces substances fondues une teinte d'un vert noirâtre. C'est pour cette raison qu'on préfère aux creusets de platine ceux d'argent pour l'attaque des minéraux par les alcalis.

On a frappé et l'on frappe souvent, en France, des médailles en platine pour en assurer la durée. La première fut présentée à l'Institut par le graveur des monnaies Duvivier, en 1799 ; elle était à l'effigie du Premier Consul, et avait reçu 2000 coups de balancier. La Russie a même eu pendant quelque temps une monnaie de platine de 3, 6 et 12 roubles ; 870 pouds de platine (14250 kilogr.) ont été employés à cet usage ; mais cette monnaie est maintenant retirée de la circulation. Ce métal fut employé, pour la première fois, en mécanique, dans l'exécution d'une montre présentée, en 1788, à Louis XVI ; les axes et les palettes de la roue de rencontre étaient en platine.

On s'est aussi servi du même métal pour faire des *grains de lumière* et des placages sur les bassinets des fusils à pierre, des cuillères destinées à être plongées dans des mélanges acides, comme la *moutarde*, par exemple. Les dentistes le font servir à la confection des bases solides des râteliers, et c'est cette application, la première en date, qui a le plus contribué à répandre, en dehors des laboratoires, l'usage du précieux métal. On l'emploie dans l'art du doreur, sous forme de feuilles, pour remplacer l'argent, à cause de son inaltérabilité à l'air. Mais son poids, son peu d'éclat, sa couleur peu avantageuse, l'ont fait à peu près abandonner par la bijouterie.

On augmente considérablement l'éclat de la flamme du gaz hydrogène, obtenu de la décomposition de l'eau, en interposant au milieu d'elle un petit cylindre formé par une toile de platine à mailles et fils très-fins. C'est à ce mode d'éclairage, que M. Gillard essaya de vulgariser en 1816, qu'on donna le nom impropre de *gaz-platine*.



APPLICATIONS DU BICHLORURE DE PLATINE. 677

M. Stamm a montré, presque à la même époque, qu'en posant tout simplement un fil de platine à quelques millimètres au-dessus de l'orifice d'un bec de gaz ordinaire, la flamme de celui-ci acquiert un pouvoir éclairant considérable. Le bec qui, avant cette addition, brûlait 140 litres de gaz par heure, n'en consomme plus, en présence du fil métallique, que 92 litres, tout en fournissant la même somme de lumière. Cela tient, d'après M. Grassi, à ce que le fil, en divisant la flamme et en retardant l'écoulement du gaz, provoque une décomposition plus complète de ce dernier, et qu'ainsi il y a au centre de la flamme une plus grande quantité de charbon mis à nu, ce qui nécessairement augmente le pouvoir éclairant.

Alliages du platine. — Quelques-uns de ses alliages peuvent être utilisés par les orfèvres. Voici, par exemple, deux alliages indiqués par M. Bolzani, qui ressemblent à l'or sous le rapport de la couleur, de l'éclat et de la durée :

I	II
Platine..... 3	Platine..... 2
Cuivre..... 13	Argent..... 1
On modifie ces proportions	Laiton..... 2
suivant la couleur qu'on veut	Nickel..... 1
obtenir.	Cuivre..... 5

Wagner a introduit dans l'art de l'émailleur un alliage de platine et d'argent résistant parfaitement au feu, et produisant un effet presque aussi utile que celui de l'or ; le même alliage a été employé dans les ateliers d'horlogerie fine de Versailles. L'alliage du platine avec le cuivre sert à construire des miroirs de télescope qui conservent invariablement leur beau poli. On le fait entrer quelquefois, à l'état de feuilles minces, dans le corroyage des lames damassées. Enfin, en 1857, M. Chapuis a constaté que le rhodium, allié au platine, forme un alliage qui peut être martelé et laminé sans difficulté, et qui jouit de la merveilleuse propriété d'être complètement inattaquable par l'eau régale. Ainsi s'est trouvé réalisé un des vœux les plus ardents de la chimie pratique.

L'*or blanc* des orfèvres est un alliage de 800 d'or et de 200 de platine.

Applications du bichlorure. — De tous les composés du métal remarquable dont je parle, le plus intéressant par ses applications est le bichlorure, dont je vous ai indiqué précédemment la préparation.

Dans les fabriques de porcelaine, on en recouvre certains vases aux quels on veut donner un lustre métallique intermédiaire entre le blanc d'argent et le gris d'acier. On étend, pour cela, sa dissolution concentrée et mêlée avec de l'essence de lavande sur le vernis de la poterie

qu'il s'agit de lustrer, puis on passe la pièce au feu. Le platine paraît avec son éclat métallique ; il est étendu également sur toute la pièce, dont il cache la couleur, et il a pris un poli aussi vif, aussi éclatant que s'il l'eût reçu du brunissoir.

C'est le chimiste prussien Klaproth qui, dès 1793, fit connaître ce nouveau procédé d'orner la porcelaine. Mais le *lustre de platine*, qui a d'abord été très en vogue comme tous les autres lustres métalliques, est maintenant presque oublié.

Depuis 1848, M. Salvétat a trouvé un nouvel emploi du platine divisé dans la peinture sur porcelaine. Il a reconnu que, fondu avec des proportions convenables de minium, de sable et de borax, il donne des gris d'un ton fin, bien supérieurs à tous les gris employés jusqu'alors, parce qu'ils sont toujours de même nuance et qu'ils ne modifient pas les autres couleurs qui sont appliquées à côté d'eux. On obtient facilement la poudre de platine destinée à cette application, en précipitant une dissolution de bichlorure par du sel ammoniac en excès, et chauffant ce précipité jusqu'à volatilisation complète de ce dernier. Le résidu est une poudre grise, qui se laisse facilement broyer et mêler intimement au fondant.

En calcinant le précipité jaune orangé que forme l'azotate de protoxyde de mercure dans la même dissolution, et fondant le résidu avec du strass ou d'autres matières vitreuses, on obtient un émail noir de toute beauté.

Le bichlorure de platine peut aussi servir à faire une encre rouge-pourpre pour marquer le linge à la place de l'azotate d'argent. On écrit sur le linge, imprégné d'abord d'une solution gommée de carbonate de soude (12 gr. de carbonate de soude et de gomme pour 45 gr. d'eau), avec une dissolution de platine formée de :

Bichlorure de platine.....	4 grammes.
Eau distillée	64 —

Lorsque l'écriture est sèche, on passe sur chaque ligne une plume trempée dans une dissolution faite avec :

Protochlorure d'étain.....	4 grammes.
Eau distillée.....	64 —

Aussitôt les caractères prennent une belle couleur pourpre, parfaitement inaltérable, et résistant au savon.

Distinction de la soude et de la potasse. — Un autre emploi de la dissolution concentrée du bichlorure de platine, c'est de servir, entre les mains du chimiste, de moyen de distinction entre la soude et la potasse. A chaque instant, dans les fabriques aussi bien que dans les laboratoires, on a besoin de savoir quel est l'alcali ou le sel alcalin



que renferme une liqueur. Quelques gouttes de chlorure de platine décident la question. En effet, dans l'eau de potasse ou dans un sel de potasse, ce réactif produit un précipité jaune pulvérulent, qui est un double chlorure de potassium et de platine, $KCl + PtCl_2$ (*chloroplatinate de potassium* des chimistes allemands), fort peu soluble dans l'eau : tandis que, dans l'eau de soude ou les sels de soude, aucun trouble, et à plus forte raison aucun précipité, ne se forme, tant le double chlorure de platine et de sodium est soluble.

Il est vrai que, par cette réaction, on pourrait confondre les sels de potasse avec les sels ammoniacaux, qui précipitent aussi en jaune ; mais le précipité, dans ce dernier cas, $AzH_3, HCl + PtCl_2$ (*chloroplatinate d'ammoniaque*), se distingue aisément de celui produit dans les sels de potasse, au moyen d'un peu de chaux qui, par sa trituration avec lui, développe aussitôt l'odeur vive et pénétrante de l'ammoniaque caustique.

Vous voyez, Messieurs, par tout ce qui précède, que le platine est un des métaux les plus précieux. Il est vraisemblable que si les alchimistes l'avaient connu, ils eussent été fort embarrassés de faire un choix entre ce métal et l'or, et d'assigner la première place à l'un ou à l'autre parmi les métaux parfaits.

CLASSIFICATION NATURELLE

DES MÉTALLOIDES ET DES MÉTAUX.

Avant d'abandonner le domaine de la chimie minérale, Messieurs, je ne dois pas vous laisser ignorer qu'on a essayé de distribuer les corps simples en groupes naturels analogues à ceux qui ont été institués pour les plantes, en se fondant sur l'ensemble de leurs caractères, et non sur un seul d'entre eux. A peine s'est-on occupé de chimie pendant quelques jours qu'on aperçoit les rapports évidents qui lient le chlore, le brome et l'iode les uns aux autres ; il ne faut pas non plus de longues études pour saisir des rapprochements de même ordre entre le baryum, le strontium et le calcium, parmi les métaux.

C'est le célèbre physicien Ampère (1) qui, le premier, s'est attaché à

(1) Ampère (André-Marie), né à Lyon le 22 janvier 1775, mort à Marseille le 10 juin 1836, a été un des savants les plus éminents du dix-neuvième siècle. On lui doit des recherches d'analyse mathématique transcendante, l'application de cette même analyse aux plus importantes questions de la mécanique rationnelle, de l'optique, de la physique des gaz, et même de la chimie moléculaire ; il a créé une science tout entière, l'électro-dynamisme, et il a eu la première idée de la télégraphie électro-magnétique. Après avoir débuté comme profes-

faire ressortir les analogies qui permettent de distribuer les éléments en familles naturelles. Il a été suivi dans cette voie par d'autres savants, notamment par M. Dumas. Mais si une classification de ce genre a été possible pour les métalloïdes, il n'en est pas de même pour les métaux, parce que l'histoire de beaucoup d'entre eux laisse encore trop à désirer.

Je vais néanmoins vous indiquer comment, en prenant en considération l'isomorphisme, les propriétés chimiques, la nature et le mode de combinaison des composés, il est possible de rattacher à un certain nombre de groupes ou de familles naturelles les éléments les mieux connus, sans tenir compte de la distinction artificielle qu'on en fait habituellement en *métalloïdes* et en *métaux*.

- 1^{re} Famille. Chlore, brome, iode, fluor.
- 2^e — Oxygène, soufre, sélénium, tellure.
- 3^e — Azote, phosphore, arsenic, antimoine.
- 4^e — Carbone, bore, silicium, titane, étain, tantale, niobium, ilménium.
- 5^e — Chrome, vanadium, molybdène, tungstène.
- 6^e — Or, platine, palladium, iridium, ruthénium, rhodium, osmium.
- 7^e — Aluminium, glucinium, zirconium, thorium, cérium, lanthane, didymium, yttrium, terbium, erbium.
- 8^e — Fer, manganèse, uranium.
- 9^e — Magnésium, zinc, cadmium, indium, cobalt, nickel, cuivre.
- 10^e — Bismuth, plomb, argent, mercure.
- 11^e — Baryum, strontium, calcium.
- 12^e — Potassium, sodium, lithium, rubidium, cæsium, thallium.
- 13^e — Hydrogène.

Cette classification, tout imparfaite qu'elle est, a l'avantage de mieux faire ressortir les propriétés essentielles des éléments analogues, et par suite de soulager la mémoire, puisque, connaissant bien tel corps qui peut être considéré comme le *type* d'une famille, on peut en quelque sorte prévoir d'avance la manière d'être ou les caractères fondamentaux des autres corps de la même famille.

Au premier abord, il peut vous paraître surprenant que l'hydrogène, regardé jusqu'ici comme un métalloïde, soit placé non loin des métaux alcalins; mais lorsqu'on envisage sa manière d'être dans les combinaisons, on reconnaît bientôt qu'il fonctionne absolument comme eux, et, sous ce point de vue, l'analogie est si grande que nombre de chimistes modernes regardent l'hydrogène comme un métal gazeux.

seur de physique à l'École centrale du département de l'Ain, en décembre 1801, un an après il était appelé à la chaire de mathématiques du lycée de Lyon, puis bientôt il fut nommé répétiteur d'analyse à l'École polytechnique, où il ne tarda pas à être professeur en titre. Il occupa aussi la chaire de physique mathématique au Collège de France, et devint inspecteur général de l'Université. Il était de l'Académie des sciences de l'Institut dès 1814, et membre de toutes les grandes sociétés savantes de l'Europe. Son remarquable ouvrage sur la *Philosophie des sciences*, en 2 vol. in-8°, date de 1834; il fut composé en Auvergne.



CLASSIFICATION DES CORPS SIMPLES. 681

Il est certain que l'eau ou protoxyde d'hydrogène joue le rôle de base en présence des acides, qu'elle s'y combine en proportions définies, et qu'elle remplace équivalent pour équivalent, les protoxydes métalliques de la même formule qu'elle = XO.

Les acides cristallisés et les acides liquides à la température ordinaire retiennent toujours une certaine quantité d'eau qui s'y trouve en véritable combinaison, puisque sa proportion est constante et telle que la quantité de l'oxygène de l'acide est un multiple par un nombre entier de la quantité de l'oxygène de l'eau ; ce rapport est donc conforme à la loi de Berzelius, qui régit les sels ordinaires. En voici la preuve :

Acides hydratés.	Sels correspondants.	Rapport de l'oxygène de l'acide à l'oxygène de l'eau et de la base.
Acide sulfurique à 66° = SO ³ ,HO	Sulfate de potasse = SO ³ ,KO	:: 3 : 1
— azotique fumant = AzO ⁵ ,HO	Azotate d'argent = AzO ⁵ ,AgO	:: 5 : 1
— métaphosphorique = PhO ³ ,HO	Métaphosphate de soude = PhO ³ ,NaO	:: 5 : 1
— pyrophosphorique = PhO ³ ,2HO	Pyrophosphate de soude = PhO ³ ,2NaO	"
— phosphorique ordin. = PhO ³ ,3HO	Phosphate de soude = PhO ³ ,3NaO	"

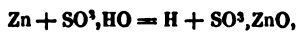
Les acides hydratés sont donc de véritables sels dont l'eau est la base, et c'est parce qu'il les envisageait de cette manière que Berzelius les a nommés des *sels hydriques*.

Vous voyez donc que lorsqu'on met les acides hydratés en présence d'une base, ils donnent des sels distincts contenant autant d'équivalents de base fixe métallique qu'il y avait d'équivalents d'eau dans chaque acide libre.

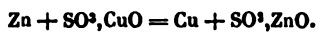
Or, comme il n'y a que les corps analogues qui se remplacent mutuellement dans les combinaisons, il s'ensuit que le protoxyde d'hydrogène fonctionne comme les protoxydes du potassium, du sodium, de l'argent, d'où naturellement l'idée que l'hydrogène est assimilable à ces métaux.

Ce qui fortifie cette manière de voir, ce sont les faits suivants :

1° Le zinc, en contact avec l'acide sulfurique hydraté ou *sulfate d'eau*, expulse tout l'hydrogène et prend sa place équivalent pour équivalent :

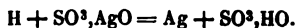


absolument comme le zinc plongé dans une dissolution de sulfate de cuivre fait déposer ce dernier métal pour se substituer à lui dans la liqueur :



2° L'hydrogène, à son tour, déplace d'autres métaux de leurs combinaisons : ainsi, quand il est comprimé, il décompose à froid le sulfate d'argent en faisant déposer de l'argent métallique ; à l'état de courant,

il produit sur ce sel légèrement chauffé la même réduction, et il distille de l'acide sulfurique hydraté :



3° Un fait, récemment découvert par Graham, constate encore mieux la nature métallique de l'hydrogène. Le palladium, l'un des métaux qui accompagnent le platine dans la nature, peut se charger de plus de 936 fois son volume d'hydrogène, lorsqu'on fait passer ce gaz, pendant une demi-heure, à la surface du métal placé sous forme de fil dans un voltamètre ordinaire. On remarque qu'alors ses propriétés, notamment sa densité, sa ténacité, sa conductibilité électrique, sa faculté magnétique, sont modifiées d'une manière permanente, absolument comme lorsqu'il s'allie avec un autre métal. D'après Graham, c'est un véritable alliage formé de 5 équivalents de palladium et de 2 équivalents d'*hydrogenium*, nom que le chimiste anglais donne au métal extrêmement volatil dont le gaz hydrogène ne serait que la vapeur (1).

4° Si, enfin, l'on considère que l'hydrogène, dans son état ordinaire, conduit très-bien la chaleur et l'électricité, propriétés physiques qui caractérisent essentiellement les métaux, vous voyez qu'on arrive à ne plus considérer comme étrange le classement de l'hydrogène parmi ces derniers.

Il est vrai que l'hydrogène, à l'état gazeux, s'éloigne complètement de ceux-ci ; mais vous savez bien que l'état physique des corps tient simplement à des conditions de température et de pression qui n'ont aucune influence sur leur nature chimique ; et puisque la liquidité du mercure n'a pas empêché de le ranger parmi les métaux, pourquoi n'y aurait-il pas un métal gazeux ?

(1) Graham (Thomas), né à Glasgow le 20 décembre 1805, est mort à Londres au mois de septembre de 1869. Après avoir professé la chimie à la célèbre institution Anderson dans sa ville natale, il vint remplir les mêmes fonctions, en 1837, au collège de l'Université de Londres, puis en 1855 il succéda à sir John Herschell, comme maître de la Monnaie. Ses travaux sur les acides du phosphore et de l'arsenic, sur la diffusion des gaz, sur la diffusion moléculaire des liquides (*osmose et dialyse*), sur le mouvement des gaz et sur leur passage à travers les corps perméables, leur condensation par les divers corps poreux, enfin ses belles observations sur l'union du palladium et de l'hydrogène, etc., l'avaient placé au premier rang parmi les chimistes anglais. Dès 1848, l'Académie des sciences de l'Institut l'avait admis au nombre de ses membres correspondants.

TABLE DES MATIÈRES

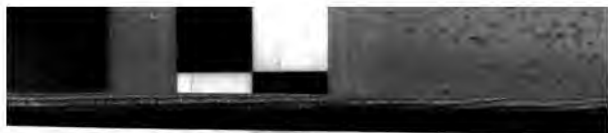
CHIMIE MINÉRALE. — MÉTAUX.

- XVIII^e LEÇON. — **Notions générales.** — Coup d'œil sur l'histoire des métaux et sur les opinions qui ont été successivement professées à leur égard. — Des alchimistes et de la *Pierre philosophale*. — Théorie du *phlogistique*. — Découvertes remarquables de sir H. Davy; réduction des radicaux métalliques des *terres* et des *alcalis*. — De l'analyse spectrale. — Classification des métaux. — Propriétés générales de ces corps. — Du briquet à gaz hydrogène. — Principe de nomenclature pour les composés des métaux et des métalloïdes..... 1
- XIX^e LEÇON. — **Des métaux (suite).** — Des *alliages* et *amalgames*. — Action des acides, et spécialement de l'acide azotique sur les métaux. — Applications. — De la gravure sur cuivre. — De l'*eau régale* et de ses emplois. — Des **oxydes métalliques**. — Des alcalis et des terres de l'ancienne chimie. — Propriétés générales des oxydes métalliques. — Préparation du gaz oxygène. — Procédé de Berzelius et Dulong pour la synthèse de l'eau. — Des *hydrates*. — Des **sels**. — Règles de nomenclature pour ces composés. — Coup d'œil sur l'ancienne et la nouvelle nomenclature..... 35
- XX^e LEÇON. — **Des métaux (suite).** — Généralités sur les sels. — Lois de composition. — De la cristallisation. — De l'eau de cristallisation et d'interposition dans les sels. — Phénomènes qui dépendent de la présence de l'eau dans ces composés. — Des *mélanges frigorifiques*. — Des précipitations et végétations métalliques. — De la décomposition des sels par les acides et par les bases. — De l'action des sels les uns sur les autres. — Manière d'être des métaux dans la nature. — Exploitation des mines. — Extraction des métaux de leurs minerais. — Principales opérations de la **MÉTALLURGIE**..... 65
- XXI^e LEÇON. — **Statique chimique.** — **Composés métalliques de la première section.** — Des *équivalents chimiques* ou *nombre proportionnels*. — De leur importance et de leur emploi dans la pratique. — De la notation chimique par signes ou *symboles*. — Formules chimiques. — Equations chimiques. — Des **COMPOSÉS MÉTALLIQUES DE LA PREMIÈRE SECTION**. — Des potasses et des sodes du commerce. — Des cendres des végétaux terrestres et marins. — Extraction des sels alcalins des cendres. — De l'**ALCALIMÉTRIE**. — Des diverses espèces de potasses commerciales..... 101
- XXII^e LEÇON. — **Composés métalliques de la première section (suite).** — Des diverses espèces de sodes. — Sodes naturelles, et en particulier de la soude de varech. — De l'**IODÉ** qu'elle fournit. — Étude de l'**IODÉ** et de ses belles applications. — Du **BROME**. — Du **NATRON**. — Sodes artificielles. — Préparation des lessives caustiques et des alcalis purs. — Théorie de la caustification. — Des **HYDRATES** de potasse et de soude. 128

- XXXVII^e LEÇON. — *Suite des métaux de la 6^e section.* — De l'ARGENT, de ses mines et de leur exploitation. — De la *coupellation* et du *pattinsonage*. — *Liquation*. — Production annuelle de l'argent. — Alliages utiles qu'il forme. — Essais d'argent par la voie sèche et par la voie humide. — De l'azotate d'argent et de la *Pierre infernale*. — De l'*argent fulminant*. — Chlorure d'argent et préparation de l'argent pur ou *vierge*..... 597
- XXXVIII^e LEÇON. — *Suite des métaux de la 6^e section.* — Application du chlorure d'argent à l'argenture des métaux. — Des autres modes d'argenture du cuivre et du laiton. — *Pluqué*. — Des *nielles*. — De l'or. — Ses mines et son extraction. — Sables aurifères et rivières qui charrient de l'or. — Du *départ* et de l'*affinage* des alliages d'or et d'argent. — Des alliages d'or employés. — Essais d'or. — Épreuve à la pierre de touche. — Moyen de reconnaître les pièces fausses. — De la dorure des métaux. — De la *galvanoplastie*. — Argenture galvanique. — Dorure sur porcelaine. — Dorure à l'huile ou à la colle..... 629
- XXXIX^e LEÇON. — *Suite des métaux de la 6^e section.* — Caractères distinctifs de l'or. — Ses oxydes et ses chlorures. — Du sesquichlorure et de ses usages. — Du *pourpre de Cassius*. — Du *lustre-Burgos*. — De l'*or fulminant*. — Du PLATINE : son état naturel, son extraction. — Propriétés remarquables de l'*éponge* et du *noir de platine*. — Ses composés et surtout du BICHLORURE. — Alliages. — Services rendus par ce métal à l'industrie. — CLASSIFICATION NATURELLE DES MÉTALLOÏDES ET DES MÉTALX..... 660

FIN DE LA TABLE DU TOME DEUXIÈME.

er
J.P.



4











