



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>

hem
108
1.5

24-1352 26-4



John Heard, Jr.

chem 7108.61.5

HARVARD COLLEGE LIBRARY

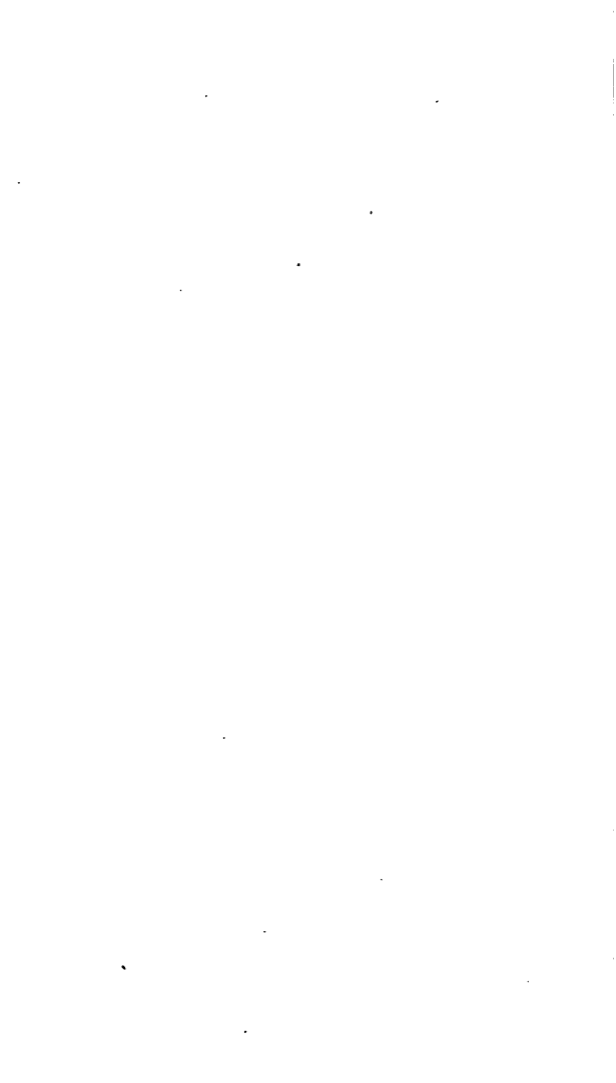
IN MEMORY OF

JOHN HEARD

LAWRENCE SCIENTIFIC SCHOOL

ENTER LIBRARY









ENCYCLOPÉDIE-RORET

FABRICANT

DE

PRODUITS CHIMIQUES

TOME PREMIER.

AVIS.

Le mérite des ouvrages de l'**Encyclopédie-Roret** leur a valu les honneurs de la traduction, de l'imitation et de la contrefaçon. Pour distinguer ce volume, il porte la signature de l'Éditeur, qui se réserve le droit de le faire traduire dans toutes les langues, et de poursuivre, en vertu des lois, décrets et traités internationaux, toutes contrefaçons et toutes traductions faites au mépris de ses droits.

Le dépôt légal de ce Manuel a été fait dans le cours du mois de juin 1861, et toutes les formalités prescrites par les traités ont été remplies dans les divers Etats avec lesquels la France a conclu des conventions littéraires.

A handwritten signature in black ink, appearing to read 'Roret', with a large, decorative flourish underneath.

ERRATUM.

Page 50, ligne 5, fig. 7, lisez : fig. 17.

MANUELS—RORET.

NOUVEAU-MANUEL COMPLET

DU

FABRICANT

DE

PRODUITS CHIMIQUES

FORMANT UN TRAITÉ DE

CHIMIE APPLIQUÉE AUX ARTS

A L'INDUSTRIE ET A LA MÉDECINE

ET COMPRENANT

**LA DESCRIPTION DE TOUS LES PROCÉDÉS ET DE TOUS LES APPAREILS
EN USAGE**

DANS LES LABORATOIRES DE CHIMIE INDUSTRIELLE.

Par M. G.-EUGÈNE LORMÉ,

Chimiste, Auteur du Manuel complet de la Fabrication des Savons.

TOME I.

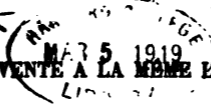
PARIS

**LIBRAIRIE ENCYCLOPÉDIQUE DE RORET,
RUE HAUTEFEUILLE, 12.**

1861

Tous droits réservés.

Chem 7108.61.5



EN VENTE A LA MEME LIBRAIRIE:

Nouveau Manuel complet de Chimie Agricole, par MM. DAVY et VERGNAUD. 1 vol. orné de figures.

. 3 fr. 50

— **Chimie amusante, ou Nouvelles Récollections chimiques**, par M. VERGNAUD. 1 vol. orné de figures.. . 3 fr.

— **Chimie analytique**, contenant des notions sur les manipulations chimiques, les éléments d'analyse inorganique qualitative et quantitative, et des principes de chimie organique, par MM. WILL, F. VOEHLER, J. LIEBIG et MALEPEYRE. 2 vol. ornés de planches et de tableaux. 5 fr.

— **Chimie inorganique et organique dans l'état actuel de la science**, par M. VERGNAUD. 1 gros vol. orné de figures. 3 fr. 50

— **Falsifications des Drogues simples ou composées**, par M. PÉDRONI, professeur. 1 vol. orné de fig. 2 fr. 50

— **Savons (Traité de la Fabrication des)**, contenant des notions sur les Alcalis, les corps gras saponifiables, et la description complète des procédés de Fabrication des Savons en tous genres, par M. G.-E. LOUAT. 1 vol. avec fig. 3 fr. 50

Traité de chimie appliquée aux arts et métiers, par M. J.-J. GUILLOUD, professeur de chimie et de physique. 2 forts vol. in-12 avec planches. . . . 10 fr.

— **de Chimie élémentaire inorganique et organique**, à l'usage des Ecoles et des Gens du monde, par E. BURNOUR. 1 gros vol. in-12. 3 fr.

— **des moyens de reconnaître les falsifications des Drogues simples et composées, et d'en constater le degré de pureté**, par BUSSY et BOUTRON-CHARLARD. In-8. 3 fr. 50

PRÉFACE.

Le Manuel du *Fabricant de Produits Chimiques* de M. S. Thillaye a eu deux éditions, dont la dernière en 1842. La vogue méritée dont a joui cet ouvrage et le talent bien connu de l'auteur nous dispensent d'en faire l'éloge. Mais depuis l'époque déjà éloignée à laquelle sa dernière édition a paru, la science a marché. D'une part, de nombreuses et remarquables améliorations ont été introduites dans les appareils et procédés de fabrication : d'autre part, des découvertes récentes et d'un intérêt général ont agrandi le domaine des arts chimiques. Disons aussi qu'un grand nombre de procédés décrits par M. Thillaye ont été remplacés par d'autres plus économiques et d'une exécution plus facile. Il en résulte que l'ouvrage de ce chimiste, très-pratique et très-complet, il y a une vingtaine d'années, ne se trouve plus en harmonie avec l'état actuel de la science. Malgré la similitude du titre, notre ouvrage diffère essentiellement de celui de M. Thillaye, ainsi qu'on peut s'en convaincre en comparant les anciennes éditions avec la nôtre.

Ce n'est qu'après y avoir sérieusement réfléchi, que nous avons accepté la tâche aussi délicate que difficile

de mettre cet ouvrage au niveau des perfectionnements et des découvertes de la chimie industrielle. Nous nous sommes efforcé, autant qu'il a été en notre pouvoir, de répondre à la confiance qui nous était témoignée, et le Manuel que nous publions aujourd'hui, est le fruit de nos connaissances pratiques.

Le cadre de cette nouvelle publication nous a permis de traiter, avec les développements les plus étendus, de la fabrication des produits chimiques les plus usuels et les plus importants. Pour donner une idée des matières dont nous parlons, nous citerons :

Les divers procédés d'extraction de l'oxygène et de l'hydrogène. — Le remplissage des ballons. — Les procédés d'extraction et de raffinage du soufre. — La préparation en grand des chlorures de potasse, de soude et de chaux. — Les nouveaux procédés d'extraction de l'iode et du brome. — La préparation de l'ammoniaque par le procédé Mallet. — Les divers modes d'extraction du phosphore ordinaire et du phosphore amorphe ou rouge. — La fabrication des allumettes phosphoriques ou chimiques. — La fabrication du charbon d'os ou noir animal. — La préparation des divers combustibles connus sous le nom de charbon de bois, charbon de tourbe, charbon de Paris, de coke. — La fabrication du noir de fumée par trois procédés différents. — La préparation des encres ordinaires de Chine et d'imprimerie. — Les divers procédés de régénération du noir d'os. — Les divers modes de fabrication et d'épuration du sulfure de carbone et les applications de ce produit. — L'extraction industrielle du potassium, du sodium, de l'aluminium et d'un grand nombre d'autres métaux, par les procédés les plus récents et les plus perfectionnés. — La préparation des lessives de potasse et de soude pour la savonnerie et les arts industriels. — La régénération du peroxyde de manganèse ayant servi à la préparation du chlore et des chlorures décolorants. — La préparation du colcotar ou rouge d'Angleterre. — La fabrication de l'acier fondu et de cémentation. — La

fabrication du bleu Thenard et du bleu d'azur. — La préparation industrielle des oxydes métalliques les plus importants et notamment de la litharge, du massicot et du minium. — La préparation en grand du blanc de zinc, de la céruse, du sulfate de baryte et autres bases blanches employées dans la peinture à l'huile et la parfumerie. — Nouveau procédé d'extraction de l'acide sulfurique du plâtre. — La fabrication des acides sulfurique, sulfureux, azotique ou nitrique, chlorhydrique, carbonique, borique, phosphorique, acétique, tartrique, citrique, gallique, picrique, cyanhydrique ou prussique. — La fabrication de l'alun et des sulfates de potasse, de soude, de magnésie, d'alumine, de fer, de cuivre, de plomb. — L'extraction du nitre et du sel marin et le raffinage de ces sels. — La fabrication de la soude artificielle, du bicarbonate de soude et des sels de soude raffinés. — L'extraction de la potasse des cendres végétales et des résidus salins de la distillation des mélasses de betteraves. — La préparation du borax, du phosphate de soude; des acétates de potasse, de soude, de chaux, d'alumine, de fer, de cuivre, de plomb. — La préparation du verre soluble et ses applications. — La fabrication du chlorate de potasse par les procédés les plus récents. — La fabrication du chromate jaune et rouge de potasse et des jaunes de chrome, jaunes, orangés, rouges. — La préparation du coton-poudre, du collodion et des fulminates de mercure et d'argent. — La préparation du vert de Scheele, du vert de Schweinfurt, des oxydes de chrome verts et bruns, du vermillon d'antimoine. — Les divers modes de préparation du cinabre et du vermillon. — La fabrication du prussiate jaune et rouge de potasse, du bleu de Prusse et du carmin d'indigo. — La préparation de la cochenille ammoniacale en tablettes, des laques rouges de Fernambouc et du carmin de cochenille. — La fabrication de la stéarine, du savon, de la colle-forte, de la gélatine alimentaire, des sels ammoniacaux, des cyanures alcalins. — La fabrica-

tion de l'alcool, des éthers, du chloroforme. — La préparation des alcaloïdes végétaux et principalement de la quinine, de la morphine, de la strychnine et des sels que forment ces bases. — Nouveau procédé de distillation alcoolique à la vapeur d'eau surchauffée. — La fabrication des huiles de schiste, de la benzine, des mastics bitumineux et du gaz d'éclairage; enfin, les divers modes d'extraction de la paraffine des goudrons de tourbe et des huiles lourdes de bog-head.

Cette longue et pourtant très-incomplète énumération indique suffisamment combien sont nombreux et variés les produits traités dans cet ouvrage. Nous avons cru devoir en outre faire connaître les principales applications de ces produits à l'industrie, aux arts et à la médecine, car ces applications ont acquis de nos jours une véritable importance et un intérêt sérieux et réel.

L'élaboration manufacturière des produits chimiques constitue sans contredit l'une des branches les plus riches et les plus florissantes de l'industrie nationale. Cette industrie ne peut être exploitée qu'au moyen d'appareils nombreux, variés et appropriés à chaque fabrication spéciale. Ce n'est ici ni le lieu ni le temps de parler de ces appareils; mais nous aurons le soin de les décrire avec une exactitude rigoureuse et les détails les plus complets, lorsque nous aurons à traiter des opérations auxquelles ils se rapportent. Nous dirons cependant que l'honorable éditeur, dont le zèle éclairé pour les progrès des arts est depuis longtemps connu, n'a reculé devant aucun sacrifice pécuniaire pour rendre cet ouvrage digne de la bienveillante approbation des personnes qui exploitent les arts chimiques. C'est dans ce but qu'il a joint à la présente publication un atlas de 16 planches comprenant près de 300 figures représentant les principaux appareils décrits dans le texte et destinés à rendre plus faciles et plus claires les opérations industrielles auxquelles ces appareils se rapportent. Ajoutons que ces planches, gravées sur acier, sont dues à l'ha-

hile barin de M. B. Martier, artiste de distinction et de savoir, que son rare talent d'exécution a placé depuis longtemps au rang de nos premiers graveurs en taille-douce.

Cet ouvrage étant essentiellement pratique, nous n'avons pas cru devoir entrer dans des considérations trop scientifiques, car alors nous aurions pu être moins bien compris dans l'industrie manufacturière. Par compensation, nous nous sommes attaché à donner les détails les plus explicites sur les opérations que nous avons à décrire, afin de ne laisser échapper aucune de ces précautions qui peuvent en assurer la réussite. Nous n'avons pas craint d'entrer à cet égard dans des développements trop étendus, surtout pour les opérations d'une haute importance. Quant à notre style, nous nous sommes efforcé, avant tout, d'être clair et précis. Nous craignons manquer à l'équité, si nous omettions de mentionner les bienveillantes communications scientifiques dont M. F. Malepeyre a bien voulu nous honorer. En outre, ce savant distingué a mis spontanément à notre disposition la collection complète du *Technologiste* (1), recueil qu'il rédige avec autant de compétence que d'autorité depuis l'époque de sa fondation. Nous nous plaisons à reconnaître que cet ouvrage nous a souvent été utile; nous y avons puisé de précieux documents et plusieurs nouveaux procédés chimiques; documents et procédés qui eussent sans doute échappé à nos investigations sans la bienveillante obligeance de M. F.

(1) Le *Technologiste* a été fondé en 1839 par M. Roret, de regrettable mémoire; depuis cette époque, il paraît le 1^{er} de chaque mois, par livraison grand in-8^o, accompagnée d'au moins une planche grand format. Ce recueil, que les hommes compétents considèrent à juste titre, comme l'un des organes les plus pratiques et les plus accrédités des progrès de l'industrie française et étrangère, présente chaque mois un exposé complet des découvertes, travaux et procédés relatifs aux sciences appliquées, aux arts chimiques, industriels et mécaniques.

Indépendamment du *Technologiste*, les arts chimiques et industriels sont redevables à M. F. Malepeyre d'un grand nombre d'ouvrages d'un haut intérêt, faisant partie, pour la plupart, de l'importante collection encyclopédique des *Manuels-Roret*. E. L.

Malepeyre, à qui nous sommes heureux d'exprimer toute notre gratitude pour l'appui aussi délicat que désintéressé que nous avons toujours trouvé auprès de lui.

Mon frère aîné, M. André Lormé, a voulu nous donner aussi un témoignage de l'intérêt qu'il prend à cette publication, en nous communiquant un certain nombre de faits nouveaux et de procédés inédits ou peu connus, fruits de sa longue pratique industrielle. Qu'il veuille bien en agréer nos remerciements.

Ce *Nouveau Manuel des Produits Chimiques* a été divisé en quatre grandes parties, formant chacune un volume.

La première partie traite des corps simples *non métalliques* ou *métalloïdes*. Ces corps, au nombre de quinze, forment autant de sections dans chacune desquelles chacun de ces corps est étudié et décrit d'une manière exacte et complète. En suivant cette marche qui nous paraît la plus logique et la plus rationnelle, nous traitons successivement de la préparation de l'oxygène, de l'hydrogène, de l'azote, du soufre, du sélénium, du tellure, du chlore, du brome, de l'iode, du fluor, du phosphore, de l'arsenic, du bore, du silicium et du carbone. A la suite de chaque métalloïde, nous étudions les combinaisons les plus remarquables que ce corps forme avec ceux précédemment décrits, ce qui nous amène à parler de l'eau, du bioxyde d'hydrogène, de l'ammoniaque, du sulfure de carbone, des chlorures décolorants, etc. Cependant, pour nous conformer au désir de notre honorable éditeur, nous nous abstenons de parler, dans cette première partie, des nombreuses combinaisons acides que forment les métalloïdes en s'unissant entre eux. Ces combinaisons, qui donnent naissance aux acides binaires les plus importants et les plus usuels, sont examinées au point de vue industriel le plus étendu dans la troisième partie de ce manuel.

La deuxième partie renferme les corps métalliques et leurs diverses combinaisons soit entre eux, soit avec

les corps métalloïdes. On conçoit que la nature de cet ouvrage ne nous a pas permis de traiter de l'extraction manufacturière des métaux en général. Par son importance, son étendue et les opérations multiples qui s'y rapportent, cette industrie est bien plus du domaine des arts métallurgiques que de celui de la chimie appliquée. Cependant nous traitons, avec tous les développements utiles, de l'extraction des métaux usuels les plus importants; nous nous étendons surtout sur les divers modes de préparation du potassium, du sodium et de l'aluminium, d'après les procédés de M. Sainte-Claire Deville. Enfin, nous faisons connaître, dans cette même partie, de nouveaux et très-remarquables procédés concernant l'extraction des divers métaux contenus dans les minerais de platine.

La troisième partie donne une description complète des procédés usuels et manufacturiers employés dans la fabrication des acides binaires; nous comprenons sous ce nom les acides résultant de la combinaison de deux métalloïdes ou d'un métalloïde avec un métal. Ces derniers sont souvent désignés sous le nom d'*acides métalliques*. Après avoir traité de ces acides, nous parlons de leurs diverses combinaisons avec les oxydes ou bases, c'est-à-dire des sels. Nous nous sommes très-étendu sur la fabrication des sels qui ont d'importantes applications dans l'industrie.

La quatrième partie traite des principaux produits de la chimie organique. Elle renferme : 1° les acides organiques et leurs combinaisons; 2° les alcalis organiques et leurs combinaisons; 3° les substances neutres d'origine végétale, telles que la dextrine, le glucose, l'alcool, le chloroforme, l'éther; 4° les matières colorantes et les substances qu'elles fournissent aux arts; 5° les acides gras, savons, colle, gélatine, sels ammoniacaux, cyanures, bleu de Prusse; 6° le gaz d'éclairage, les carbures d'hydrogène, les huiles de goudron, et enfin la fabrication industrielle des huiles de schiste et de *bog-head*.

Tel est, dans son ensemble, l'ordre de classification que nous avons suivi : il indique suffisamment le plan général de l'ouvrage dont, au surplus, on peut avoir une idée aussi exacte que complète en consultant la table des matières.

Paris, ce 28 mars 1861.

G.-EUGÈNE LORMÉ.

CONSIDÉRATIONS GÉNÉRALES.

OBJET DE LA CHIMIE.

La chimie a pour objet l'étude intime des corps ; elle en détermine la nature, les propriétés, les éléments qui les constituent et les diverses transformations qu'ils éprouvent, lorsqu'on les fait réagir les uns sur les autres. En un mot, cette science comprend dans son ensemble tous les phénomènes de combinaisons et de décompositions des corps et celle des lois qui les régissent.

Avant de nous occuper de la fabrication des produits chimiques, nous présenterons quelques considérations sommaires sur la nature des corps, leurs différentes manières d'être et les propriétés générales qui les caractérisent. Nous terminerons ces notions préliminaires par un exposé rapide des principes et des règles de la nomenclature chimique.

1. DES CORPS.

On désigne sous le nom de corps tous les objets dont l'existence est caractérisée par un poids quelconque. Ce poids varie selon l'état des substances : il est ordinairement très-faible dans les gaz, plus grand dans les liquides et plus encore dans les solides, notamment dans les métaux. On

nomme *masse* d'un corps la quantité de matière qu'il contient, que cette quantité soit de 100 grammes ou de 1000 kilogrammes. Seulement, le poids d'un corps est toujours proportionnel à sa masse.

On nomme *densité* ou *pesanteur spécifique* la relation qui existe entre le poids d'un corps, sous un volume déterminé, à celui d'un égal volume d'un autre corps qu'on a pris pour unité ou terme de comparaison. Ce corps, pour les solides et les liquides, est l'eau pure, à la température de $+4^{\circ}$ C. Ainsi, quand on dit que la *densité* ou *pesanteur spécifique* d'un corps est, 5, 10, 15 ou 20, on exprime que sous le même volume ce corps est cinq, dix, quinze ou vingt fois plus pesant que l'eau. Quant aux gaz, on détermine leur densité en comparant leurs poids à celui de l'air sous le même volume. Ainsi un litre d'air pur à la température de 0° , et sous la pression atmosphérique de 76 centimètres, pèse 1 gr.293; un litre d'oxygène pèse dans les mêmes conditions 1 gr.498; un litre d'hydrogène, qui est le plus léger des gaz, pèse 0 gr.09, c'est-à-dire 14 fois $\frac{1}{2}$ moins que l'air.

On voit par ces exemples, que nous pourrions multiplier, que les différents gaz présentent d'aussi grandes variations dans leur densité que les liquides et les solides. Les gaz connus aujourd'hui en chimie sont au nombre de 35. On les divise en deux classes : les *gaz simples* et les *gaz composés*. Les premiers, peu nombreux, ne comprennent qu'un seul élément; tels sont l'*oxygène*, l'*hydrogène*, l'*azote*, le *chlore*. Les seconds sont formés de plusieurs éléments. Parmi ces derniers, nous citerons le *gaz ammoniac*, l'*acide sulfureux*, l'*acide carbonique*, le *protocarbure d'hydrogène*. On distingue encore les gaz en *gaz permanents* et en *gaz non permanents*. Les gaz permanents sont ceux que l'on n'a pu obtenir jusqu'ici à l'état liquide ou solide. Les gaz non permanents, au contraire, sont ceux qu'on peut amener à l'état liquide ou solide, soit par la pression, soit par un grand abaissement de température. L'*acide carbonique* est de ce nombre.

DISTINCTION DES CORPS.

Le nombre des corps que la nature renferme est presque infini. Les chimistes les divisent en deux grandes classes : 1^o en corps simples ; 2^o en corps composés.

2. CORPS SIMPLES.

On désigne sous ce nom les corps dont jusqu'ici on n'a pu, par aucun moyen de décomposition, séparer des substances de différente nature. Dans l'état présent et actuel de la science, le nombre de ces corps s'élève à soixante-et-un ; mais rien n'indique que ce nombre soit absolu et définitif ; tout au contraire autorise à croire qu'il peut augmenter par la découverte de nouveaux corps : mais il est aussi possible que plusieurs corps que nous considérons comme simples pourront être décomposés lorsque la chimie sera plus avancée dans ses moyens d'analyse.

Quoi qu'il en soit de ces conjectures, la dénomination de corps simples ou élémentaires appartient à tous les corps dont l'analyse chimique ne parvient à extraire qu'une seule et même espèce de matière. On les divise en *métalloïdes* et en *métaux*. Quoique cette division ne soit pas à l'abri de toute objection, elle est cependant généralement admise ; car non-seulement elle facilite l'étude de la chimie, mais elle est en outre fondée sur l'ensemble des propriétés générales et souvent caractéristiques qui différencient ces deux classes de corps. Les métalloïdes, au nombre de 15, sont :

- | | |
|------------------------|-------------|
| 1. Oxygène. | 6. Tellure. |
| 2. Hydrogène. | 7. Chlore. |
| 3. Azote ou nitrogène. | 8. Brome. |
| 4. Soufre. | 9. Iode. |
| 5. Sélénium. | 10. Fluor. |

11. Phosphore.

12. Arsenic.

13. Carbone.

14. Bore.

15. Silicium.

Les caractères spéciaux les plus distinctifs des *métalloïdes* sont d'être mauvais conducteurs de la chaleur et de l'électricité ; de n'avoir pas ce poli brillant et cet éclat métallique qui caractérisent les métaux proprement dits ; enfin de ne former, en se combinant avec l'oxygène, que des oxydes indifférents ou des acides, mais jamais de bases pouvant saturer les acides.

Les métaux, au nombre de 46, sont :

16. Potassium.

17. Sodium.

18. Lithium.

19. Baryum.

20. Strontium.

21. Calcium.

22. Magnésium.

23. Glucinium.

24. Aluminium.

25. Zirconium.

26. Thorium.

27. Yttrium.

28. Cérium.

29. Lanthane.

30. Dydyme.

31. Erbium.

32. Terbium.

33. Manganèse.

34. Chrome.

35. Tungstène.

36. Molybdène.

37. Vanadium.

38. Fer.

39. Cobalt.

40. Nickel.

41. Zinc.

42. Cadmium.

43. Cuivre.

44. Plomb.

45. Bismuth.

46. Mercure.

47. Etain.

48. Titane.

49. Tantale ou colombium.

50. Niobium.

51. Pélopium.

52. Antimoine.

53. Uranium.

54. Argent.

55. Or.

56. Platine.

57. Palladium.

58. Rhodium.

59. Iridium.

60. Ruthénium.

61. Osmium.

Parmi ces 46 métaux, il en est 4 dont l'existence est encore contestée par quelques chimistes. Ce sont l'erbium, le terbium, le pélopium et le niobium. On n'a pu jusqu'ici bien préciser leurs propriétés, ni déterminer leurs équivalents.

Les métaux se distinguent des métalloïdes par l'ensemble des propriétés suivantes. Ils sont durs, opaques, sonores, doués de l'éclat métallique, bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité et capables de former avec l'oxygène des oxydes basiques ayant la propriété de saturer les acides. Ces différentes propriétés ne sont pas également prononcées dans tous les métaux.

3. CORPS COMPOSÉS.

Les corps composés sont extrêmement nombreux; ils résultent de la combinaison des corps simples entre eux. On les distingue en composés *binaires*, *ternaires*, *quaternaires*. Les premiers sont formés de deux éléments, les deuxièmes, de trois, les troisièmes, de quatre. Tous les corps composés, sans exception, peuvent être décomposés, c'est à dire qu'on peut en isoler les éléments qui les constituent. Ainsi, l'eau qui est formée d'oxygène et d'hydrogène peut être décomposée en ces deux substances. Cette propriété distingue les corps composés des corps simples. car ceux-ci étant soumis à l'action des forces physiques et chimiques les plus énergiques dont la science dispose, ne fournissent d'autres substances que la leur.

4. DIVISIBILITÉ DE LA MATIÈRE.

Les corps ne sont pas formés d'une matière continue; on arrive par des moyens mécaniques à les diviser en parties distinctes; mais cependant, quel que soit le degré de ténuité auquel on amène leurs particules, il est loin encore d'avoir atteint la limite de ce que nous pouvons percevoir. Aussi la question de savoir si les corps sont divisibles à l'infini ou si leur divisibilité s'arrête à un certain terme, a beaucoup oc-

cupé les anciens philosophes. La diversité de leurs opinions est loin de prouver l'unité de leur vue sur cette question. L'un deux, Anaxagoras, émet cette idée remarquable que tous les corps de la nature sont formés d'éléments indestructibles, et que ces éléments sont la matière dont se compose l'univers. Aujourd'hui, les physiciens et les chimistes admettent que la divisibilité de la matière est limitée. Cette induction toute hypothétique, mais néanmoins très-probable, est basée sur les propriétés chimiques qui caractérisent chaque corps en particulier et surtout sur l'invariable immutabilité des rapports qui existent entre les poids des éléments qui se combinent. Ces faits et beaucoup d'autres qui les corroborent seraient difficilement explicables dans l'hypothèse de la divisibilité indéfinie de la matière.

Dans la première hypothèse qui, nous le répétons, est aujourd'hui généralement admise, les corps sont considérés comme formés d'éléments matériels *insécables*, c'est-à-dire ne pouvant plus être divisés par des moyens mécaniques. C'est à ce terme qu'on leur donne en chimie le nom d'*atomes* ou de *molécules*.

Les molécules des corps simples ou élémentaires sont appelées molécules *intégrantes*; on désigne sous le nom de molécules *constituantes*, celles qui constituent les corps composés.

ÉTAT DES CORPS.

Tous les corps que nous offre la nature, et tous ceux obtenus dans nos laboratoires, se présentent à nos yeux sous trois états distincts : solide, liquide et gazeux.

5. ÉTAT SOLIDE.

L'état solide est l'état normal d'un grand nombre de corps d'origine organique et d'origine inorganique. Il s'observe aux températures ordinaires dans les différentes espèces de bois, les houilles, les pierres, les métaux. La pro-

priété la plus remarquable, comme la plus caractérisée des solides, est l'adhérence qui unit entre elles les molécules qui les constituent. Cette adhérence est cependant très-variable d'un corps à un autre. En général, elle est très-grande dans les métaux, surtout dans ceux des quatre dernières sections, tels que le fer, le cuivre, l'argent, l'or et le platine : elle est beaucoup moindre, quoique à des degrés différents, dans les substances d'origine organique. Comme nous le verrons bientôt, c'est à l'adhérence ou cohésion moléculaire que les corps solides doivent leur dureté et la stabilité de leur forme.

6. ÉTAT LIQUIDE.

La mobilité est le caractère distinctif dominant des liquides. Cette mobilité résulte du peu d'adhérence qui existe entre leurs molécules, lesquelles peuvent céder à tous les mouvements qu'on leur imprime. La densité des liquides varie à l'infini : dans quelques-uns, elle est moindre que celle de l'eau ; dans d'autres, elle est beaucoup plus grande que celle de ce liquide.

Quelques-uns de ces corps conservent leur liquidité à toutes les températures et sous toutes les pressions ; d'autres, au contraire, se solidifient par un abaissement de température au-dessous de zéro. Enfin, un grand nombre se volatilisent sans décomposition, lorsqu'on les chauffe. Dans la pratique des arts, ce moyen est souvent employé pour obtenir les liquides chimiquement purs. L'opération prend alors le nom de distillation.

7. ÉTAT GAZEUX.

Dans les gaz, la force d'aggrégation qui unit leurs molécules est presque nulle. Ces corps sont éminemment élastiques. C'est en vertu de cette propriété qu'on peut augmenter ou réduire leur volume. Dans le premier cas, il suffit de les raréfier à l'aide d'une bonne machine pneumatique ou de dilater leurs molécules par la chaleur. Ce dernier prin-

cipe a reçu une application remarquable dans la machine à air chaud du capitaine Ericsson. Lorsqu'au contraire on veut réduire le volume des gaz, on les soumet à une forte compression. Toutefois, celle-ci a des limites au-delà desquelles l'état gazeux ne persiste plus, et les gaz se liquéfient. Les gaz oxygène, hydrogène et azote font exception à cette loi. La compression la plus énergique et le froid le plus intense qu'on ait pu produire, n'ont pu, jusqu'à présent, opérer la liquéfaction de ces trois gaz, ni celle de l'air atmosphérique, qui est un mélange d'oxygène et d'azote. Aussitôt que la pression cesse, ces gaz reprennent leur volume et leur élasticité première.

Tels sont les différents états sous lesquels on rencontre les corps. Cependant la plupart de ceux-ci peuvent successivement se présenter à l'état solide, liquide et gazeux. L'eau nous en offre un exemple bien remarquable et bien connu.

8. COHESION.

La cohésion est une force inhérente à la matière. C'est elle qui unit les molécules de même nature, et qui les maintient dans cet état d'homogénéité qui constitue les corps. Elle ne s'exerce qu'à des distances infiniment petites, et dont la limite dépasse celle que nos moyens d'observations nous permettent de percevoir. Cependant, quelle que soit la densité d'un corps, les molécules qui le constituent ne se trouvent jamais dans un contact mathématique absolu; il existe toujours entre ces molécules une distance qui les sépare les unes des autres : ce qui la prouve évidemment, c'est que tous les corps, même les plus denses, sont susceptibles de compression.

La cohésion varie considérablement avec la nature des corps, et il en est fort peu où elle soit absolument la même. Quoique à des degrés différents, elle est en général très grande dans les solides : c'est elle qui leur donne la consistance, la stabilité et la variété de forme qui les caractérisent.

Elle est très-faible dans les liquides, lesquels, pris en grande masse, n'affectent aucune forme particulière, sinon celle du vase qui les renferme. Enfin elle est nulle ou presque nulle dans les gaz.

La cohésion entre les molécules des corps solides est quelquefois si énergique, qu'elle oppose un obstacle invincible aux réactions chimiques auxquelles on les soumet. Il est alors indispensable, pour vaincre la force de cohésion, de les liquéfier, les dissoudre, les volatiliser ou les pulvériser. Ces opérations varient nécessairement selon la nature des corps : elles ne produisent aucun changement dans leur composition. Mais en écartant leurs molécules et en diminuant leur cohésion, elles favorisent leurs combinaisons soit entre eux, soit avec les autres agents chimiques.

Suivant Thomson, dans les métaux, l'attraction est très-souvent augmentée considérablement par leur alliage.

On admet aujourd'hui que c'est la cohésion qui unit les molécules de tous les corps, qu'ils soient simples ou composés, tant qu'ils sont en dehors de toute influence chimique susceptible d'en opérer l'union ou d'en changer la composition.

9. AFFINITÉ.

On nomme affinité la force qui régit tous les phénomènes de combinaisons et de compositions chimiques. C'est elle qui réunit les corps de nature différente pour produire les corps composés. Ce caractère distingue essentiellement l'affinité de la cohésion ; nous avons vu, en effet, que cette dernière force est purement physique, et qu'elle ne donne lieu à aucun changement dans la nature et les propriétés des corps. Cependant, dans les corps composés, l'affinité et la cohésion agissent simultanément ; la première de ces forces s'exerce au moment où la combinaison des corps s'opère, la seconde lie leurs molécules et leur donne la forme et la cohésion inhérentes à chaque composé.

L'affinité varie non-seulement avec la nature des corps,

mais encore avec la cohésion de leurs molécules. Tout cause qui tend à affaiblir l'attraction moléculaire, développe et augmente l'affinité. En effet, pour que celle-ci puisse s'effectuer librement, il est indispensable que les corps soient désagrégés, afin que leurs molécules puissent se combiner. Ainsi les combinaisons ont rarement lieu entre les corps solides, quel que soit d'ailleurs l'état de division auquel on les amène par les moyens mécaniques. Qu'on mette, par exemple, en contact, à la température ordinaire, un mélange intime de soufre et de cuivre, il ne se produira aucun changement, et chaque grain, si infime qu'il soit, de ce mélange, contiendra du soufre et du cuivre. Mais si l'on chauffe, les choses se passent différemment, la chaleur dilatant les molécules des deux corps, atténuera leur cohésion; alors ceux-ci se combineront et donneront naissance à un composé le *sulfure de cuivre*. Il est évident que c'est la chaleur qui produit l'union de ces deux corps, puisqu'ils étaient sans action l'un sur l'autre à la température ordinaire. Cependant, dans quelques cas, la chaleur joue un rôle inverse et détruit l'affinité. Cet effet a surtout lieu pour les oxydes métalliques des dernières sections, qui sont presque tous décomposés par la chaleur,

D'autres forces peuvent également modifier et même quelquefois détruire l'affinité. Ces forces sont la lumière, la pression et surtout l'électricité.

10. NOMENCLATURE.

La création de la nomenclature chimique remonte à 1787. Elle fut établie par une commission de l'Académie des sciences; mais cependant la première idée en appartient à Guyton de Morveau, savant aussi éminent que modeste. La nomenclature est la langue chimique; elle a pour but de faciliter l'étude de la science, en donnant à chaque corps une dénomination précise et invariable. Les corps simples sont les seuls dont le nom soit indépendant de toute règle. Chacun

Leur porte un nom particulier qui, ordinairement tiré du grec, rappelle un caractère physique ou une propriété chimique du corps qu'il désigne. L'essentiel est que ces noms soient brefs, sonores, et qu'ils se prêtent facilement à la formation d'une terminaison. Les moins caractéristiques sont les meilleurs; quant aux corps composés, leur nomenclature est invariable. Leur nom est toujours formé des noms des composants qui les constituent. Nous avons vu, page xv, que les corps simples actuellement connus sont au nombre de 61, dont 15 métalloïdes et 46 métaux.

En voici les noms avec les signes symboliques qui les représentent et les poids de leurs équivalents, l'oxygène étant = 100.

NOMS.	SIGNES.	POIDS équivalents.
MÉTALLOÏDES.		
1. Oxygène.	O	100
2. Hydrogène.	H	12.5
3. Azote ou Nitrogène	Az ou N	175
4. Soufre.	S	200
5. Sélénium.	Se	491
6. Tellure.	Te	806.5
7. Chlore.	Cl	443.2
8. Bromé.	Br	978.3
9. Iode.	Io	1578.2
10. Fluor.	Fl	239.8
11. Phosphore.	Ph	400
12. Arsenic.	As	937.5
13. Carbone.	C	75
14. Bore.	Bo	136.15
15. Silicium.	Si	266.7
MÉTAUX.		
16. Potassium.	K (Kalium).	490 (487.5)
17. Sodium.	Na (Natrium)	287.2
18. Lithium.	Li	80.37
19. Baryum.	Ba	858.4
20. Strontium.	Sr	548
21. Calcium.	Ca	250
22. Magnésium.	Mg	150 (161.3)
23. Glucinium.	Gl	87.1
24. Aluminium.	Al	170.98
25. Zirconium.	Zr	420
26. Thorium.	To	743.9
27. Ittryum.	Yt	402.3
28. Cérium	Cé	590.8
29. Lanthane.	La	588
30. Didyme.	Di	620
31. Erhylum.	Er	Inconnu.
32. Terbyum.	Tr	Id.
33. Manganèse.	Mn	344.7
34. Fer.	Fe	350

NOMS.	SIGNES.	POIDS équivalents.
35. Nickel..	Ni	369.7
36. Vanadium.	Vd	855.8
37. Zinc.	Zn	406.6
38. Cobalt.	Co	369
39. Chrome.	Cr	328 (325)
40. Cadmium.	Cd	696.8
41. Uranium.	U	750
42. Tungstène.	Tg ou W	1150
43. Molybdène.	Mo ou Mb	589 (600)
44. Osmium.	Os	1244 2
45. Tantale.	Ta	1550
46. Titane.	Ti	314.7
47. Etain.	Sn (Stanium).	735.3
48. Antimoine.	Sb	806.5
49. Niobium.	No	1252 (Présumé).
50. Ilnénium.	Il	Inconnu.
51. Cuivre.	Cu	395.6
52. Plomb.	Pb	1294.5
53. Bismuth.	Bi	1330
54. Mercure.	Hg	1250
55. Argent.	Ag	1350
56. Palladium.	Pd	665.2
57. Rhodium.	Rh	652.1
58. Iridium.	Ir	1233.2
59. Ruthénium.	Ru	646.6
60. Platine.	Pl ou Pt	1232
61. Or (du mot latin <i>aurum</i>).		1227.8

COMBINAISONS BINAIRES OXYGÉNÉES.

11. OXYDES.

Nom par lequel on désigne les combinaisons non acides des corps simples avec l'oxygène. Suivant leurs propriétés chimiques, on les distingue en oxydes indifférents et en

oxydes basiques. Les premiers ont pour caractères de n'exercer aucune action sur la teinture de tournesol ; ils jouent le rôle de bases avec les acides énergiques, et le rôle d'acide avec les bases puissantes. Les seconds constituent la classe d'importante des oxydes basiques. Ils peuvent former des sels en s'unissant aux acides, caractère qui les distingue des oxydes produits par les métalloïdes, car ces derniers ne peuvent, dans aucune circonstance, remplir le rôle de bases. Ceux des oxydes métalliques qui sont solubles prennent le nom d'oxydes alcalins ou simplement d'*alcalis* ; ils offrent une saveur urineuse et âcre, verdissent fortement la teinture bleue du tournesol et ramènent au bleu cette teinture lorsqu'elle a été rougie par un acide.

Voici maintenant les règles qui président à la nomenclature des oxydes :

Comme un corps simple, en se combinant avec l'oxygène, forme souvent différents oxydes, on les désigne progressivement par ordre numérique en faisant précéder le mot oxyde des prépositions : *proto*, *sesqui*, *deuto* ou *bi*, *trito*. Corroborons ces explications par quelques exemples.

1^o Lorsqu'un corps simple ne se combine qu'avec une proportion d'oxygène, on donne à cette combinaison le nom de protoxyde ou simplement d'oxyde, en faisant suivre ces mots par le nom du corps :

Exemples : *Protoxyde de potassium* ou *oxyde de potassium* : *protoxyde d'aluminium* ou *oxyde d'aluminium*.

2^o Lorsqu'un corps simple s'unit avec une proportion et demie d'oxygène, la combinaison prend le nom de sesquioxyle :

Exemples : *Sesquioxyle de fer*, *sesquioxyle de manganèse*.

3^o Lorsqu'un corps simple s'unit avec deux proportions d'oxygène pour produire un oxyde, on désigne cet oxyde sous le nom de *deutoxyde* ou de *bioxyde* ; dans le langage chimique, ces deux expressions sont synonymes. Ainsi, l'ox

se dira indistinctement *deutoxyde d'hydrogène* ou *bioxyde d'hydrogène* : *deutoxyde de manganèse* ou *bioxyde de manganèse*.

On désigne sous le nom de *trioxyde*, *quadroxyde*, les oxydes qui contiennent les proportions de 3 ou 4 d'oxygène. Quelques chimistes donnent les noms de *sous-oxydes*, *oxydules* aux combinaisons qui renferment moins d'oxygène que le protoxyde.

Ces diverses dénominations indiquent exactement la composition des différents oxydes : mais il est à remarquer que l'oxyde le plus oxygéné d'un corps quelconque renferme toujours moins d'oxygène que l'acide le moins oxygéné. Aussi, quelques chimistes n'admettent pas l'existence de *trioxydes* ni de *quadroxydes*, car, disent-ils, à ces points d'oxydations, les combinaisons sont toujours des acides.

Par une convention tacite, mais généralement adoptée, on emploie le mot *peroxyde* pour désigner l'oxyde le plus oxygéné d'une série. Ainsi, la qualification de *peroxyde* remplace souvent celles de *sesquioxyde*, *bioxyde*, *trioxyde*, si les uns ou les autres de ces noms expriment l'oxyde le plus oxygéné qu'un corps peut produire.

13. ACIDES OXYGÉNÉS OU OXACIDES.

Ils constituent la deuxième classe des composés binaires que forment les corps simples en se combinant avec l'oxygène. Ces corps se distinguent par des propriétés opposées à celles des oxydes. Leur caractère générique est d'avoir, lorsqu'ils sont solubles, une saveur acide plus ou moins fortement prononcée ; de rougir les couleurs bleues végétales et notamment celle du tournesol. Mais leur caractère le plus distinctif est de pouvoir se combiner aux oxydes ou bases, et de donner naissance à une nouvelle série de composés connus sous le nom de *sels*.

Voici les règles de la nomenclature des *acides oxygénés* ou *oxacides* :

1° Si le corps ne forme qu'un acide avec l'oxygène, on termine toujours son nom en *ique*. Exemples : *acide carbonique, acide borique, acide silicique*.

2° Si le même corps produit deux acides avec l'oxygène, on donne la terminaison en *eux* à celui qui en renferme le moins, et la terminaison en *ique* à celui qui en contient le plus :

Exemples : — *acide sélénieux, + acide sélénique*. — *acide tellureux, + acide tellurique*.

On voit, par ces exemples, que la terminaison en *eux* s'applique toujours à l'acide le moins oxygéné des deux.

A l'époque où la nomenclature a été établie, on était convaincu que chaque corps ne pouvait produire plus de deux acides avec l'oxygène. Cette donnée a été infirmée par les progrès ultérieurs de la science. Aujourd'hui on connaît plusieurs corps métalloïdes qui forment jusqu'à sept combinaisons acides avec l'oxygène. Pour faire rentrer ces nouveaux composés dans la règle, on a été obligé d'apporter quelques modifications dans la partie de la nomenclature qui concerne les acides.

Voici comment s'applique la règle : si le même corps forme avec l'oxygène plus de deux acides, on les distingue dans l'ordre de leur oxygénation, en faisant précéder leurs noms des prépositions *hypo* (sous), et *hyper*, qui veut dire au-dessus de celui que désigne la terminaison *eux* ou *ique*. Ainsi, pour la série des acides que forme le chlore, on a :

- 1° L'acide *hypochloreux*.
- 2° L'acide *chloreux*.
- 3° L'acide *hypochlorique*.
- 4° L'acide *chlorique*.
- 5° L'acide *hyperchlorique*.

Cette nomenclature s'applique à toutes les combinaisons acides du même ordre. Seulement, on remplace quelquefois la préposition *hyper* par le mot *per*. Ainsi, on peut dire in-

différemment *acide hypochlorique* ou *acide perchlorique*, car l'une et l'autre de ces expressions désignent l'acide le plus oxygéné.

13. HYDROACIDES.

Lorsque la nomenclature fut créée, on n'admettait que l'oxygène pour principe acidifiant, c'est-à-dire qu'alors cet élément était considéré comme le seul capable de produire des acides par sa combinaison avec les autres corps. Les progrès de la chimie ont prouvé que cette opinion était inexacte et erronée. On connaît aujourd'hui un grand nombre de combinaisons acides qui ne contiennent pas d'oxygène et qui, dans leurs réactions, ont tous les caractères assignés aux oxacides. Les plus importants de ces acides sont les hydroacides ou acides hydriques. Ils sont produits par la combinaison d'un corps métalloïde avec l'hydrogène. Jusqu'à présent, on ne connaît qu'un seul degré d'union des métalloïdes avec l'hydrogène; aussi ces acides offrent dans leur nomenclature une plus grande simplicité que les oxacides; car, pour former leur nom, il suffit de faire suivre du mot *hydrique* la première partie du nom du corps simple qui le produit. Ainsi, l'acide formé par le chlore et l'hydrogène est nommé *acide chlorhydrique*; celui du brome, *bromhydrique*; celui du fluor, *fluorhydrique*; celui de l'iode, *iodhydrique*.

14. SELS.

Les sels sont des composés ternaires résultant de la combinaison des acides avec les oxydes ou bases, et dans lesquels les caractères génériques des deux composants ont plus ou moins disparu. La nomenclature des sels est des plus simples: on forme leurs noms de ceux de leurs composants ou leurs racines. L'acide détermine toujours le *genre*, et l'oxyde l'*espèce*, mais l'acide doit être énoncé le premier.

Pour distinguer dans chaque sel le degré d'oxydation de l'acide qui le constitue, on suit les règles suivantes:

1^o Lorsque l'acide possède une terminaison en *ique*, les sels que forme cet acide, en s'unissant aux bases, prennent la terminaison *ate*.

Exemples : L'*acide hyposulfurique* forme les *hyposulfates*; l'*acide sulfurique*, les *sulfates*; l'*acide azotique*, les *azotates*; l'*acide carbonique*, les *carbonates*. Il en est de même pour tous les acides dont la désinence est en *ique*.

2^o Lorsque l'acide est terminé en *eux*, les sels qu'il forme prennent la terminaison *ite*.

Exemples : L'*acide hyposulfureux* forme les *hyposulfites*; l'*acide sulfureux*, les *sulfites*; l'*acide hypophosphoreux*, les *hypophosphites*; l'*acide phosphoreux*, les *phosphites*. Il en est de même pour tous les sels formés par les acides qui finissent en *eux*.

Pour distinguer chaque espèce de sel, on fait suivre le nom générique de l'acide du nom de la base; ainsi l'on dit : *sulfate de protoxyde de fer*, *sulfate de protoxyde de zinc*. Lorsque la base d'un sel est à l'état de protoxyde, on sous-entend souvent le mot *oxyde*, et l'on énonce seulement le nom du métal; ainsi, dans le langage usuel, on dit : *sulfate de fer*, pour *sulfate de protoxyde de fer*; *sulfate de zinc*, pour *sulfate de protoxyde de zinc*. Mais lorsqu'un même métal forme plusieurs oxydes, on fait suivre le nom de l'acide du nom de l'oxyde correspondant à celui qui constitue le sel.

Exemples : *Sulfate de protoxyde de manganèse*, *sulfate de sesquioxyde de manganèse*; *azotate de protoxyde de mercure*, *azotate de bioxyde de mercure*. Souvent on désigne le dernier degré d'oxydation d'un sel en faisant précéder le nom de l'oxyde du mot *per*.

Exemples : *Sulfate de peroxyde de fer*, *azotate de peroxyde de mercure*, etc.

Dans un grand nombre de sels, les rapports entre l'acide et la base varient. De là, les déterminations des sels en sels *neutres*, *acides*, *basiques*,

15. SELS NEUTRES.

Dans le langage usuel, les sels neutres sont ceux qui n'ont aucune réaction acide, ni alcaline, et qui ne rougissent pas la teinture de tournesol. Mais les chimistes se basant sur des considérations d'un ordre plus élevé, ne donnent le nom de *sels neutres* qu'à ceux qui sont formés par un équivalent d'acide et un équivalent de base au premier degré d'oxydation. Obtenus dans ces conditions, les sels sont *chimiquement neutres*; ils sont ordinairement sans action sur les réactifs colorés; mais alors même qu'ils auraient une action sur ces réactifs, ce caractère importe peu. La neutralité, comme nous l'avons dit, dépend essentiellement et uniquement du rapport entre les équivalents composants. Pour caractériser ces sels, on ajoute le mot *neutre* avant le nom de l'oxyde.

Exemples : *Sulfate neutre de potasse, carbonate neutre de soude*. Quelquefois on sous-entend le mot *neutre*, et on dit simplement, *sulfate de potasse, carbonate de soude*.

16. SELS ACIDES.

On appelle *sels acides* ou *sous-sels* les sels qui, pour 1 équivalent de base, contiennent plus de 1 équivalent d'acide. On les désigne en faisant précéder leurs noms génériques par les mots *sesqui, bi, tri, quadri*, selon qu'ils renferment $1\frac{1}{2}$, 2, 3 ou 4 équivalents d'acide.

Premier exemple : *Sesquicarbonatè d'ammoniaque, sesquicarbonatè de soude*.

Deuxième exemple : *Bisulfatè de potasse, bisulfatè de soude*.

Troisième exemple : *Triphosphatè de chaux*.

Quatrième exemple : *Quadroxalatè de potasse*.

Tous les sels acides se distinguent par la propriété qu'ils possèdent de rougir la teinture bleue de tournesol.

17. SELS BASIQUES.

Ces sels, qu'on désigne souvent sous le nom de *sous-sels*, contiennent $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4 équivalents de base pour 1 équivalent d'acide. On énonce le nombre des équivalents de base qu'ils renferment, en ajoutant les mots *sesquibasique*, *bibasique*, *tribasique*, *quadribasique* après leur nom générique. Ainsi, on dit ; *sulfate*, *azotate*, *phosphate sesquibasique*, *bibasique*, *tribasique* ou *quadribasique*, selon que le sel que l'on veut désigner contient $1\frac{1}{2}$, 2, 3 ou 4 équivalents de base. Les sels basiques verdissent les couleurs de violette et de tournesol.

18. COMBINAISONS BINAIRES NON OXYGÉNÉES.

Ces composés sont très-nombreux ; ils résultent, à l'exception de l'oxygène, de l'union des métalloïdes entre eux ou avec les métaux. On les désigne en donnant au nom du corps électro-négatif, qu'on nomme le premier, la terminaison *ure*, en faisant suivre ce nom de celui de l'autre corps avec lequel il est uni. Ainsi on dit : *chlorure de soufre*, *sulfure de carbone*, *bromure de potassium*, pour indiquer les combinaisons du chlore avec le soufre, du soufre avec le carbone, et du brome avec le potassium. Cette règle s'applique à toutes les combinaisons simples des métalloïdes entre eux ou avec les métaux.

Lorsqu'un métalloïde forme plusieurs combinaisons avec un autre ou avec un métal, on ne change pas les noms des composants. Seulement, on précise l'état de la combinaison en employant les prépositions *sous*, *proto*, *sesqui*, *bi*, *tri*, comme pour la nomenclature des oxydes. Si, par exemple, dans le composé qu'on veut dénommer, le métalloïde est en proportion double, on fait précéder le nom de ce métalloïde du mot *di* :

Exemples : *Bichlorure de soufre*, *bicarbure d'hydrogène*, *bisulfure d'arsenic*, *bichlorure de mercure*.

Quant aux composés gazeux, on les désigne par le nom du gaz qui entre dans leur combinaison en donnant au deuxième corps la terminaison *é*. Ainsi on dit : *hydrogène carboné*, *hydrogène phosphoré*. Ces noms font inversion aux règles de la nomenclature, mais ils sont consacrés par l'usage. Le premier de ces composés devrait se nommer *carbure d'hydrogène*, le second, *phosphure d'hydrogène*.

19. AMMONIAQUE.

L'ammoniaque est une base qui résulte de la combinaison de l'azote et de l'hydrogène : son nom n'est pas conforme aux règles de la nomenclature chimique, qui exige que les noms des corps composés soient formés des noms des composants. Conformément à ce principe, l'ammoniaque devrait être nommée *azoture d'hydrogène*, qui indique sa véritable composition. Mais jusqu'à présent, l'ancienne et inexacte dénomination a prévalu contre la règle.

20. HYDRATES.

Les hydrates sont aujourd'hui considérés comme de véritables combinaisons de l'eau avec les oxydes, les acides et les sels. Dans ces différents composés, l'eau joue le rôle d'acide avec les bases puissantes et le rôle de base avec les acides énergiques. Les hydrates basiques les plus importants et les plus usités dans l'industrie sont les oxydes de potassium, de sodium et de calcium. On leur donne ordinairement la dénomination générique d'*hydrates de potasse*, de *soude*, de *chaux*. Quant aux acides dans lesquels l'eau joue le rôle de base, on les désigne en faisant suivre leur nom du mot *hydraté*.

Exemples : *Acide sulfurique hydraté*, *acide phosphorique hydraté*.

L'adjectif *anhydre* désigne, au contraire, les corps qui sont

entièrement exempt de'eau. On les nomme en faisant suivre leur nom du mot *anhydre*.

Exemples : *Acide phosphorique anhydre, sulfate de chaux anhydre.*

21. ALLIAGES.

On nomme *alliages* les combinaisons des métaux entre eux. Ces composés sont ordinairement désignés par les noms de tous les métaux qui concourent à leur formation. Ainsi on dit : *alliage de cuivre et d'étain, de plomb et d'étain*, pour exprimer les combinaisons de cuivre et d'étain, de plomb et d'étain.

Dans le langage usuel, certains alliages prennent des noms spéciaux sans indication des métaux qui entrent dans leur composition. Ainsi, on nomme *bronze*, l'alliage de cuivre et d'étain. L'alliage de cuivre et de zinc est nommé *laiton*. Lorsque le mercure entre dans un alliage, celui-ci prend le nom d'*amalgame*, c'est ainsi qu'au lieu de dire : *amalgame de mercure et d'or, amalgame de mercure et d'argent*, on dit simplement : *amalgame d'or, amalgame d'argent*, car la dénomination d'*amalgame* indique la présence du mercure dans le composé.

22. COMPOSÉS ORGANIQUES.

Ces composés ont en général une composition plus complexe que ceux de la chimie minérale. Cependant, ils sont tous produits par un petit nombre d'éléments qui sont l'*oxygène, l'hydrogène, le carbone et l'azote*. Ces éléments, en se combinant, en différents rapports, au nombre de deux, de trois ou de quatre, constituent les nombreux et si divers composés d'origine organique.

Jusqu'à présent, aucune règle fixe et précise ne préside à la nomenclature de ces corps. Leurs noms dérivent ordinairement de ceux des corps qui les fournissent. Parmi ces produits, ceux qui présentent les caractères acides ont en général des noms terminés en *ique*.

Exemples : *acide gallique, acide citrique, acide tartrique.*

Les combinaisons qui jouent le rôle de base ont, au contraire, leurs noms presque toujours terminés en *ite*.

Exemples : *Quinine, morphine, nicotine.*

La plupart des acides organiques peuvent s'unir aux bases inorganiques et aux bases organiques. Les sels qui en résultent se désignent par le nom de l'acide auquel on ajoute le nom de la base, ou simplement du métal, si la base est inorganique.

Exemples : *Citrate de soude, acétate de quinine, oxalate de chaux, tartrate de potasse.*

Tels sont, dans leur ensemble, les principes généraux de la nomenclature. Appliquée à la chimie minérale, cette nomenclature offre en général une rectitude suffisante, car chaque corps composé s'y trouve désigné par les noms des composants qui le constituent. Malheureusement, il n'en est plus ainsi pour les composés organiques, et jusqu'à présent cette classe nombreuse de corps n'offre aucune règle de classification précise.

Dans cette première partie, nous ne traiterons que des corps métalloïdes, dont nous diviserons l'étude en 15 sections, et dans l'ordre qui suit :

- | | |
|---------------|----------------|
| 1. Oxygène. | 9. Iode. |
| 2. Hydrogène. | 10. Fluor. |
| 3. Azote. | 11. Phosphore. |
| 4. Soufre. | 12. Arsenic. |
| 5. Sélénium. | 13. Bore. |
| 6. Tellure. | 14. Silicium. |
| 7. Chlore. | 15. Carbone. |
| 8. Brome. | |

Pour faciliter l'étude de ces corps, nous parlerons d'abord de leur état naturel; nous donnerons ensuite leur historique; puis, après avoir décrit leurs divers modes d'extraction,

tion, nous indiquerons les états qu'ils affectent, et les propriétés physiques et chimiques qui les caractérisent. Nous examinerons après chaque corps les combinaisons que ce corps forme avec ceux que nous aurons décrits précédemment. Cette marche, qui nous paraît la plus logique et la plus rationnelle, a l'avantage d'éviter toute anticipation, et nous permettra d'étudier chaque métalloïde, ainsi que ses combinaisons, dans l'ordre déjà assigné. Nous nous abstiendrons toutefois de parler des combinaisons acides que ces corps forment en s'unissant entre eux. Ces combinaisons, aussi nombreuses qu'importantes, seront examinées d'une manière aussi spéciale que complète dans la troisième partie de cet ouvrage, laquelle sera entièrement consacrée à la fabrication industrielle des acides binaires et des sels.

Les corps métalloïdes peuvent se présenter sous trois états : gazeux, liquides ou solides. Cinq de ces corps sont gazeux à la température ordinaire, ce sont : l'*oxygène*, l'*hydrogène*, l'*azote*, le *chlore* et le *fluor*; les deux premiers n'ont pu encore être liquéfiés sous aucune pression, ni à aucune température. Le *brome* est liquide. Le *tellure*, le *bore*, le *silicium* et le *carbone* sont solides et fixes. Le *soufre*, le *sélénium*, l'*iode*, le *phosphore* et l'*arsenic* sont solides et volatils à des températures diverses, mais au-dessous du rouge.

NOUVEAU MANUEL COMPLET

DES

PRODUITS CHIMIQUES

PREMIÈRE PARTIE.

DES MÉTALLOÏDES.

SECTION PREMIÈRE.

OXYGÈNE.

Équivalent = 100.

ÉTAT NATUREL.

L'oxygène est un gaz très-abondamment répandu dans la nature, mais il ne s'y trouve nulle part à l'état libre. Mélangé avec le gaz azote dans la proportion d'environ 21 pour 100, il constitue l'air atmosphérique. Combiné avec l'hydrogène, il forme l'eau; il se combine également avec les corps simples, avec lesquels il donne naissance tantôt à des oxydes, tantôt à des acides. Enfin, ce gaz entre dans des proportions très-variables dans la composition élémentaire de presque tous les corps organisés.

HISTORIQUE.

L'importante découverte de l'oxygène date de 1774; elle est due à Priestley, chimiste anglais, qui le désigna sous

le nom d'air déphlogistiqué. Sensiblement à la même époque, Schæele, célèbre chimiste suédois, faisait la même découverte en Allemagne, sans avoir eu connaissance des expériences de Priestley. Il nomma ce gaz *aff de feu*, pour caractériser la propriété distinctive qu'il possède à un degré éminent d'activer la combustion des corps en ignition. Mais c'est spécialement à l'immortel Lavoisier que nous devons la détermination des propriétés physiques et chimiques de ce gaz, qu'il désigna à son tour sous le nom d'oxygène, qui dérive de deux mots grecs, dont la définition technique est : j'engendre les acides. Cette définition, parfaitement exacte à l'époque où elle fut appliquée, n'exprime plus aujourd'hui une propriété exclusive et spéciale à l'oxygène, puisque d'autres corps simples métalloïdes possèdent également la propriété de former des acides par leur combinaison entre eux.

Considéré sous le rapport de ses propriétés, l'oxygène, à l'état libre, est invisible et incolore comme l'air. Comme lui aussi il est compressible et élastique, mais il conserve l'état gazeiforme sous les pressions les plus énergiques et aux températures les plus basses que les chimistes aient pu produire. Chimiquement pur, ce gaz est sans odeur ; sa densité, en prenant celle de l'air pour unité, est de 1,1026, d'après MM. Petit et Dufong ; mais d'après les dernières expériences de MM. Dumas et Boussingault, cette densité serait égale à 1,1057.

Le gaz oxygène est très-peu soluble dans l'eau. L'eau en dissout à peu près les $\frac{4}{100}$ de son volume à la température ordinaire. Aussi on peut généralement recueillir ce gaz sous l'eau quand on doit l'employer pour les divers besoins de l'industrie ; mais si on veut l'avoir parfaitement pur, on doit le recueillir sur le mercure, l'eau contenant toujours une certaine quantité d'air atmosphérique qui se mélange avec le gaz et en altère la pureté.

PROCÉDÉS D'EXTRACTION DE L'OXYGÈNE.

Dans l'industrie on extrait ordinairement ce gaz de différents sels très-oxygénés ou de plusieurs oxydes métalliques. Les divers procédés généralement employés pour préparer ce gaz, sont au nombre de quatre. Nous allons les décrire successivement et nous étudierons ensuite les principales propriétés chimiques de l'oxygène et ses applications à l'industrie.

Premier procédé.—Extraction de l'oxygène par le peroxyde de manganèse.

Le peroxyde de manganèse, composé de manganèse et d'oxygène, abandonne une portion de son oxygène quand on le soumet à une température suffisamment élevée. Pour extraire l'oxygène par ce procédé, on calcine le peroxyde de manganèse en vase clos. Comme nous le verrons lorsque nous parlerons de la chimie métallurgique, ce composé est une substance minérale que l'on trouve assez abondamment répandue dans quelques parties de l'Europe et notamment en France, en Angleterre et en Allemagne. Dans son état naturel, cet oxyde est rarement pur ; il renferme presque toujours une certaine quantité de carbonate de chaux, qui se décompose pendant la calcination, en chaux vive et en acide carbonique ; il en résulte que le gaz oxygène obtenu par ce procédé renferme une certaine quantité d'acide carbonique qui en altère la pureté. On peut obvier à cet inconvénient de deux manières différentes : 1^o en faisant réagir de l'acide chlorhydrique étendu de 4 à 5 fois son volume d'eau sur du peroxyde de manganèse préalablement réduit en poudre. Sous l'influence de l'acide, le carbonate est décomposé et l'acide carbonique est mis en liberté. Après la réaction, on enlève le chlorure de calcium, et l'excès d'acide employé en faisant subir au mélange plusieurs lavages successifs à l'eau froide. Les lavages étant effectués, on fait égoutter le manganèse sur une toile serrée et on le sèche complètement. 2^o On peut également isoler l'oxygène de l'acide carbonique sans faire subir au manganèse un traitement préalable par l'acide. Il suffit, pour cela, de faire dissoudre dans l'eau de la cuve hydro-pneumatique qui sert à recueillir le gaz, une certaine quantité de soude ou de potasse caustique qui absorbe l'acide carbonique. On peut encore séparer cet acide de l'oxygène, en faisant traverser au gaz, au sortir de la cornue, un flacon à deux tubulures rempli aux deux tiers d'une dissolution de soude caustique. Dans les deux cas, l'acide carbonique se combine avec l'alcali caustique pour former un carbonate de soude ou de potasse, suivant que l'on a employé l'une ou l'autre de ces bases.

Le manganèse d'Allemagne étant le plus pur est généralement employé pour l'extraction de l'oxygène. On le trouve dans le commerce en masses dures et cristallisées, d'un beau gris foncé à reflet métallique. Après l'avoir pulvérisé dans un mortier en fonte, on le passe au tamis de soie afin de l'avoir en poudre très-divisée, car on a reconnu

qu'en cet état de division, il abandonne plus complètement une portion de son oxygène lorsqu'on le soumet à une température élevée.

La préparation de l'oxygène par le peroxyde de manganèse se pratique quelquefois dans des cornues de grès; mais l'expérience a prouvé qu'il était préférable pour la sécurité de l'opération, de substituer à ces vases des cornues en fer. On emploie quelquefois pour cette opération, des bouteilles en fer épais, qui ont servi à transporter le mercure; on les trouve facilement dans le commerce.

Opération. — La planche 1, fig. 1, permet de donner la description complète d'un de ces appareils.

A, cornue ou bouteille de fer placée dans un fourneau à dôme BBB.

C, tube de fer entrant à vis dans l'orifice taraudé de la cornue: au bout de ce tube est adapté un bouchon traversé par un tube de verre qui vient plonger dans un flacon D, à deux tubulures, rempli aux $\frac{2}{3}$ d'une dissolution de soude ou de potasse caustique. De l'autre tubulure de ce flacon part un autre tube de verre recourbé qui se rend sous la planchette E, de la cuve hydro-pneumatique FF. Cette planchette plonge de quelques centimètres dans l'eau de la cuve.

FF cuve hydro-pneumatique. C'est ainsi qu'on désigne une cuve en bois doublée en plomb; cette cuve est remplie d'eau et traversée par une planchette E percée de trous qui plonge de quelques centimètres dans l'eau de la cuve. C'est sur cette planchette qu'on dispose le flacon G rempli d'eau et renversé au-dessus du trou correspondant au tube recourbé qui amène le gaz.

Pour commencer, on introduit le peroxyde de manganèse préalablement réduit en poudre, dans la cornue A, dont la capacité doit être d'un litre environ par kilogramme de manganèse. Cela étant fait, on y visse le tube de fer C, dont on rend la jonction hermétique au moyen d'un peu de terre glaise. On place alors la cornue dans le four BBB, on remplit aux deux tiers le flacon laveur d'une dissolution de potasse, et on lute avec soin toutes les autres parties de l'appareil.

On chauffe d'abord légèrement la cornue; la chaleur chasse la plus grande portion de l'air interposé dans le manganèse et dans les parties libres de l'appareil; il s'établit un courant très-rapide de bulles d'air qu'on peut apercevoir bouillonnant à travers le liquide du flacon laveur D; mais ce bouillonnement cesse entièrement au bout de quelque temps. Le feu est alors augmenté graduellement, et lorsque la cornue est devenue d'un rouge vif, le peroxyde de man-

anèse commence à se décomposer, et dès ce moment, le dégagement de l'oxygène est continu. On place alors sur la planchette E, un flacon G préalablement rempli d'eau, de manière que l'orifice de ce flacon soit au-dessus du trou correspondant au tube recourbé qui amène le gaz. Le gaz produit par la cornue traverse d'abord la dissolution de soude austrienne renfermée dans le flacon laveur D, qui s'empare de l'acide carbonique qui s'y trouve mêlé. A mesure que le gaz purifié se dégage, il se rend, au moyen du tube recourbé, dans le flacon G, et en déplace successivement toute l'eau. Lorsque ce flacon est rempli de gaz, on le retire de dessus la planchette et on le remplace immédiatement par un autre flacon plein d'eau, qu'on remplit de la même manière, et ainsi de suite.

La décomposition du peroxyde de manganèse demande une chaleur très-intense : pendant toute la durée de l'opération, la cornue doit être constamment chauffée au rouge vif; le combustible employé est le coke, mais on peut employer également le charbon de bois. On reconnaît que l'opération est terminée, lorsque le dégagement du gaz s'arrête, bien que le feu soit très-vif.

En opérant dans les conditions que nous venons d'indiquer, 1 kilogramme de peroxyde de manganèse d'Allemagne, de bonne qualité, produit de 30 à 35 litres de gaz oxygène sensiblement pur.

THÉORIE.

Pour se rendre compte des phénomènes qui se passent dans cette opération, il faut se rappeler que l'oxyde de manganèse employé est à l'état de peroxyde, c'est-à-dire au plus haut degré d'oxydation.

Par l'application de la chaleur, on lui enlève une portion de son oxygène, et il se trouve ramené à un degré moindre d'oxydation. Mais quelque intense que soit la chaleur qu'on puisse produire, on ne met en liberté que le tiers de l'oxygène que cet oxyde renferme; il reste dans la cornue, pour résidu de l'opération, un oxyde mixte formé de peroxyde et de protoxyde de manganèse : cet oxyde est ordinairement désigné sous le nom d'*oxyde rouge de manganèse*; il est formé de 63.36 manganèse et 24.42 oxygène; il retient donc les deux tiers de l'oxygène du peroxyde soumis à la calcination, puisque 100 parties en poids de ce peroxyde renferment :

Manganèse.	63.36
Oxygène.	26.64

Deuxième procédé. — Préparation de l'oxygène par le peroxyde de manganèse et l'acide sulfurique.

Ce procédé, qui est une modification importante du premier, consiste à traiter le peroxyde de manganèse en poudre fine, par un léger excès d'acide sulfurique concentré. Nous avons vu dans le premier procédé, que le peroxyde de manganèse ne peut fournir par la calcination seule, qu'environ un tiers de l'oxygène qu'il renferme; mais lorsqu'on fait réagir l'acide sulfurique concentré sur cet oxyde, il abandonne une portion moitié plus grande d'oxygène, c'est-à-dire 18.32 pour 100 au lieu de 12.22. Ajoutons que la température relativement peu élevée à laquelle s'opère la réaction, rend l'opération plus facile.

L'appareil le plus usité pour cette opération, est représenté planche 1, figure 2.

A, fourneau muni d'un bain de sable; B, ballon en verre de la capacité de 2 litres; C, flacon laveur; DD, cuve hydro-pneumatique sur laquelle on recueille le gaz.

On introduit dans le ballon A, 500 grammes de peroxyde de manganèse cristallisé et réduit en poudre fine que l'on délaie avec une suffisante quantité d'acide sulfurique concentré, pour en former une espèce de pâte. Le ballon est ensuite placé dans le bain de sable disposé sur le fourneau A, de manière à pouvoir en élever graduellement la température. Au col du ballon on adapte, au moyen d'un bouchon, un tube recourbé qui amène le gaz dans le flacon laveur C, contenant une dissolution de soude ou de potasse caustique; un second tube de verre adapté sur la deuxième tubulure de ce flacon, conduit le gaz dans un flacon E, disposé sur la planchette de la cuve hydro-pneumatique DD.

Pour commencer l'opération, il suffit de chauffer le bain de sable en mettant quelques charbons incandescents dans le four A.

Dès que la réaction a commencé, un courant continu de gaz oxygène se dégage de l'appareil, traverse le flacon laveur et se rend, au moyen du tube recourbé adapté sur la deuxième tubulure de ce flacon, dans le flacon E placé sur la planchette de la cuve hydro-pneumatique. Dès que ce flacon est rempli d'oxygène, on le retire de dessus la planchette de la cuve, et on en y substitue immédiatement un autre et ainsi de suite.

Lorsque l'émission du gaz a commencé, le feu est soutenu afin de faciliter la réaction; une légère augmentation de

température est nécessaire à la fin de l'opération pour dégager les dernières portions d'oxygène que le peroxyde de manganèse peut produire par sa transformation en sulfate de protoxyde. La fin de l'opération se décèle par le ralentissement du gaz qui ne se dégage plus que lentement et pour ainsi dire bulle à bulle. Comme dans l'opération précédente, on doit avoir la précaution de rejeter les premières portions de gaz qui se trouvent mélangées avec l'air contenu dans l'appareil. Ce mode de préparation de l'oxygène est infiniment plus avantageux et plus économique que le premier; il est dû à Scheele, l'un des chimistes les plus distingués du dernier siècle.

THÉORIE.

La théorie de cette opération est plus compliquée que celle que nous avons expliquée, lorsqu'on décompose le peroxyde de manganèse par la chaleur seule. Le peroxyde de manganèse ne peut se combiner avec l'acide sulfurique, qu'en abandonnant une portion de son oxygène; il forme alors le protoxyde de manganèse, composé de 77,57 de manganèse, et 22,43 d'oxygène. Cet oxyde est une base puissante, et qui a une grande affinité pour l'acide sulfurique. Il résulte de cette affinité que si l'on chauffe le peroxyde de manganèse en poudre avec l'acide sulfurique concentré, sous l'action énergique de cet acide le peroxyde perd la moitié de son oxygène, 18,32 pour 100, et se trouve ramené à l'état de protoxyde, qui en s'unissant avec l'acide sulfurique, forme le sulfate de protoxyde de manganèse. Disons en passant que ce sel est très-employé dans les arts et notamment pour l'impression des toiles peintes.

Nota. — Nous ferons remarquer que pour apprécier la valeur réelle d'un oxyde de manganèse, il est important d'en faire l'essai préalable. Dans l'industrie on détermine cette valeur par la quantité de chlore qu'il peut produire, quand on le traite par l'acide chlorhydrique (hydrochlorique); lorsque nous traiterons de la chimie métallurgique, nous indiquerons, en parlant des oxydes de manganèse, les procédés simples par lesquels on précise la valeur relative des divers oxydes de manganèse qu'on trouve dans le commerce. Nous renvoyons à cet article pour de plus amples détails. Disons en passant que la quantité d'oxygène qu'on retire d'un oxyde de manganèse est toujours dans un rapport constant avec la pureté de cet oxyde.

Troisième procédé. — Préparation de l'oxygène par le chlorate de potasse.

Ce procédé, très-employé dans les laboratoires et dans l'industrie, est basé sur la décomposition du chlorate de potasse par la chaleur. Depuis quelques années, le prix de ce sel a subi une diminution considérable, de sorte qu'on peut l'employer avec avantage pour préparer le gaz oxygène pur, et en telle quantité qu'on peut le désirer. Autrefois ce mode de préparation présentait quelques inconvénients résultant de la rapidité de la décomposition du chlorate par l'application de la chaleur et de l'énorme quantité de gaz qui se dégageait presque instantanément, ce qui a plus d'une fois déterminé la rupture de l'appareil. On est parvenu à régulariser cette opération et à faire disparaître les inconvénients qu'elle présentait, en mélangeant le chlorate de potasse avec environ son poids d'un oxyde indécomposable à une basse température. Le peroxyde de manganèse est généralement employé. L'avantage principal de ce mélange est de diviser la matière pâteuse, d'y former des interstices et de faciliter ainsi le dégagement de l'oxygène, qui dès-lors se fait d'une manière régulière et proportionnée à l'intensité de la chaleur.

Il convient également d'employer des cornues en verre peu fusible, ou de recouvrir la cornue de verre ordinaire d'un lut argileux qui lui permette de résister plus facilement à l'action de la chaleur. On peut remplacer avec avantage les cornues en verre par des cornues en fer. Celles-ci peuvent servir indéfiniment, tandis que les premières sont mises en peu de temps hors de service.

L'appareil employé pour préparer l'oxygène par le chlorate de potasse est représenté pl. 1, figure 3. Il se compose d'une cornue A de la capacité de $\frac{3}{4}$ de litre environ, dans laquelle on introduit 100 grammes de chlorate de potasse mélangé avec un poids égal de peroxyde de manganèse en poudre. On adapte au col de cette cornue, au moyen d'un bouchon de liège, un tube abducteur B, qui conduit le gaz dans un flacon C, placé sur la planchette de la cuve hydro-pneumatique DD.

L'appareil étant ainsi disposé, on chauffe la cornue soit avec une forte lampe à alcool, soit au moyen d'un fourneau dans lequel on met quelques charbons incandescents. Par l'application de la chaleur, l'air renfermé dans l'appareil est dilaté et se dégage ; mais on ne commence à recueillir le gaz que lorsque le sel commence à entrer en fusion. Dès ce

moment, l'émission du gaz se fait avec rapidité; on doit alors modérer le feu, mais lorsque le dégagement du gaz commence à se ralentir, on élève graduellement la température afin de décomposer complètement les dernières portions de chlorate de potasse.

Lorsque malgré la surélévation de température, la matière devient solide et que les bulles gazeuses cessent de se produire, ces indices annoncent que l'opération est terminée. Comme le chlorate de potasse du commerce contient presque toujours un peu de chlorure de potassium décomposable par la chaleur, on obtient du gaz oxygène, mélangé avec des quantités variables de chlore. Mais on peut facilement l'obtenir pur en employant du chlorate de potasse raffiné, ou si l'on se sert de chlorate impur, on doit faire traverser au gaz qui sort de la cornue, un flacon laveur renfermant une dissolution de potasse ou de soude caustique. Le chlore, en se combinant avec l'une ou l'autre de ces bases, forme un chlorure de potassium. L'appareil est alors disposé comme nous l'avons représenté dans les figures 1 et 2 de la planche 1.

100 grammes de chlorate de potasse pur et sec donnent en poids 39 grammes 16 d'oxygène qui représentent un volume de 27 litres environ. Le résidu solide de l'opération (abstraction faite des 100 grammes de peroxyde de manganèse qui ont été mélangés avec le chlorate de potasse), ce résidu, disons-nous, est de 60 grammes 84 de chlorure de potassium. L'oxyde de manganèse n'éprouvant aucune altération à la température à laquelle le chlorate de potasse se décompose peut servir presque indéfiniment. Il suffit, après chaque opération, d'en éliminer le chlorure de potassium avec lequel il se trouve mélangé, par un ou plusieurs lavages à l'eau bouillante et de le faire sécher.

THÉORIE.

Chimiquement pur, le chlorate de potasse est composé d'acide chlorique et de protoxyde de potassium ou potasse. Ce sel est facilement décomposable par la chaleur, et tout l'oxygène qui est renfermé tant dans l'acide que dans la base, se dégage; il ne reste donc pour résidu de l'opération, que du chlorure de potassium qui, comme son nom l'indique, est un composé de chlore et de potassium.

Pour bien apprécier les réactions qui se passent quand on décompose le chlorate de potasse par la chaleur, il suffit de

connaître la composition de ce sel dont 100 parties, en poids renferment :

Acide chlorique.	61.51	{	Chlore.	28.88
			Oxygène.	32.63
Protoxyde de potassium.	38.49	{	Oxygène.	6.53
			Potassium.	31.96

Comme tout l'oxygène de l'acide chlorique et de la potasse est mis en liberté, on en obtient donc 6 équivalents, ou en poids 39, 16 pour 100 de chlorate. Il reste après l'opération, 60.84 de chlorure de potassium formé :

Chlorure de potassium.	60.84	{	Chlore.	28.88
			Potassium.	31.96

Indépendamment du chlorate de potasse, on peut encore isoler l'oxygène d'autres sels parmi lesquels nous mentionnerons principalement le bichromate de potasse. Voici comment on doit opérer : on réduit d'abord le bichromate en poudre et on fait un mélange de 75 grammes de ce sel avec 100 grammes d'acide sulfurique concentré. On introduit le mélange dans une cornue en verre de la contenance d'un demi-litre environ, et après avoir adapté à cette cornue un tube pour recueillir le gaz, on la chauffe convenablement, pour développer les réactions qui doivent produire l'émission du gaz oxygène. On recueille le gaz à la manière ordinaire ; on peut employer l'appareil que nous avons décrit pour la préparation de l'oxygène par le peroxyde de manganèse et l'acide sulfurique (pl. 1, fig. 2).

Nous devons faire remarquer que ce procédé est peu employé, et que depuis que l'on trouve dans le commerce le chlorate de potasse à un prix réduit, il est infiniment plus avantageux d'extraire l'oxygène de ce sel que du bichromate de potasse.

Quatrième procédé. — Préparation de l'oxygène par les oxydes réductibles par la chaleur seule.

Les oxydes métalliques facilement réductibles par la chaleur peuvent aussi fournir de l'oxygène lorsqu'on les soumet à une température suffisamment élevée pour en opérer la décomposition. Parmi les oxydes de cette classe, on emploie principalement les oxydes d'or, d'argent, de platine et l'oxyde rouge de mercure ; c'est de ce dernier que Priestley obtint pour la première fois l'oxygène pur.

La manière d'opérer pour extraire l'oxygène de ces composés est fort simple. Supposons qu'on emploie l'oxyde rouge de mercure. On place 50 grammes de cet oxyde dans une petite cornue en verre peu fusible; du col de cette cornue part un tube recourbé qui vient s'adapter au moyen d'un bouchon sur la première tubulure d'un récipient de condensation destiné à recueillir la portion de mercure qui se volatilise pendant l'opération. Ce récipient porte une deuxième tubulure qui communique par un tube recourbé sous un flacon plein d'eau et renversé sur la cuve hydro-pneumatique. On chauffe la cornue dans la partie qui renferme l'oxyde, avec une forte lampe à alcool. La figure 4, planche 1, donne une idée exacte et complète de cet appareil.

L'appareil étant convenablement disposé, on place la lampe sous la cornue; il est essentiel de ne chauffer que lentement la cornue qui, sans cette précaution, pourrait se briser, et l'opération serait perdue.

Lorsque la cornue a été également chauffée, on en élève progressivement la température qu'on porte au rouge. L'émission du gaz a lieu comme dans les précédents procédés; on ne recueille pas les premières portions qui sont toujours mélangées avec l'air renfermé dans les différentes parties de l'appareil, ainsi que dans les interstices de la matière sur laquelle on opère. Ces premières portions de gaz étant dégagées, on place sur la planchette de la cuve un flacon d'eau renversé sur l'orifice du tube qui conduit le gaz. Celui-ci, en s'introduisant dans le flacon, en déplace l'eau qu'il remplace; on substitue ainsi des flacons pleins d'eau sur la planchette de la cuve jusqu'à ce que l'émission du gaz ait entièrement cessé.

A mesure que la décomposition de l'oxyde s'opère, le métal se revivifie et forme au fond de la cornue une couche brillante, sur laquelle surnage l'oxyde qui n'a pas encore éprouvé la décomposition. Comme pour arriver à cette décomposition, on est obligé de chauffer la cornue au rouge, une portion du métal se volatilise et vient se condenser à l'état liquide dans le récipient A placé entre la cornue et la cuve hydro-pneumatique.

Les signes caractéristiques qui annoncent la fin de l'opération se décèlent à la manière ordinaire, c'est-à-dire lorsque le dégagement du gaz cesse, ou du moins qu'il n'arrive que bulle à bulle dans le flacon. Lorsque l'opération est arrivée à ce point, l'oxyde rouge a complètement disparu; on retire la lampe à alcool de dessous la cornue qu'on laisse refroidir avant de déluter l'appareil.

Ce procédé donne de l'oxygène très-pur, et il est d'une exécution simple et facile ; mais il est rarement employé dans l'industrie, parce que l'oxyde de mercure est d'un prix trop élevé pour qu'on puisse s'en servir, quand on veut préparer une quantité considérable de gaz oxygène. La même observation s'applique aussi aux oxydes d'argent, d'or, de platine, etc. ; nous ferons remarquer qu'on peut encore se procurer de l'oxygène en décomposant au rouge le deutoxyde de plomb, communément appelé minium ; on opère cette décomposition en traitant cet oxyde comme nous l'avons indiqué dans le premier procédé. L'azotate de potasse donne aussi de l'oxygène, par sa décomposition à la température rouge, mais comme les produits de cette décomposition sont fort complexes, il est assez difficile d'en isoler l'oxygène à l'état de pureté.

La théorie de la préparation de l'oxygène par les oxydes métalliques réductibles par la chaleur est facile à expliquer. Comme les métaux qui forment ces oxydes ont une faible affinité pour l'oxygène, ils se décomposent facilement à la température rouge et souvent au-dessous ; l'oxygène se dégage et le métal revivifié se présente sous la forme d'une poudre terne, pour le mercure excepté, qu'on peut obtenir doué de toutes ses propriétés métalliques. Si l'expérience a été faite avec soin et qu'on n'ait perdu aucune partie de gaz, on trouve que le poids de l'oxygène obtenu, joint à celui du métal qui reste dans la cornue après l'opération, correspond à celui de l'oxyde employé.

Tels sont les procédés généralement employés soit dans les laboratoires ou dans l'industrie pour préparer le gaz oxygène. Un jour viendra, sans doute, où la science, assez avancée dans ses moyens d'analyse, parviendra à extraire ce gaz de l'air atmosphérique, dans la composition duquel il entre pour $\frac{1}{5}$ environ sur $\frac{4}{5}$ d'azote. D'après les prévisions de la science, la solution du problème serait de combiner ce dernier gaz avec un corps qui n'ait pas d'action sur le gaz oxygène et qui formât avec le gaz azote un composé, solide ou liquide, facile à enlever. Mais jusqu'à présent, les différentes tentatives qui ont été faites dans cette direction, n'ont pas répondu à l'attente et aux efforts des savants qui les ont entreprises. Cependant tout fait pressentir la possibilité d'arriver à la solution de cette importante question qui intéresse à la fois la science et l'industrie.

Lorsqu'on ne veut préparer qu'une petite quantité d'oxygène, on le recueille, comme nous l'avons dit, soit dans des cloches, soit dans des flacons en verre, qu'on remplit d'eau

et qu'on pose renversés sur la planchette de la cuve hydro-pneumatique. Mais lorsqu'on a besoin d'avoir en réserve un plus grand volume de gaz, on emploie un appareil spécial nommé *gazomètre*. La planche 1, figure 5, indique la modification la plus récente et la plus usitée d'un de ces appareils.

Cet appareil, que l'on appelle aussi quelquefois réservoir à gaz, se compose de deux parties distinctes : 1° d'un cylindre en cuivre A étamé intérieurement, dont la capacité varie de 50 à 100 litres, suivant la quantité de gaz qu'on veut recueillir. A 8 à 10 centimètres au-dessus de ce cylindre, se trouve une cuvette également en cuivre étamé à l'intérieur ; cette cuvette, désignée dans la figure par la lettre B, est uniquement destinée à contenir de l'eau ; elle communique avec le cylindre A, par deux tubes munis de robinets et indiqués par les initiales C, D. Le tube C affleure le fond de la cuvette B, et traverse seulement la paroi supérieure du cylindre A. Le tube D traverse aussi le fond de la cuvette, mais il descend dans le cylindre A, où il aboutit à quelques centimètres du fond de ce cylindre. A la partie latérale inférieure de ce cylindre, se trouve une tubulure E, que l'on ferme avec un bouchon ou une virole à cuir. Enfin les autres pièces afférentes à ce cylindre sont : un petit tube F, muni d'un robinet et d'un tube de verre G, qui sert comme indicateur du niveau de l'eau dans le cylindre A.

Avant de remplir cet appareil de gaz, on commence par le remplir d'eau, condition essentielle pour en expulser l'air qu'il renferme. Pour cela, on ferme le robinet F, et on ferme également la tubulure E. Cela étant fait, on verse de l'eau dans la cuvette B ; cette eau s'écoule par le tube D dans le cylindre A ; et l'air comprimé par l'eau s'échappe par le tube C, dont on a soin de tenir le robinet ouvert jusqu'à ce que le cylindre A soit entièrement plein, ce qu'on reconnaît aisément, quand le niveau de l'eau reste stationnaire dans la cuvette B. On ferme alors les deux robinets C et D, et on retire le bouchon ou la virole qui ferme la tubulure E. Il est évident alors que l'eau ne peut s'écouler, parce que la pression de l'air y met obstacle.

Actuellement, pour remplir de gaz oxygène le cylindre A, on introduit dans la tubulure E, le tube de dégagement de manière que ce tube pénètre dans l'intérieur du vase comme nous l'avons représenté dans le dessin. Etant spécifiquement plus léger que l'eau, le gaz, en s'introduisant dans le cylindre A, se rend dans la partie supérieure de ce vase et en déplace successivement l'eau qui s'écoule par la tubulure E, qu'on tient constamment ouverte pendant l'opération. Le

tube de verre G indique le niveau de l'eau dans ce cylindre et permet de reconnaître quand il est rempli de gaz, ce qu'on voit aisément lorsque l'eau est descendue jusqu'au bas du tube. Lorsqu'il en est ainsi, on enlève le tuyau de dégagement et on ferme très-exactement la tubulure E. On conserve le gaz dans cet appareil pour l'employer ensuite aux divers usages auxquels on le destine. Nous dirons en passant que tous les gaz peu solubles dans l'eau peuvent être recueillis dans un appareil semblable.

Supposons maintenant qu'on veuille remplir de gaz oxygène, une capacité quelconque, une vessie par exemple. Après avoir préalablement expulsé l'air de la vessie L, on l'adapte à l'aide d'une virole à vis, sur la tubulure du robinet H; on verse ensuite de l'eau dans la cuvette B. Si l'on ouvre le robinet du tube D, une partie de l'eau contenue dans la cuvette, descend dans le cylindre A, comprime le gaz que ce cylindre renferme, en augmente la force élastique et le force à s'échapper par le robinet H d'où il se rend dans la vessie L, avec une vitesse proportionnée à la pression qu'il éprouve dans le cylindre A. Il est évident que le gaz est remplacé dans le cylindre par l'eau qui entre par le tube D.

Les applications spéciales de l'oxygène ne sont ni très-nombreuses, ni très-importantes, bien qu'il joue un rôle immense dans les phénomènes si divers de l'organisme végétal, comme de la vie animale. Une des propriétés les plus remarquables de ce gaz, c'est de rendre la combustion des corps beaucoup plus vive que dans l'air atmosphérique, qui ne doit lui-même cette propriété qu'à la quantité d'oxygène qu'il renferme. On peut rendre cette démonstration évidente au moyen d'une expérience très-usitée dans les laboratoires de chimie. Si l'on fixe, par exemple, un petit cône de charbon à l'extrémité d'un fil-de-fer qui traverse un bouchon de liège, comme le représente la figure 6 de la planche 1, et qu'après avoir allumé ce charbon, on le plonge incandescent dans un flacon plein de gaz oxygène, il se ravive et brûle avec un vif éclat en projetant des étincelles dans toutes les directions.

Le phosphore, le soufre, le fer et plusieurs autres corps simples préalablement en ignition, brûlent dans ce gaz avec plus de vivacité et d'énergie que dans l'air atmosphérique. Cette très-remarquable propriété vient de la grande affinité de l'oxygène pour les corps combustibles; en effet, dans toute combustion ordinaire, l'oxygène se combine avec le corps brûlé et forme avec ce corps des oxydes ou même des acides si le corps peut être acidifié. Ainsi, par la com

bustion du charbon dans l'oxygène, le produit obtenu est de l'acide carbonique. Le soufre et le phosphore brûlés dans ce même gaz se convertissent également en acides. Le phosphore produit l'acide phosphorique, et le soufre l'acide sulfurique. Disons en passant que l'acidification du soufre par l'oxygène, serait d'un avantage immense pour les fabriques d'acide sulfurique, s'il était possible de l'obtenir par un procédé manufacturier et économique à la fois.

Chimiquement pur, le gaz oxygène peut se combiner avec le double de son volume d'hydrogène; cette combinaison dont le résultat est de l'eau, produit la plus haute température que les chimistes aient pu obtenir jusqu'à ce jour.

Enfin, si l'oxygène est utile, indispensable même à la combustion, il ne l'est pas moins à la respiration des animaux.

SECTION DEUXIÈME.

HYDROGÈNE.

Équivalent = 12.50.

Le nom d'hydrogène dérive d'un mot grec qui indique qu'il est une des parties constituantes de l'eau; ses propriétés combustibles sont mentionnées dans les écrits des anciens chimistes, mais ce fut seulement en 1776 que Cavendish, célèbre chimiste anglais, fit connaître, par des expériences précises, les principales propriétés qui distinguent ce gaz.

L'hydrogène qui, dans la classification que nous avons adoptée, vient immédiatement après l'oxygène, est le plus léger des gaz connus. Il n'a pu, jusqu'à présent, être liquéfié sous aucune pression. Sa densité est égale à 0,06920, d'après M. Dumas et Boussingault, celle de l'air étant représentée par 1000; il pèse, par conséquent, 10 fois moins que l'oxygène et 14 fois 1/2 moins que l'air. C'est sur cette propriété qu'est fondé son emploi pour remplir les ballons.

Ce gaz n'a pas, comme l'oxygène, la propriété d'entretenir la combustion, parce qu'il est lui-même très-combustible. Il brûle avec une flamme pâle très-peu éclairante. Pendant sa combustion il se combine avec l'oxygène de l'air pour former de l'eau. Ce fait, extrêmement remarquable, fut observé pour la première fois par deux chimistes français, MM. Macquer et Sigaud de Lafont. L'eau, en effet, comme nous le verrons bientôt, est formée par la combinaison de deux volumes d'hydrogène avec un volume d'oxygène, ou en

d'autres termes, 100 parties d'eau se composent de 11,13 d'hydrogène et de 87,88 d'oxygène.

L'hydrogène existe rarement à l'état libre dans la nature, bien qu'il soit un des éléments constitutifs de la plupart des matières organiques. Mais l'eau est encore aujourd'hui le seul corps dont on peut l'extraire en grande quantité et à l'état de pureté. C'est toujours ce liquide qu'on emploie pour l'obtenir. Comme nous n'avons en vue dans ce traité que la préparation des produits chimiques, nous nous bornerons à ne décrire que les seuls procédés généralement employés pour préparer ce gaz, et qui, industriellement parlant, peuvent se réduire à trois :

1° En décomposant l'eau en vapeur par le fer à la température rouge.

2° En décomposant l'eau par le zinc ou le fer à l'aide de l'acide sulfurique.

3° En décomposant la vapeur d'eau par le charbon incandescent.

A la suite de chaque procédé, nous indiquerons les réactions qui se produisent.

Premier procédé.

Le fer ne décompose l'eau qu'à une température rouge. Aussi on ne peut préparer l'hydrogène par ce procédé, qu'en faisant passer de l'eau en vapeur sur du fer chauffé au rouge.

L'appareil dans lequel on fait cette décomposition se compose d'un tube en fer AB, dans lequel on introduit de la tournure de fer bien décapée (*voyez* la planche 1, figure 7). On place ce tube dans un fourneau à réverbère C, ayant la forme d'un carré long. A l'extrémité A du tube, on adapte au moyen d'un bouchon une cornue de verre D de la capacité de 1 décilitre environ, et contenant de 50 à 60 grammes d'eau. A l'autre bout du tube est placé un tube de dégagement E pour recueillir le gaz sur la cuve hydro-pneumatique P.

L'appareil étant préparé, et les tubulures soigneusement lutées, on place des charbons incandescents dans le fourneau C, qu'on remplit ensuite de charbon non allumé. Lorsque la température du tube est arrivée au rouge vif, on chauffe à l'ébullition, au moyen d'une lampe à alcool, l'eau renfermée dans la cornue D. La vapeur produite passe sur le fer incandescent qui la décompose en lui enlevant son oxygène, tandis que l'hydrogène mis en liberté se dégage avec rapidité. On continue l'opération jusqu'au moment où le fer se trouvant complètement oxydé cesse de décomposer l'eau, ce qu'on reconnaît quand l'émission du gaz cesse.

Le gaz hydrogène ainsi obtenu est transparent, incolore, inodore, et d'une très-grande pureté. Il est essentiel, pour l'avoir à cet état de pureté, de laisser perdre les premières portions qui sont mélangées avec l'air contenu dans l'appareil.

La théorie de la décomposition de l'eau par le fer est facile à expliquer. L'eau est formée de deux parties d'hydrogène et d'une partie d'oxygène. En la faisant passer à l'état de vapeur sur le fer chauffé au rouge, elle se décompose en oxydant le fer, et l'hydrogène mis en liberté se dégage. Les résultats de cette réaction donnent :

1 équivalent d'oxygène qui s'unit au fer en l'oxydant.

Et 2 équivalents d'hydrogène qui se dégagent.

Nous ferons remarquer que ce procédé est peu employé dans les laboratoires; on obtient plus économiquement l'hydrogène en décomposant l'eau à la température ordinaire, par le zinc ou le fer, en présence de l'acide sulfurique. Nous allons décrire ce procédé.

Deuxième procédé. — Préparation de l'hydrogène par la décomposition de l'eau, par le fer ou le zinc, en présence de l'acide sulfurique.

Le fer ou le zinc peuvent être indistinctement employés pour cette opération. Aujourd'hui cependant, on remplace généralement le fer par le zinc. Ce métal se trouve dans le commerce sous deux états : laminé ou en masse. Lorsqu'il est dans le premier état, on le coupe en petites bandes de 1 cent. de largeur sur 3 à 4 cent. de longueur. Quand il se trouve en masse ou en plaques très-épaisses, on le fond dans un creuset de terre qu'on recouvre d'un couvercle. On a soin de ne pas élever la température au-delà du point de fusion du métal, car le zinc se volatilise, lorsqu'on le maintient pendant quelque temps à la chaleur rouge. Aussitôt qu'il est fondu, on le coule dans une terrine pleine d'eau où il se divise en une infinité de petits fragments; il prend alors le nom de zinc grenailé. Ces opérations préliminaires ont uniquement pour but d'augmenter les surfaces du zinc, condition utile pour qu'il puisse décomposer l'eau avec plus de rapidité sous l'influence de l'acide sulfurique.

On prend un flacon A, à deux tubulures, de la contenance d'un litre environ et on y introduit un demi-litre d'eau et 60 à 70 grammes de zinc en grenaille, ou à son défaut le même poids de tournure de fer (pl. 1, fig. 8). A la tubulure du milieu de ce flacon, on adapte au moyen d'un bouchon un tube droit B, dont l'extrémité supérieure est surmontée d'un entonnoir, et l'extrémité inférieure qui plonge dans le

liquide est étirée en pointe de manière à réduire l'orifice du tube. A la seconde tubulure C, on adapte un autre tube à quatre courbures D, fixé également par un bouchon et qui, par son extrémité libre, s'engage sous la planchette de la cuve hydro-pneumatique.

L'appareil ainsi disposé, on y verse de l'acide sulfurique concentré, en petite quantité, par l'entonnoir du tube B. Lorsque l'acide se trouve en contact avec le zinc, la décomposition de l'eau commence aussitôt. Il y a élévation de température, et l'hydrogène devenu libre se dégage par le tube D, et se rend directement dans le flacon E, renversé sur la planchette de la cuve hydro-pneumatique. Ce n'est qu'au bout de quelques minutes qu'on commence à recueillir le gaz ; on laisse perdre les premières portions qui sont mêlées à l'air contenu dans l'appareil.

On remarque que sous l'influence de l'acide, le zinc se dissout très-rapidement ; mais comme la quantité d'acide qu'on ajoute au commencement de l'opération est insuffisante pour dissoudre tout le zinc, on en verse une nouvelle quantité par l'entonnoir lorsque le dégagement du gaz se ralentit, ce qu'on reconnaît quand les bulles arrivent moins vivement dans le flacon E.

Après la réaction, le sulfate de protoxyde de zinc formé reste en dissolution dans la liqueur. Pour avoir ce sel cristallisé, on filtre la liqueur et on l'évapore jusqu'à forte pellicule ; ce sel cristallise par le refroidissement de la liqueur. Pour l'obtenir très-blanc, on le fait dissoudre dans la moindre quantité possible d'eau bouillante et on évapore très-légèrement la liqueur afin que le sulfate puisse s'en séparer par le refroidissement.

L'hydrogène pur est très-combustible, mais lorsqu'il se trouve mêlé avec l'air atmosphérique, il forme un mélange explosif qui s'enflamme par le contact d'un corps incandescent. Aussi est-il important, quand on allume le gaz qui se dégage d'un flacon renfermant les matières propres à la production de l'hydrogène, d'attendre que l'air du flacon soit complètement expulsé : sans cette précaution, on aurait une explosion violente qui briserait le flacon et pourrait occasionner des accidents graves.

THÉORIE.

La décomposition de l'eau par le zinc au moyen de l'acide sulfurique est basée sur les réactions suivantes : le zinc seul ne décompose pas l'eau, mais sous l'influence de l'acide

sulfurique, l'affinité du métal pour l'oxygène augmente et l'eau se décompose. Son oxygène s'unit au métal et forme de l'oxyde de zinc; cet oxyde, en vertu de son affinité pour l'acide sulfurique, s'y combine et donne naissance à du sulfate de protoxyde de zinc, appelé vulgairement sulfate de zinc. L'hydrogène devenu libre se dégage.

Dans la pratique, on emploie toujours un excès d'acide afin d'arriver à une transformation complète du métal en sulfate de zinc. La grande quantité d'eau ajoutée est également utile pour opérer la dissolution du sulfate de zinc qui se forme pendant l'opération. Sans cet excès d'eau, le sel cristalliserait dans la liqueur et s'opposerait à la décomposition de l'eau et par suite à la production du gaz hydrogène. Lorsqu'on substitue le fer au zinc, les réactions qui se passent sont absolument les mêmes et peuvent s'expliquer de la même manière.

Troisième procédé. — Extraction de l'hydrogène par la décomposition de la vapeur d'eau par le charbon incandescent.

La production de l'hydrogène par la décomposition de l'eau par le charbon, constitue un procédé aussi ingénieux qu'économique pour la préparation de ce gaz. L'invention en est due à M. Jobard, le savant directeur du musée de l'industrie belge; ce procédé est actuellement pratiqué en grand à Passy, près Paris, dans l'usine de MM. Gillard frères, qui ont introduit de nombreuses et importantes améliorations au procédé de M. Jobard. Cette belle invention opérera sans doute un jour une révolution complète dans le mode de préparation du gaz d'éclairage.

Voici très-sommairement, comment s'effectue la préparation de ce gaz. Un générateur chauffé par le charbon de hêtre ou de chêne renferme une masse d'eau qu'on entretient dans une ébullition permanente. La vapeur produite par le générateur est amenée dans deux tubes en fonte formant le fer-à-cheval et placés horizontalement dans la longueur du foyer au-dessus du charbon incandescent qui sert à chauffer l'eau du générateur. Pour que la décomposition de l'eau puisse s'opérer dans de bonnes conditions, il faut que ces tubes soient chauffés au rouge blanc et que la vapeur n'arrive qu'en très-petites quantités sur le charbon. Si la quantité de vapeur est trop considérable, elle refroidit le charbon sans se décomposer et sans rien produire, comme l'a constaté M. Jobard. Pour obvier à cet inconvénient, les tubes sont fermés à leurs extrémités et perforés dans toute

leur longueur, d'une certaine quantité de trous d'un très-petit diamètre. La vapeur est projetée par ces trous sur le charbon incandescent où elle se décompose en partie. Son oxygène sert à activer la combustion, et son hydrogène mélangé de la partie de l'eau non décomposée et de l'acide carbonique, est mis en liberté.

Les gaz formés sont amenés par un gros tube en fonte placé à la partie supérieure de la voûte du foyer dans un vaste réservoir clos où une grande partie de l'eau échappée à la décomposition se condense. Disons en passant que cette partie d'eau non décomposée est très-favorable au succès de l'opération en ce qu'elle s'oppose à la formation d'une trop grande quantité d'acide carbonique, qui, sans cette circonstance, serait beaucoup plus considérable.

A la partie supérieure de ce réservoir, est adapté un gros tube en tôle qui communique avec un vase épurateur en forte tôle, rempli aux $\frac{4}{5}$ de sa capacité d'une dissolution de potasse caustique à 45 degrés. Le gaz carbonique est absorbé en partie par la potasse. En outre, ce premier vase épurateur correspond au moyen de tubes avec cinq vases semblables qui, au lieu de potasse, renferment une dissolution de sel de soude caustique à 25 degrés. En traversant successivement les solutions de potasse et de soude, l'hydrogène se dépouille peu à peu de l'acide carbonique, lequel, en sursaturant les dissolutions de potasse et de soude, forme du bicarbonate de potasse avec le premier de ces alcalis et du bicarbonate de soude avec le second. Ces sels étant peu solubles dans les solutions concentrées où ils ont pris naissance, se précipitent au fond des vases épurateurs au fur et à mesure qu'ils se forment. On les enlève en ouvrant les trappes pratiquées sur les couvercles de ces vases, et on les dessèche convenablement dans un séchoir à air chaud. Nous reviendrons ailleurs sur la préparation industrielle de ces deux sels.

Le gaz hydrogène n'éprouve aucune altération en traversant ces diverses solutions alcalines, mais il s'y dépouille du gaz acide carbonique qui s'y trouve mélangé. En sortant du dernier vase épurateur, il est convenablement épuré, puisqu'il ne se trouve mélangé qu'avec quelques centièmes d'oxyde de carbone. En cet état, il est reçu dans un gazomètre d'où on l'extrait pour les usages auxquels on veut l'appliquer.

Tels sont sommairement les procédés employés pour la préparation de l'hydrogène par la décomposition de la vapeur d'eau, sous l'influence du charbon incandescent. On a

donné à ce gaz le nom de gaz de platine et de gaz d'eau. Quoique inexacte, cette dernière dénomination nous paraît préférable à la première, car elle indique le corps dont on le tire.

Ce gaz a les mêmes propriétés physiques et chimiques que celui obtenu par la décomposition de l'eau par le fer ou le zinc. Il a de plus l'avantage très-grand, d'être d'une extraction plus manufacturière et plus économique surtout, que lorsqu'on le prépare par les procédés usuels.

A l'état de pureté, ce gaz brûle avec une longue flamme très-pâle à laquelle on peut cependant communiquer un vif éclat en plaçant au-dessus des becs quelques légers fragments d'éponge de platine. Une autre disposition fort ingénieuse a été inventée et adoptée par MM. Gillard. Voici en quoi elle consiste : chaque bec est entouré intérieurement d'un petit cylindre de 5 centimètres de hauteur en toile de platine à larges mailles. Cette disposition, que nous avons vue appliquée, rend la flamme plus intense et plus belle.

M. Jobard est arrivé au même résultat, en carburant le gaz hydrogène pur en lui faisant traverser des flacons renfermant des hydrocarbures liquides et principalement de la benzine, qui n'est autre chose que l'huile essentielle de goudron rectifiée. Ce chimiste a reconnu que dans la pratique, 50 à 60 grammes de benzine suffisent pour communiquer à 1 mètre cube de gaz hydrogène pur, un pouvoir éclairant presque égal à celui du gaz de la houille. Enfin, nous avons pu nous-même nous convaincre par des expériences qui nous sont propres, qu'en mélangeant $\frac{2}{3}$ d'hydrogène pur avec un tiers de gaz carburé obtenu par la décomposition du bog-head, par la chaleur, on obtient économiquement un gaz usuel dont la lumière égale celle du gaz extrait de la houille ; en outre, le mélange de l'hydrogène carburé à l'hydrogène en augmentant proportionnellement le poids de ce dernier, procure une économie de plus de 40 pour 100 à la combustion.

Pur ou au carburé, ce gaz produit une chaleur des plus intenses. Ses emplois sont très-variés tant dans les laboratoires que dans l'industrie. Il est très-employé pour le remplissage des petits aérostats, gracieuse et récente invention due à MM. Gillard frères.

Par une réserve que nos lecteurs apprécieront, nous nous dispenserons de donner le plan des appareils employés pour la production et l'épuration du gaz hydrogène obtenu par la décomposition de l'eau par le charbon. Cette nouvelle industrie a été brevetée, du moins en France et en Angle-

terre. Il est juste d'ailleurs que les hommes distingués qui ont consacré leurs lumières et leurs capitaux à son développement et à ses progrès, trouvent dans l'exploitation de leur brevet une compensation à leurs sacrifices.

Pour les opérations délicates de l'analyse chimique, il est souvent indispensable d'avoir de l'hydrogène pur; on l'obtient en cet état en décomposant l'eau en vapeur par le fer incandescent, comme nous l'avons indiqué dans le premier procédé. Lorsqu'on prépare ce gaz par la réaction de l'acide sulfurique étendu d'eau sur le zinc, on ne l'obtient jamais complètement pur; il renferme toujours une certaine quantité de carbone combiné (carbure d'hydrogène), et de plus de l'hydrogène sulfuré (acide sulfhydrique), et de l'hydrogène arsénié (arséniure d'hydrogène) provenant de l'impureté du métal. En effet, le zinc du commerce contient toujours du carbone, du soufre et de l'arsenic. Il en résulte que lorsqu'on fait réagir l'acide sulfurique étendu sur ce métal, que l'hydrogène à l'état naissant se combine avec ces substances et forme les combinaisons dont nous venons de parler.

La chimie nous donne les moyens de séparer ces diverses substances de l'hydrogène. On le traite d'abord par une dissolution concentrée de potasse caustique qui absorbe la matière huileuse qui accompagne l'hydrogène carboné; la même dissolution s'empare aussi de l'acide sulfhydrique. Pour compléter l'épuration du gaz, on le traite ensuite avec une dissolution concentrée de perchlorure de mercure ou sublimé corrosif, qui absorbe le gaz hydrogène arsénié. On peut employer pour cette opération un appareil disposé comme celui que nous avons représenté planche 1, fig. 9.

A, flacon renfermant les matières propres à produire l'hydrogène. Ce flacon est muni de deux tubulures; celle du milieu est munie d'un long tube B, formant un entonnoir à son extrémité supérieure. Il sert à introduire l'acide sulfurique dans le flacon, dans lequel on a préalablement mis de l'eau et du zinc. La seconde tubulure porte un tube C, qui communique avec trois tubes courbés en U, portant les lettres D, E, F. Le premier de ces tubes est rempli de fragments de pierre-ponce imbibés d'une dissolution concentrée de potasse caustique. Le second contient également des fragments de pierre-ponce imprégnés d'une dissolution de perchlorure de mercure. Enfin, si on veut avoir du gaz hydrogène complètement sec, on met dans le troisième tube en F, des fragments de chlorure de calcium récemment préparé. Le gaz hydrogène qui se dégage de cet appareil par le tube G

est très-pur et très-sec ; il peut être employé pour les analyses.

Nous ferons remarquer que le gaz ainsi épuré ne doit pas être recueilli sous l'eau, parce que celle-ci contient toujours en dissolution une certaine quantité d'air qui, en se mêlant au gaz, en altère d'autant plus la pureté, que son contact avec ce liquide est plus prolongé. De plus, le gaz ainsi recueilli retient toujours un peu d'eau en dissolution qui lui communique des propriétés hygrométriques. Pour obvier à ces inconvénients, on doit le recueillir sur une cuve à mercure semblable à celle que nous avons fait figurer à la suite de l'appareil, et que nous avons indiquée par la lettre H.

Lorsqu'on emploie les cuves à mercure, les cloches dans lesquelles on recueille les gaz doivent avoir été préalablement séchées. Cette opération se pratique en chauffant ces vases au-dessus de quelques charbons incandescents. Lorsque la cloche est entièrement séchée, on l'essuie intérieurement avec un linge chaud, et on la remplit aussitôt de mercure. On la retourne alors sur la cuve à mercure, en opérant pour le reste comme nous l'avons précédemment indiqué, quand on recueille le gaz sur la cuve à eau, dite cuve hydro-pneumatique.

Nota. — On peut encore préparer l'hydrogène par la décomposition de l'eau au moyen de la pile. Pour faire cette expérience, on fixe à chaque pôle de la pile un fil métallique bon conducteur, dont l'autre extrémité se rend dans un vase en verre renfermant de l'eau. Pour que la production de l'hydrogène ait lieu, il faut que les bouts des deux fils immergés dans l'eau soient très-rapprochés l'un de l'autre, mais sans se toucher. Sous l'influence du courant électrique, l'eau se décompose, et l'on voit un grand nombre de bulles de gaz se détacher de chaque fil. Le gaz dégagé par le fil adapté au pôle négatif de la pile, sera en quantité double de celui qui se dégage par l'autre fil. Ce n'est pas tout : le fil du pôle négatif dégage constamment de l'hydrogène, et celui du pôle positif, de l'oxygène. On peut recueillir les deux gaz séparément ; leur somme est exactement dans les proportions qui constituent l'eau ; on a, par conséquent, pour deux volumes d'hydrogène, un volume d'oxygène. Ce fait très-remarquable fut observé pour la première fois par Nicholson, de Carlisle.

Quand on opère la décomposition de l'eau par la pile, les fils métalliques qu'on emploie pour cette opération doivent être en or ou en platine, parce que ces métaux sont très-

peu oxydables dans les conditions où l'on opère. S'il en était autrement, le métal se combinerait à l'oxygène, et l'hydrogène seul serait mis en liberté. On rend la décomposition de l'eau plus rapide si l'on ajoute quelques gouttes d'acide. En effet, l'eau pure ne se décompose que très-lentement, mais en l'acidulant légèrement, on augmente sa faculté conductrice, et sa décomposition s'effectue très-rapidement sous l'influence du courant électrique.

L'électricité est un puissant moyen d'analyse et de décomposition des corps, souvent employé par les chimistes. Nous n'entrerons point ici dans l'exposé des considérations théoriques des lois qui régissent ces décompositions. Nous nous bornerons à faire observer que dans toutes les décompositions des corps par la pile, l'oxygène et les acides se rendent constamment au pôle positif, tandis que l'hydrogène, les alcalis et les métaux vont au pôle négatif.

L'eau peut être aussi décomposée par plusieurs métaux alcalins qui ont une grande affinité pour l'oxygène, tels que le potassium et le sodium. Cette décomposition peut s'opérer aux températures les plus basses. Si on veut recueillir l'hydrogène; on introduit un fragment de potassium ou de sodium dans une cloche en verre préalablement remplie d'eau et renversée sur la cuve hydro-pneumatique. Le métal alcalin s'élève rapidement à travers l'eau jusqu'à la partie supérieure de la cloche. L'eau se décompose et cède son oxygène au métal, qui forme un oxyde qui se dissout dans l'eau, tandis que l'hydrogène mis en liberté se dégage en bulles nombreuses qui viennent occuper, dans la partie supérieure de la cloche, la place de l'eau déprimée. Quand l'expérience se fait à l'air libre, les réactions qui se produisent sont absolument les mêmes, mais le gaz hydrogène s'enflamme au contact de l'oxygène de l'air.

Ces derniers moyens de produire l'hydrogène sont sans applications dans l'industrie. Ils constituent de belles expériences de laboratoires et ne servent qu'à démontrer, dans les cours de chimie, la diversité des modes qu'on peut employer pour extraire l'hydrogène par la décomposition de l'eau.

DES DIVERSES APPLICATIONS DE L'HYDROGÈNE.

Ayant décrit d'une manière complète les divers procédés en usage dans les laboratoires et dans l'industrie pour préparer le gaz hydrogène, nous allons indiquer ses principales

applications à la chimie et aux arts ; nous examinerons ensuite ses combinaisons avec l'oxygène.

BRIQUET A GAZ HYDROGÈNE.

Cet appareil dont l'invention est attribuée à Gay-Lussac, est représenté planche 1 figure 10. Il se compose d'un vase en verre A, dans lequel on fait réagir les substances qui doivent produire l'hydrogène de l'eau, c'est-à-dire de l'acide sulfurique et le zinc. Le gaz qui se dégage est recueilli dans une cloche renversée B, dont l'extrémité supérieure communique avec un robinet C. Dans la cloche B se trouve un fort morceau de zinc suspendu par un fil de cuivre. Lorsqu'on commence à se servir pour la première fois de cet appareil, on donne issue à l'air qui s'y trouve renfermé en ouvrant pendant quelques minutes le robinet D, qui se trouve adapté à la partie supérieure latérale du vase A. Sans cette précaution, le mélange de l'hydrogène avec l'air atmosphérique contenu dans l'appareil produirait une violente explosion au contact de l'éponge de platine placée en E à côté du robinet C.

L'appareil étant ainsi disposé, on remplit aux $\frac{2}{3}$ environ le vase A, d'eau acidulée avec 4 à 5 pour 100 d'acide sulfurique du commerce. Dès que l'eau acidulée se trouve en contact avec le morceau de zinc, il y a production d'hydrogène. Pour expulser l'air qui se trouve contenu dans les parties vides de l'appareil, on ouvre, comme nous l'avons dit, le robinet D, qu'on ferme au bout de quelques minutes. Ce robinet étant fermé, le gaz n'ayant plus d'issue au dehors, s'élève dans la partie supérieure de la cloche B, déprime peu à peu le liquide contenu dans cette cloche qu'il fait descendre au-dessous du morceau de zinc. Le métal se trouvant ainsi soustrait au contact direct de l'acide, l'émission du gaz cesse ; mais si l'on ouvre le robinet C, le gaz comprimé dans la cloche B, s'élance sur l'éponge de platine E, qui en détermine l'inflammation. A mesure que le gaz se dégage, le liquide remonte dans la cloche B et se trouve de nouveau en contact avec le zinc. La réaction recommence, et la production de l'hydrogène a lieu sans interruption.

Lorsqu'on veut arrêter l'émission du gaz, on ferme le robinet C. L'hydrogène formé s'accumule dans la cloche B et chasse de nouveau le liquide au-dessous du morceau de zinc et dès lors toute réaction cesse. Cette ingénieuse disposition permet d'arrêter ou de faire fonctionner l'appareil à volonté puisqu'il ne s'agit que de tenir fermé ou ouvert le robinet C.

Nota. — Dans la construction de ce briquet on a appliqué la remarquable propriété que possède l'éponge de platine d'enflammer le gaz hydrogène, ce qui dispense de l'emploi d'un corps en ignition. Nous dirons en passant, que cette éponge ne conserve pas indéfiniment sa propriété, surtout lorsqu'on la conserve dans un air humide. Mais on peut lui rendre son action première en la faisant rougir dans un feu vif, et la plongeant ensuite quelques minutes dans l'acide azotique concentré.

La combustion de l'hydrogène au contact de l'oxygène produit la plus haute température connue. Cette précieuse propriété est souvent utilisée dans les arts soit pour fondre des substances difficilement fusibles et qui résistent aux feux de forge les plus violents, soit pour faire les soudures d'or, d'argent et même de platine.

On a beaucoup varié la forme et les dispositions des appareils employés pour produire la combustion de l'hydrogène par l'oxygène pur ou par l'air atmosphérique. Parmi ces derniers, celui que nous avons représenté par la figure 11 de la planche 1, peut servir efficacement à tous les usages; il est principalement connu sous le nom de chalumeau aérhydrique.

CHALUMEAU AÉRHYDRIQUE.

Cet ingénieux appareil, dont l'invention est due à M. Debassayns de Richemont, se compose de trois pièces principales, comme l'indique notre dessin. (*Voyez pl. 1, fig. 11.*)

AA cylindre en plomb de 1 centimètre d'épaisseur. Ce cylindre est divisé en trois compartiments désignés par les lettres B, C, D. Le compartiment B, qui sert à produire l'hydrogène, est exactement fermé. Il porte à sa partie supérieure un obturateur E, par lequel on introduit dans le vase B des morceaux de zinc, qui sont maintenus à 5 à 6 centimètres du fond, par un double fond en plomb de 2 centimètres d'épaisseur. Pendant le travail, l'obturateur E est exactement fermé par une forte bonde en bois garnie d'étope, ou, ce qui est préférable, par une virole à cuir. Entre le fond et le double fond se trouve un robinet F, qui permet de retirer après chaque opération, la solution saturée de sulfate de zinc que ce vase renferme. Le zinc se trouvant soustrait à l'action de la liqueur acide, le gaz cesse aussitôt de se produire.

Le compartiment C est muni d'une porte latérale qui permet d'introduire le zinc dans le compartiment B, au moyen

à l'obturateur E. Un tube G, soudé à la paroi supérieure du compartiment B, conduit le gaz dans une boîte en plomb H, accée dans le compartiment D.

Le compartiment supérieur D est uniquement destiné à servir de réservoir à la liqueur acide qui doit opérer la dissolution du zinc placé sur le double fond du compartiment B. Enfin un tube I, affleurant le fond du compartiment D, descend presque jusqu'à la partie inférieure du compartiment B. Ce tube est muni d'un robinet. Sur le couvercle du compartiment D, est adapté un tube à robinet armé d'un entonnoir en plomb pour introduire la liqueur acide dans ce vase.

L'appareil ainsi disposé, on introduit quelques kilogrammes de rognures de zinc dans le vase B, par l'obturateur E. Cela fait, on ferme très-exactement cet obturateur et on remplit la capacité supérieure du compartiment D, avec de l'acide sulfurique étendu de 4 à 5 fois son poids d'eau. A cet effet, le robinet étant ouvert, on verse la liqueur acide dans l'entonnoir. Cette liqueur se rend dans le vase B par le long tube I; aussitôt qu'elle se trouve en contact avec le zinc, la réaction commence. L'eau se décompose en oxydant le métal et l'hydrogène se dégage par le tube G, dont on a ouvert le robinet au commencement de l'opération. Le gaz se rend dans la boîte H, se lave au contact de l'eau que ce vase renferme et en sort par la tubulure K, munie d'un ajustage à vis sur laquelle on adapte un long tube en caoutchouc.

D'autre part, un soufflet cylindrique à air, représenté aussi par la figure 12, et qu'on fait fonctionner par une pédale, fait fluier un courant d'air continu dans un long tube en caoutchouc, semblable à celui qui porte l'appareil à gaz hydrogène. A chacun de ces tubes vient s'adapter, au moyen d'un ajustage sur les branches, un tube en cuivre ayant la forme d'un U, qui se termine en O par un tube en bronze ou en latine présentant un orifice très-exigu pour la sortie des gaz.

Supposons maintenant qu'on veuille appliquer la chaleur produite par la combustion d'un mélange de gaz hydrogène et d'air atmosphérique à la soudure d'un métal, du plomb par exemple. On commence par bien nettoyer à vif, à l'aide d'un grattoir acéré, les deux parties des plaques de plomb qu'on veut souder ensemble. Cela étant fait, on réunit les parties et on les saupoudre très-légèrement avec de la résine en poudre. L'ouvrier chargé de ce travail tient d'une main une petite baguette de plomb et de l'autre le tube qui four-

nit le mélange d'hydrogène et d'air atmosphérique qu'on préalablement enflammé. La flamme, directement dirigée sur la baguette de plomb que l'ouvrier tient à la main, et opère presque aussitôt la fusion; et le métal fondu tombe sur le joint des plaques et y adhère fortement. Alors pour régulariser la soudure et la faire pénétrer dans les interstices du joint, on promène le dard de flamme sur toute longueur de la soudure. En opérant ainsi, on parvient à souder le plomb par lui-même, sans avoir recours à l'étain.

Cet avantage est précieux pour les arts, car lorsqu'on emploie l'étain pour souder le plomb, il se développe des actions électriques au contact des deux métaux et la soudure est rapidement oxydée. En soudant le plomb par lui-même, tous ces inconvénients disparaissent. Aussi ce moyen est aujourd'hui très-employé dans les fabriques d'acide sulfurique pour la soudure des chambres en plomb. Il est également employé, avec le même succès, pour la confection de divers vases en plomb qui servent pour la préparation des produits ammoniacaux. De plus, l'expérience a démontré qu'on peut s'en servir pour la soudure et la brasure du cuivre, de l'or, de l'aluminium et du platine.

Ce mode de soudure a été inventé, comme nous l'avons dit, par M. Desbassayns de Richemont; il est connu sous le nom de soudure autogène. L'appareil de l'inventeur est formé par un cylindre en cuivre, doublé de plomb intérieurement. Dans l'appareil que nous avons décrit, nous avons supprimé le cylindre en cuivre que nous avons remplacé par un cylindre en plomb de 1 centimètre d'épaisseur. Par ce moyen, on évite, en cas d'explosion, tout danger pour l'opérateur, car le plomb se déchire, mais ne vole pas en éclat, comme pourrait le faire le cuivre.

CHALUMEAU A GAZ OXYHYDROGÈNE.

Cet appareil, de même que le précédent, est appliqué à la combustion du gaz hydrogène; mais au lieu d'activer la combustion par un courant d'air atmosphérique qui ne renferme que $\frac{1}{5}$ d'oxygène, on emploie l'oxygène pur qui développe une chaleur beaucoup plus intense.

Autrefois, on était dans l'habitude de comprimer les deux gaz dans un cylindre en cuivre exactement clos, dans le rapport de 1 volume d'oxygène et de 2 volumes d'hydrogène. Un robinet adapté à la partie latérale supérieure de ce cylindre et terminé par un tube en platine effilé à son extré-

aité, livrait passage au mélange des deux gaz qu'on enflammait en présentant un corps en ignition à l'orifice du tube. L'emploi de cet appareil demandait beaucoup de précautions ; car si par malheur (et la chose est arrivée souvent) il s'introduisait une étincelle dans le mélange, la combinaison de l'hydrogène et de l'oxygène était instantanée ; il se produisait une détonation des plus violentes et les éclats de l'appareil étaient projetés dans toutes les directions, ce qui n'était pas sans danger pour l'opérateur ; notre expérience personnelle nous permet de l'affirmer.

Pour remédier à ces inconvénients, les chimistes conservent maintenant les gaz dans deux gazomètres, l'un rempli de gaz hydrogène, l'autre de gaz oxygène. Le mélange des gaz s'opère dans une petite boîte en cuivre remplie aux $\frac{3}{4}$ d'huile, et pour éviter tout danger d'explosion, on superpose dans la partie vide de la boîte un certain nombre de toiles métalliques.

Voici en quoi consiste cet appareil, que nous avons représenté pl. 1, fig. 13.

A, gazomètre plein de gaz oxygène ; B, gazomètre plein de gaz hydrogène. Chaque gazomètre communique par le moyen des tubes CCCC, avec une petite boîte en cuivre très-épais et remplie comme nous l'avons dit aux $\frac{3}{4}$ d'huile. A la partie supérieure de cette boîte, se trouve adaptée une tubulure munie d'un robinet D, sur lequel on visse un bec de chalumeau E, terminé par un ajustage en platine.

Pour faire fonctionner cet appareil, on commence d'abord par faire le vide dans les gazomètres en les immergeant entièrement dans l'eau que renferment les cuves dans lesquelles ils sont placés ; et pour que l'air qu'ils contiennent puisse se dégager, on ouvre les robinets FF qui se trouvent placés à la partie supérieure des gazomètres. Quand ceux-ci sont pleins d'eau, on ferme les robinets FF et on les remplit, l'un de gaz hydrogène, l'autre de gaz oxygène. On ouvre ensuite les robinets GG placés sur les tubes CCCC, pour faire arriver séparément chaque gaz dans la boîte dans laquelle leur mélange s'opère. Ils sortent de cette boîte par le tube à robinet D, qui se termine par un ajustage en platine présentant un orifice très-exigu par lequel on enflamme le mélange. On doit en outre équilibrer les gazomètres de façon que les gaz arrivent dans la boîte L dans le rapport de 2 volumes d'hydrogène et de 1 volume d'oxygène ; mais on régularise mieux l'émission des gaz en réglant convenablement l'ouverture des robinets GG.

Lorsque le mélange est enflammé, le dard est d'autant plus intense que la pression exercée sur les gazomètres est plus considérable. Il est prudent de n'allumer le mélange qu'après que l'air renfermé dans la boîte a été expulsé, résultat qu'on obtient en laissant perdre le gaz pendant 1 ou 2 minutes. La chaleur produite par cette combustion est excessivement élevée. Elle donne la plus haute température que les chimistes aient pu obtenir; et il est peu de matières, même parmi celles qui sont le plus difficilement fusibles, qui résistent à son action. L'argile, la silice, le platine soumis à l'énorme puissance de cette flamme, ne tardent pas à entrer en fusion. Malgré son étonnante intensité, cette flamme est très-peu lumineuse, mais si on la dirige sur quelques terres réfractaires, sur de la chaux pure, par exemple, elle développe alors une lumière artificielle d'un éclat si éblouissant que la vue en supporte difficilement l'éclat.

Nota. — Quelques chimistes trouvent plus sûr de faire arriver directement les gaz séparés de deux gazomètres, dans le rapport de 1 volume d'oxygène et 2 volumes d'hydrogène, dans un tube en U sur lequel on visse un bec de chalumeau terminé par un ajutage en platine pl. 1, fig. 14; sauf la suppression de la boîte à huile, l'appareil est absolument semblable à celui que nous venons de décrire. Nous devons constater que la suppression de cette boîte est une garantie contre l'inflammation du mélange des gaz et des terribles accidents qui peuvent en résulter; nous pouvons cependant affirmer que lorsque l'appareil est disposé comme nous l'avons indiqué, les explosions deviennent presque impossibles, et même on peut, pour la parfaite sécurité de l'opérateur, placer les gazomètres derrière un mur épais et faire passer le tuyau qui amène les gaz mélangés à travers.

Les longs développements dans lesquels nous venons d'entrer touchant les appareils employés pour la combustion de l'hydrogène pur, soit par l'air atmosphérique, soit par l'oxygène pur, nous ont paru très-utiles et trouveront de fréquentes applications dans le cours de cet ouvrage. En effet, l'emploi des chalumeaux au gaz hydrogène offre des moyens précieux d'analyse pour les chimistes. En soumettant les corps à son action, ils peuvent en tirer des indices presque toujours exacts sur leur nature et leur composition; de plus, ces chalumeaux rendent d'importants services dans les arts, pour opérer sous l'influence d'une température élevée, la soudure des métaux précieux.

RÉDUCTION DES OXYDES MÉTALLIQUES PAR L'HYDROGÈNE.

Sous l'influence de la chaleur, l'hydrogène sec a la propriété très-remarquable de réduire un grand nombre d'oxydes, c'est-à-dire de les ramener à l'état métallique. Cette propriété est souvent utilisée dans les arts. Supposons, par exemple, qu'on veuille revivifier l'oxyde de cuivre. On place cet oxyde dans un gros tube en porcelaine, ou mieux encore dans un tube en cuivre très-épais, parce qu'il résiste davantage à la chaleur, et on le chauffe dans un fourneau à réverbère à la température rouge. On adapte à l'un des bouts de ce tube, un autre tube dans lequel on fait passer un courant de gaz hydrogène que l'on a préalablement desséché par le chlorure de calcium. L'autre extrémité du gros tube communique par un ajustage avec un flacon destiné à condenser l'eau qui provient de la réduction de l'oxyde.

Lorsque le tube qui renferme l'oxyde a été chauffé à la température rouge, on y fait arriver un courant de gaz hydrogène sec; sous l'influence de ce gaz, l'oxyde se décompose; son oxygène se combine avec l'hydrogène pour former de l'eau qui vient se condenser dans le flacon; on reconnaît que la réduction de l'oxyde est opérée lorsqu'il ne se forme plus d'eau; on retire alors le feu et on continue l'émission du gaz hydrogène jusqu'à ce que le tube qui renferme le métal soit complètement refroidi; car si on retirait immédiatement le métal incandescent du tube, il se transformerait de nouveau en oxyde en se combinant avec l'oxygène de l'air.

Le refroidissement étant opéré, on démonte l'appareil et on retire le métal du tube. Si l'opération a été bien conduite, on obtient le cuivre très-brillant et entièrement exempt d'oxyde. Pour le conserver en cet état, on l'enferme dans des flacons privés d'humidité que l'on bouche très-exactement.

Lorsque nous traiterons de la chimie métallurgique, nous reviendrons sur la réduction des oxydes par l'hydrogène. Ce procédé a une grande importance; il est souvent employé dans les exploitations des mines et principalement pour la réduction des oxydes de fer.

APPLICATION DU GAZ HYDROGÈNE AU REMPLISSAGE
DES BALLONS.

L'invention des aérostats est due à Montgolfier. Ce savant et hardi inventeur imagina le premier de faire élever de vastes enveloppes en toile ou en papier de forme ellipsoïdale en les remplissant d'air dilaté par la chaleur. Ce procédé employé à la naissance de l'art, présentait de très-graves inconvénients qui durent y faire renoncer. Après de nombreuses tentatives, on a pensé qu'on pourrait remplacer l'air raréfié par le gaz hydrogène, et les expériences qui furent faites dans ce but confirmèrent pleinement ces heureuses prévisions. Ce gaz, pur ou combiné, est encore aujourd'hui employé par le remplissage *des ballons*.

L'aérostation ne fut dans son principe qu'un art d'agrément destiné à donner plus d'éclat à nos solennités publiques. Mais bientôt après, des savants distingués voulurent le faire tourner au profit de la science. Delalande, Biot, Gay-Lussac, Thénard, et plus récemment, M. Dupuis-Delcourt, ont successivement exploré les immenses régions de l'atmosphère et en ont rapporté un grand nombre d'observations utiles à la physique et à la chimie. Mais parmi les diverses ascensions qui ont été faites dans un but scientifique, celle de Gay-Lussac est restée célèbre. Ce savant, dont la science déplore la perte, s'éleva à une hauteur de plus de 7000 mètres, et rapporta de sa périlleuse exploration, des remarques d'un haut intérêt pour la science.

La navigation aérienne compte de nos jours de nombreux adeptes; beaucoup de tentatives ont été faites pour diriger la marche des ballons dans les airs; mais jusqu'à présent les efforts persévérants, mais individuels, de quelques hommes courageux et instruits, n'ont pas, que nous sachions, amené un résultat décisif. Ce qui manque aux inventeurs, c'est un point d'appui dans les immenses régions de l'espace; c'est ce qui manquait aussi à Archimède pour soulever le monde. Si l'aérostation a eu ses héros, elle a eu aussi ses victimes et ses martyrs. Ne désespérons pas cependant, Newton a trouvé les lois sublimes de la gravitation des corps, et Christophe Colomb a découvert un nouveau monde. Le génie de l'homme s'agrandit avec les difficultés et les impossibilités même qu'il rencontre. De nos jours et sous nos yeux, il a dompté et soumis les forces les plus rebelles de la nature, et si la navigation aérienne oppose aux inventeurs des obstacles qui

paraissent insurmontables, c'est que peut-être les inventeurs en ce genre se sont trop éloignés de la simple nature; en y revenant, ils trouveront peut-être un jour la solution de ce beau problème, objet et but de leur légitime ambition!

Mais cette digression sur les aérostats nous a entraîné un peu loin; revenons maintenant à la partie pratique de notre sujet.

On a beaucoup varié la forme des ballons, mais celle que l'on emploie ordinairement dans les grandes ascensions aérostatiques est, comme nous l'avons dit, la forme ellipsoïdale. Cette forme présente une foule d'avantages que l'expérience a révélés; elle donne moins de prise à l'air, représente, sous le même volume, une plus grande capacité que toute autre figure, et réunit toutes les conditions de solidité désirables.

Une condition essentielle et importante pour les ballons destinés aux ascensions, c'est d'être construits avec un tissu à la fois imperméable et élastique. Le taffetas verni avec un mélange d'huile de lin siccativée et d'essence de térébenthine, ou mieux encore avec un enduit de caoutchouc dissous dans l'essence de térébenthine, réunit ces conditions à un haut degré. On trouvera tous les documents nécessaires à la construction des ballons, dans l'ouvrage si intéressant et si complet de M. Dupuis-Delcourt, qui fait partie de l'*Encyclopédie-Roret*, sous le titre de *Manuel de l'Aérostation*. Nous n'aurons à nous occuper que de la production du gaz.

L'appareil pour produire économiquement le gaz est fort simple: il se compose d'un certain nombre de tonneaux bien cerclés, de la contenance de 400 litres environ; mais pour ne pas compliquer notre dessin, nous n'avons représenté qu'un tonneau, que nous avons désigné par la lettre A, fig. 15, pl. 1. Le fond supérieur de ce tonneau est percé de trois ouvertures: celle du centre C est d'un diamètre de 1 décimètre; elle sert à introduire le fer qui doit servir à décomposer l'eau; la deuxième est d'environ 8 centimètres; on adapte à cette ouverture un tube en plomb B, d'un diamètre de 4 centimètres et d'une longueur de 2 mètres environ. L'extrémité supérieure est en forme d'entonnoir, et l'inférieure est recourbée; on lui donne cette forme afin d'éviter que le gaz ne s'élève dans l'intérieur du tube. Il est fixé sur le tonneau au moyen du renflement A. Ce tube sert à verser l'acide lorsque l'appareil est convenablement disposé pour recueillir le gaz. De la troisième tubulure part un

tube D, qui vient plonger au fond d'un cuvier E; ce tube en plomb doit avoir un diamètre de 5 centimètres et demi. Le cuvier E peut avoir un diamètre de 1^m.30 sur 1^m.75 de hauteur. Au centre de ce cuvier s'élève un tube en cuivre d'un diamètre de 11 centimètres; ce tube monte au niveau du cuvier; il est recourbé, traverse inférieurement le cuvier, se recourbe de nouveau à angle droit et sert à conduire le gaz dans le ballon. Lorsqu'on veut éloigner le ballon de l'appareil à gaz, on adapte à l'extrémité du tube de sortie du gaz, un long tube en cuir ou en caoutchouc, que l'on fixe à l'appendice du ballon. Dans le cuvier E, on en place un autre, mais renversé, et d'un diamètre plus étroit; le bord inférieur est échancré pour donner passage aux divers tubes des tonneaux, qui sont placés circulairement. L'extrémité supérieure est fermée et présente une cavité plus étroite en H, pour recevoir le tube qui amène le gaz dans l'aérostat. Ce cuvier renversé, qui remplit la fonction d'un gazomètre, est maintenu au fond du cuvier E par le moyen de poids ou de pierres dont on le charge. Le gaz est dirigé du gazomètre dans le ballon par le tube F, sur l'extrémité libre duquel est attaché l'appendice H.

Avant d'entrer dans les détails de l'opération, nous pensons devoir transcrire la table suivante, d'après M. Francœur.

Diamètre en mètres.	Volume en mèt. cub.	Surface en mèt. carr.	Kilogram. que le gaz peut enlever.	Poids de l'enve- loppe en kilog.	Force as- cension ^{lle} et poids des agrès.
1	0.52	3.14	0.62	0.78	0.16
2	4.19	12.57	5.03	3.14	1.89
4	33.51	50.27	40.21	12.57	27.65
6	113.10	113.10	135.72	28.27	107.44
7	179.59	153.94	215.51	38.48	177.03
8	268.08	201.06	321.70	52.01	269.69
9	381.70	254.47	458.04	63.62	391.42
10	523.60	314.16	628.32	78.54	549.78
11	696.91	380.13	836.29	95.03	781.26
12	904.78	452.39	1085.74	113.10	972.84
13	1150.35	530.93	1380.42	132.73	1247.69

Le volume, la surface et le diamètre d'un ballon se calculent par les méthodes géométriques ordinaires.

La force ascensionnelle d'un ballon résulte de la différence de poids qui existe entre l'hydrogène et l'air atmosphérique. L'expérience démontre qu'un mètre cube de gaz hydrogène impur pèse 100 grammes, tandis qu'un volume égal d'air atmosphérique pèse, dans les mêmes circonstances de température et de pression, 1,300 grammes environ. En faisant abstraction du poids de l'enveloppe, il restera 1,200 grammes pour maintenir en équilibre un mètre cube d'hydrogène dans l'air.

La pratique a également démontré qu'un mètre carré de taffetas vernis pèse, en moyenne, 250 grammes. Pour avoir le poids du ballon, il faudra multiplier le nombre de mètres carrés de taffetas par 250. Le produit, divisé par 1,000, donnera en kilogrammes le poids du ballon.

D'après ces données, il est facile de déterminer le poids que peut enlever un ballon d'une dimension déterminée. Il suffit, comme nous venons de le voir, de réduire la capacité du ballon en mètres cubes. Soit un ballon de 10 mètres de diamètre, qui produisent 523 mètres cubes; on obtient 628 kilog. pour la différence des deux gaz, l'air étant pris pour terme de comparaison. D'une autre part, le ballon de 10 mètres de diamètre présente une surface totale de 314 mètres 16 centimètres, dont le poids est de 78 kilog. Ce poids, retranché de celui de 628 kilog., donne pour résultat 549 kilog. 78 pour le poids des agrès, qui consistent en filets, nacelle, hommes, lest, et les différents instruments qui accompagnent l'aéronaute dans sa navigation aérienne.

La décomposition d'un litre d'eau produit un mètre cube de gaz hydrogène pesant 100 grammes; mais pour obtenir cette quantité de gaz, on doit employer une quantité d'eau 10 fois plus grande, afin que le sulfate de fer formé puisse rester en dissolution dans la liqueur. Ainsi, l'expérience a démontré que les proportions les plus convenables de matières à employer pour produire un mètre cube d'hydrogène sont :

Fer.	3 kilog.
Acide sulfurique à 66 degrés.	5
30 litres d'eau.	30

Done, si un ballon de 10 mètres de diamètre représente 524 mètres cubes, on doit alors multiplier par ce nombre

les quantités de fer, d'acide sulfurique et d'eau à employer. Ainsi on trouve qu'il faut :

Fer.	1,572 kilog.
Acide sulfurique à 66 degrés.	2,620
Eau.	15,720

Pour opérer avec cet appareil, on introduit dans les tonneaux AAA, etc., de la tournure de fer, la moins oxydée possible, parce que l'oxyde s'oppose à la production du gaz; on y verse ensuite l'eau, et l'on dispose successivement chaque tonneau. Tous les tubes étant disposés et convenablement lutés, on remplit d'eau le cuvier E, qui sert de gazomètre, et après avoir placé l'appendice du ballon sur le tube F (pl. 1, fig. 15), on laisse ouverte l'ouverture J de la cuve renversée. On dispose à côté de chaque tonneau la quantité d'acide nécessaire pour les charger. Cet acide est réparti dans un certain nombre de cruches en grès ou en plomb. On introduit ensuite dans les tonneaux environ le quart de l'acide, par les entonnoirs des tubes B. Tous les tonneaux étant chargés, on laisse perdre une portion du gaz qui se trouve mélangé d'une grande quantité d'air. On ferme alors l'ouverture J de la cuve renversée. Le gaz ne trouvant plus alors d'issue au dehors, passe dans l'intérieur du ballon. Un aéronaute ne doit jamais remplir complètement le ballon, car en s'élevant, l'air devient de plus en plus raréfié; alors le gaz se dilatant dans l'intérieur du ballon, pourrait en déterminer la rupture et occasionner de graves accidents. Une autre précaution essentielle au succès des aérostatations, c'est de lester convenablement le ballon; en jetant une partie de ce lest, en temps opportun, on peut faire redescendre le ballon à terre avec une régularité telle, que les accidents deviennent presque impossibles. Au reste, les conditions qui peuvent assurer le succès des grandes aérostatations, sont aujourd'hui si bien comprises et si bien appliquées, que la science pourrait se dispenser de les formuler.

Après l'opération, on soutire les solutions de sulfate de fer des tonneaux. Comme elles contiennent ordinairement un excès d'acide, on les évapore dans des chaudières en fonte ou en cuivre en contact avec de la tournure de fer. Lorsque la concentration des liqueurs a été portée jusqu'à 35 degrés Baumé, on les laisse reposer quelques heures, et après les avoir décantées, on les verse dans des cristallisoirs. La cristallisation est complète au bout de huit à dix jours. Les eaux-mères décantées de dessus le sel fournissent, par une

seconde évaporation, une nouvelle quantité de sulfate. Des proportions de matières employées, on retire de 7 à 8,000 kilogrammes de sulfate de fer bien cristallisé.

Nota. — L'application de l'hydrogène au remplissage des ballons présente l'inconvénient d'exiger l'emploi d'appareils compliqués et coûteux. En outre, ce gaz est tellement subtil qu'il passe toujours à travers les enveloppes les mieux préparées; d'où il résulte qu'on en perd toujours une certaine quantité. Aujourd'hui, dans les grandes ascensions qui se font dans les villes, ce gaz est généralement remplacé par le gaz hydrogène carboné, provenant de la distillation de la houille. Ce dernier ayant une densité 5 à 6 fois plus grande que l'hydrogène, exige l'emploi de ballons d'un volume plus considérable. Mais cet inconvénient se trouve compensé par le bas prix du dernier gaz et l'avantage qu'on a de pouvoir le conserver dans le ballon pendant plusieurs semaines, si ce cas l'exige.

Indépendamment des grands ballons, on trouve maintenant des ballons en baudruche, teints en différentes nuances et affectant les formes les plus variées. La baudruche est la pellicule intérieure du gros intestin du bœuf; on la dégraisse et on l'amincit par de légères solutions alcalines de potasse. L'emploi de ces pellicules pour la construction des ballons est basé sur leur extrême légèreté. L'expérience prouve que l'enveloppe d'un ballon en baudruche de la capacité d'un mètre cube pèse environ 100 grammes; abstraction faite de 100 pour le poids de l'hydrogène, on trouve que ce ballon a une force ascensionnelle suffisante pour enlever un poids supplémentaire de 1100 grammes environ.

Pour ces ballons, il est essentiel d'employer l'hydrogène obtenu par la décomposition de l'eau. On peut se servir, pour la production du gaz, d'un appareil composé de deux flacons et d'un vase laveur. (Voir la disposition de cet appareil, pl. 2, fig. 16.)

AA, flacons dans lesquels on fait réagir les substances qui doivent fournir le gaz.

B, flacon laveur renfermant une faible solution de potasse caustique.

C, ballon.

Pour produire un mètre cube de gaz hydrogène, on doit employer 3 kilogrammes de fer, 5 kilogrammes d'acide sulfurique et 30 kilogrammes d'eau. Pour les détails de l'opération, on peut consulter le procédé que nous avons précédemment décrit pour le remplissage des grands ballons.

COMBINAISONS DE L'HYDROGÈNE AVEC L'OXYGÈNE.

L'hydrogène se combine avec l'oxygène en deux proportions et forme deux combinaisons : 1° de l'eau ou protoxyde d'hydrogène ; 2° de l'eau oxygénée ou bioxyde d'hydrogène.

Protoxyde d'hydrogène ou eau.

Équivalent = 112.5 (Composition).

En chimie, on démontre que l'eau est formée par la combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène, soit par l'analyse, soit par la synthèse. Dans le premier cas, on décompose l'eau en vapeur par le fer incandescent, comme nous l'avons indiqué, page 16, pour la préparation de l'hydrogène. Dans le second cas, on reconstitue l'eau par la combinaison de ses éléments. Cette opération, nommée synthèse, consiste à effectuer la combinaison de l'hydrogène par l'oxygène. Les deux gaz doivent être parfaitement secs. Cette combustion, comme le remarquèrent pour la première fois Macquer et Sigaud de Lafond, donne naissance à de l'eau ou protoxyde d'hydrogène. Lavoisier ayant eu connaissance de ce fait, le vérifia, le confirma et en déduisit, par des expériences d'une exactitude incontestable, que l'eau était formée d'hydrogène et d'oxygène. Mais c'est à Gay-Lussac et de Humboldt, qu'on doit la connaissance exacte des proportions dans lesquelles ces deux gaz s'unissent pour former l'eau. Ils établirent, par des expériences qui sont devenues célèbres, que l'eau est le résultat de la combinaison de deux volumes d'hydrogène avec un volume d'oxygène, ou en d'autres termes que 100 parties d'eau renferment en poids :

Hydrogène.	11.11
Oxygène.	88.89
	100.00

D'où l'on déduit que le nombre équivalent de l'eau est 112.50.

EAUX NATURELLES.

L'eau jouant un rôle important dans la fabrication des produits chimiques, nous allons en étudier les différentes propriétés, ainsi que les principaux moyens que l'on emploie pour la purifier.

L'eau, telle qu'on la rencontre dans la nature, est très-rarement pure. Outre les divers sels qu'elle a dissous dans le sol qu'elle a traversé, elle renferme de l'air atmosphérique et même souvent d'autres gaz et principalement de l'acide carbonique.

Toutes les eaux naturelles renferment donc des substances étrangères à leur composition qui en modifient sensiblement les propriétés chimiques. L'eau qui traverse des terrains sablonneux est, en général, plus saine et plus propre aux divers usages de la vie et même de l'industrie, que celle qui traverse des terrains calcaires. Ces dernières eaux sont les moins pures et les moins estimées; la présence des sels calcaires qu'elles tiennent en dissolution les rendent crues et dures; elles dissolvent difficilement et imparfaitement le savon. Les eaux de cette provenance doivent être rejetées de la fabrication ou soumises à une opération préalable que nous indiquerons bientôt.

Les chimistes distinguent trois espèces principales d'eaux : 1^o les eaux ordinaires qui renferment l'eau de rivière, l'eau de source et l'eau de puits; 2^o les eaux de la mer; 3^o les eaux minérales. Les premières sont les seules dont nous ayons à nous occuper.

Comme dans certaines circonstances, la nature de l'eau peut exercer une influence nuisible sur la préparation des produits chimiques, il est important que le fabricant puisse apprécier, par des expériences comparatives, la qualité des eaux qu'il doit employer dans ses opérations; dans ce but il doit les soumettre à l'action des réactifs suivants. L'eau essayée sera réputée de bonne qualité si :

1^o Elle ne décompose pas une dissolution de savon qui y démontre la présence des sels calcaires ;

2^o Elle ne produit pas un précipité abondant avec l'oxalate d'ammoniaque, qui décèle la présence d'un sel à base de chaux ;

3^o Le chlorure de baryum ne doit y produire qu'un léger précipité insoluble dans l'acide azotique, ce qui démontre la présence d'un sulfate ;

4^o L'azotate d'argent ne doit précipiter que légèrement : il est insoluble dans l'acide azotique, ce qui prouve l'existence d'un chlorure.

Telles sont les matières qu'on rencontre le plus communément dans l'eau. De l'abondance des précipités obtenus, on peut toujours déterminer approximativement la pureté relative des eaux qu'on veut employer. Mais, indépendamment de ces matières qu'on trouve en proportions variables

dans presque toutes les eaux ordinaires, certaines espèces d'eaux peuvent encore en recéler d'autres dont on décèle la présence : pour les eaux acides, par la teinture ou le papier de tournesol, qui prennent une teinte rouge ; pour les alcalis, par le papier jaune de curcuma, qui prend une teinte brune ; pour les sels de potasse, par le chlorure de platine, qui communique à l'eau une coloration jaune ; pour les sulfures et l'hydrogène sulfuré, par l'acétate de plomb, qui précipite les sulfures en brun ou en noir ; pour les eaux cuivreuses, par l'ammoniaque, qui forme un ammoniure de cuivre d'une belle coloration bleue ; ou par le fer, qui précipite le cuivre à l'état métallique. Enfin, pour l'acide carbonique, l'alumine et la magnésie, on peut employer l'eau de chaux, qui détermine la formation d'un carbonate insoluble de ces bases.

L'eau chimiquement pure est parfaitement claire et limpide ; elle est sans saveur ni odeur ; elle est incolore sous une petite épaisseur, mais sous une épaisseur considérable, elle prend une teinte verdâtre, qui paraît être sa couleur naturelle. L'action de l'eau sur les corps simples et composés est extrêmement variée ; elle est un intermédiaire indispensable dans la plupart des réactions et des combinaisons chimiques ; elle peut exister sous trois états différents. Solide, elle prend le nom de glace ; liquide, celui d'eau, et à l'état aériforme, celui de vapeur. Nous l'examinerons successivement sous ces trois états.

EAU A L'ÉTAT DE GLACE.

Par un abaissement de température jusqu'au zéro de l'échelle du thermomètre centigrade, l'eau se solidifie et subit une véritable cristallisation. Elle prend alors le nom de glace. Cependant, si cet abaissement de température n'a lieu que très-lentement, elle peut être refroidie jusqu'à 12 degrés sans se congeler ; mais si on vient à l'agiter, elle se convertit presque aussitôt en glace, et la température s'élève à zéro. Quelques sels ont aussi la propriété d'abaisser le terme de congélation de l'eau. Cette propriété est souvent utilisée dans les hivers froids pour concentrer les dissolutions salines ; on l'utilise aussi dans quelques pays du nord pour extraire économiquement le sel marin de l'eau de mer. Par le froid, l'eau pure se convertit en glace et les sels cristallisent dans la partie restée liquide.

La congélation de l'eau présente une circonstance remarquable, c'est que la densité de la glace est moindre que celle

de l'eau où elle a pris naissance. Ainsi la densité de l'eau étant représentée par 1000, celle de la glace est représentée par 940. Par sa congélation, l'eau se dilate et augmente considérablement de volume : cette circonstance explique la force expansive de la glace. Cette force est telle qu'elle fait éclater les tuyaux et les vases les plus épais qui se trouvent remplis de ce liquide durant les hivers rigoureux. On peut prévenir ces effets en entourant les objets qu'on veut préserver, de corps mauvais conducteurs du calorique, de charbon en poudre, par exemple; mais lorsque, par leur étendue et leur disposition, ces objets ne peuvent être efficacement préservés de l'action du froid, c'est d'en évacuer complètement l'eau qu'ils renferment.

L'eau à l'état de glace est employée quelquefois dans certaines opérations chimiques, soit pour produire des abaissements de température, soit pour condenser des vapeurs difficilement condensables au-dessus de zéro.

EAU A L'ÉTAT LIQUIDE.

L'eau pure est liquide depuis le zéro du thermomètre centigrade jusqu'à 100, sous une pression atmosphérique égale à une colonne verticale de 76 centimètres de mercure. Au-dessous de zéro elle se convertit en glace, et au-dessus de 100 elle se transforme en un fluide aériforme connu sous le nom de vapeur. A l'état liquide, l'eau est peu élastique; cependant Perkins est parvenu à en démontrer la compressibilité; depuis, M. OErsted a imaginé un appareil qui porte son nom et qui établit cette propriété avec la plus complète évidence. Par une particularité bien remarquable, l'eau possède la propriété d'atteindre son maximum de densité à la température de 4°.1 centigrades, et non comme on pourrait s'y attendre, lorsqu'elle approche de la limite de congélation. Au-dessous et au-dessus de 4°.1 elle se dilate d'une manière continue. Parvenue à zéro, elle occupe le même volume qu'à + 9°. C'est pourquoi, dans l'évaluation de la densité des corps, on suppose toujours l'eau et le corps à la température constante de 4°.1 centigrades. Le poids d'un décimètre cube d'eau distillée, et à la température de 4,1 C., forme 1 kilogramme. Il représente l'unité de poids adopté par les chimistes pour déterminer la densité de tous les corps solides ou liquides. On l'exprime par 1 ou par 1000.

L'eau renferme toujours une certaine quantité d'air. L'analyse prouve que cet air est beaucoup plus riche en oxygène que celui de l'atmosphère; car, tandis que celui-ci ne

renferme 21 p. 100 d'oxygène, l'air de l'eau en contient en moyenne 32 p. 100. C'est à la présence de cet air que l'eau doit sa saveur agréable et ses propriétés salubres; mais dans certaines opérations chimiques, il peut déterminer des réactions particulières qui changent ou modifient la nature des produits. Ainsi, pour ne citer qu'un exemple, et nous pourrions en citer beaucoup, l'acide sulfureux dissous dans l'eau aérée, donne lieu à la formation d'une certaine quantité d'acide sulfurique.

Pour séparer de l'eau l'air qu'elle contient, il faut la soumettre à une ébullition d'une heure environ. On la laisse ensuite refroidir sans le contact de l'air.

EAU A L'ÉTAT DE VAPEUR.

L'eau existe toujours dans l'atmosphère à l'état de gaz ou vapeur. Mais la quantité d'eau qui se trouve dans l'air est toujours relative à la température; elle est d'autant plus grande que la température est plus élevée, et d'autant moindre que la température est plus basse. Quelle que soit d'ailleurs la température de l'atmosphère, l'air n'est jamais complètement saturé de vapeur d'eau.

Lorsque l'eau est chauffée à la température de 100 degrés, sous la pression de 76 centimètres de mercure, elle entre en ébullition et se transforme en vapeur. On utilise cette propriété pour en séparer les parties solubles qu'elle renferme : elle prend alors le nom d'eau distillée. Cependant nous devons faire remarquer que la température de l'ébullition de l'eau est entièrement dépendante de la pression. Ainsi, dans le vide, on parvient à faire bouillir l'eau à zéro, tandis que lorsqu'elle est comprimée à plusieurs atmosphères dans la marinite de Papin, elle peut supporter une grande élévation de température sans entrer en ébullition. La pression de l'air est donc le seul obstacle qui s'oppose à l'ébullition de l'eau au-dessous de 100 degrés centigrades.

Différents sels, en dissolution dans l'eau, ont la propriété d'en élever le terme d'ébullition au-dessus de 100 degrés centigrades. Cette élévation de température est d'autant plus grande que l'eau approche d'avantage de son terme de saturation. Cette propriété est souvent mise à profit dans beaucoup d'opérations chimiques, soit pour concentrer des dissolutions salines et acides, soit pour produire des réactions qui exigent une surélévation de température au-dessus de 100 degrés. Le tableau suivant, que nous avons extrait d'un travail de M. Logrand, indique les quantités de sels en

dissolution dans 100 parties d'eau et les températures d'ébullition qui en résultent.

NOMS DES SELS.	QUANTITÉ de sel dissous dans 100 parties d'eau.	TEMPÉRATURE de l'ébullition de l'eau.
Chlorate de potasse.	61.5	104.20
Chlorure de baryum.	60.1	104.40
Carbonate de soude.	48.5	104.65
Phosphate de soude.	111.6	106.60
Chlorure de potassium.	59.4	108.30
Chlorure de sodium.	41.2	108.40
Chlorhydrate d'ammoniaque.	88.9	114.20
Tartrate neutre de potasse.	296.2	114.76
Azotate de potasse.	335.1	115.90
Chlorure de strontium.	117.5	117.85
Azotate de soude.	224.8	121.00
Acétate de soude.	209.0	124.35
Carbonate de potasse.	205.0	135.00
Azotate de chaux.	362.2	151.00
Azotate d'ammoniaque.	2084.0	164.13
Acétate de potasse.	798.0	169.00
Chlorure de calcium.	325.0	179.50

En général, le pouvoir dissolvant de l'eau pour les sels est d'autant plus grand que la température est plus élevée.

D'après les belles expériences de Gay-Lussac, le volume de la vapeur d'eau formée à 100°, sous la pression de 76 centimètres, est à peu près 1700 fois plus considérable que celui de l'eau liquide. La vapeur d'eau est, par conséquent, plus légère que l'air atmosphérique. Ainsi dans les mêmes conditions de température et de pression, la densité de la vapeur est égale à 0,622, celle de l'air étant 1,000. Il en résulte qu'un mètre cube de vapeur pèse 805 grammes, tandis qu'un mètre cube d'air pèse 1,300 — 10, c'est-à-dire 1,290 grammes.

Parmi les applications les plus importantes de la vapeur, on doit citer au premier rang, son emploi comme force mo-

trices. Les services que rend la vapeur à la navigation et à la locomotion sont incalculables ; ils constituent la plus grande partie de la richesse des nations modernes. Pour mettre cette affirmation hors de doute, il suffit de citer l'Angleterre, les Etats-Unis et la France !

Dans l'industrie, et principalement dans les fabriques de produits chimiques, la vapeur est très-souvent employée comme moyen de chauffage. L'eau pour se transformer en vapeur absorbe une quantité considérable de chaleur qu'elle abandonne ensuite aux corps avec lesquels elle se trouve en contact. Ainsi un kilogramme de vapeur à 100 degrés renferme 5 fois 1/2 autant de calorique que le même poids d'eau à 100. D'où il résulte que si l'on condense ce kilogramme de vapeur dans 5 k. 1/2 d'eau à zéro, on obtiendra 6 k. 1/2 d'eau bouillante.

Hallstrom et Deluc ont fait des expériences sur la densité de l'eau à diverses températures, résultats renfermés dans les tableaux suivants.

Densité de l'eau, d'après Hallstrom.

EN LA SUPPOSANT = 1 à 4°.1 cent.			EN LA SUPPOSANT = 1 à 0° cent.		
Tempér.	Pesanteurs spécifiques.	Volumes.	Tempér.	Pesanteurs spécifiques.	Volumes.
0	0.9998918	1.0001082	0	1.0	1.0
1	0.9999382	1.0000617	1	1.0000466	0.9999536
2	0.9999717	1.0000281	2	1.0000799	0.9999202
3	0.9999920	1.0000078	3	1.0001004	0.9998996
4	0.9999995	1.0000002	4	1.0001082	0.9998918
5	0.9999950	1.0000050	5	1.0001032	0.9998968
6	0.9999772	1.0000226	6	1.0000856	0.9999144
7	0.9999472	1.0000527	7	1.0000355	0.9999445
8	0.9999044	1.0000954	8	1.0000129	0.9999872
9	0.9998497	1.0001501	9	1.9999579	1.0000421
10	0.9997825	1.0002200	10	1.9998906	1.0001094
11	0.9997030	1.0002970	11	1.9998112	1.0001888
12	0.9996117	1.0003888	12	1.9997196	1.0002804
13	0.9995080	1.0004924	13	1.9996160	1.0003841
14	0.9993922	1.0006081	14	1.9995005	1.0004997
15	0.9992647	1.0007357	15	1.9993731	1.0006273
16	0.9991260	1.0008747	16	1.9992340	1.0007666
17	0.9989752	1.0010259	17	1.9990832	1.0009176
18	0.9988125	1.0011888	18	1.9989207	1.0010805
19	0.9986387	1.0013631	19	1.9987468	1.0012548
20	0.9984539	1.0015490	20	1.9985615	1.0014406
21	0.9982570	1.0017560	21	1.9983648	1.0016379
22	0.9980489	1.0019549	22	1.9981569	1.0018465
23	0.9978300	1.0021746	23	1.9979379	1.0020664
24	0.9976000	1.0024058	24	1.9977077	1.0022976
25	0.9973587	1.0026483	25	1.9974666	1.0025398
26	0.9971070	1.0029016	26	1.9972146	1.0027932
27	0.9968439	1.0031662	27	1.9969518	1.0030575
28	0.9965704	1.0034414	28	1.9966783	1.0033328
29	0.9962864	1.0037274	29	1.9963941	1.0036189
30	0.9959917	1.0040245	30	1.9960993	1.0039160

TABLE DES TENSIONS AUX DIVERSES TEMPÉRATURES.

Degrés.	Tension.	Degrés.	Tension.	Degrés.	Tension.
— 20	1.333	21	18.317	62	158.96
— 19	1.429	22	19.417	63	166.56
— 18	1.531	23	20.577	64	174.47
— 17	1.638	24	21.805	65	182.71
— 16	1.755	25	23.090	66	191.27
— 15	1.879	26	24.452	67	200.18
— 14	2.011	27	25.881	68	209.44
— 13	2.155	28	26.390	69	219.06
— 12	2.302	29	29.045	70	228.07
— 11	2.461	30	30.643	71	239.45
— 10	2.631	31	32.410	72	250.23
— 9	2.812	32	34.261	73	261.43
— 8	3.005	33	36.188	74	273.03
— 7	3.210	34	38.254	75	285.07
— 6	3.438	35	40.404	76	297.57
— 5	3.660	36	42.743	77	310.49
— 4	3.907	37	45.038	78	323.89
— 3	4.170	38	47.579	79	337.76
— 2	4.448	39	50.147	80	352.08
— 1	4.745	40	52.998	81	367.00
0	5.059	41	55.772	82	382.38
1	5.393	42	58.792	83	398.28
2	5.748	43	61.958	84	414.73
3	6.123	44	65.627	85	431.71
4	6.523	45	69.751	86	449.26
5	6.947	46	72.393	87	467.38
6	7.396	47	76.205	88	486.09
7	7.371	48	80.195	89	506.38
8	8.375	49	84.370	90	525.28
9	8.909	50	88.742	91	545.80
10	9.475	51	93.301	92	566.95
11	10.074	52	98.075	93	588.74
12	10.707	53	103.06	94	611.18
13	11.378	54	108.27	95	634.27
14	12.087	55	113.71	96	658.05
15	12.837	56	119.39	97	682.59
16	13.630	57	125.31	98	707.63
17	14.468	58	131.50	99	733.46
18	15.323	59	137.94	100	760.00
19	16.288	60	144.66		
20	17.814	61	151.70		

Nous avons déjà vu que la température de l'ébullition de l'eau était à 100°, sous la pression barométrique de 0^m.76 de mercure ; mais cette température augmente avec la pression, comme l'indique très-bien la table suivante due aux savantes expériences de M. Dulong.

Table des températures aux différentes pressions.

ÉLASTICITÉ DES VAPEURS		TEMPÉRATURE correspondante de la vapeur.	PRESSION sur un centimètre carré en kilog.
exprimée en atmosphères.	comparée avec une colonne de mercure en mètr.		
	mètres.	degrés.	kilog.
1.0	0.76	100.89	1.033
1.5	1.14	112.2	1.549
2	1.52	121.4	2.066
2.5	1.90	128.8	2.582
3	2.28	135.1	3.099
3.5	2.66	140.6	3.615
4	3.04	145.4	4.132
4.5	3.42	149.06	4.648
5	3.80	113.03	5.165
5.5	4.18	156.8	5.681
6	4.56	160.2	6.198
6.5	4.94	163.48	6.714
7	5.32	166.5	7.231
7.5	5.70	169.37	7.747
8	6.08	172.1	8.264
9	6.84	177.1	9.297
10	7.70	181.6	10.330
11	8.36	186.03	11.363
12	9.12	190	12.396
13	9.88	193.7	13.429
14	10.64	197.19	14.462
15	11.40	200.48	15.495
16	12.16	203.6	16.528
17	12.92	207.57	17.561
18	13.68	209.4	18.494
19	14.44	212.1	18.627
20	15.20	214.7	20.660
21	15.96	217.2	21.693
22	16.72	219.6	22.726
23	17.48	221.9	23.759
24	18.24	224.2	24.792
25	19.00	226.3	25.825
30	22.80	236.2	30.990
35	26.60	244.85	36.155
40	30.40	252.55	41.320
45	34.20	269.52	46.485
50	38.00	265.89	51.650

ÉPURATION DES EAUX.

L'épuration des eaux peut s'effectuer de plusieurs manières : 1° par les agents chimiques ; 2° par filtration ; 3° par distillation.

ÉPURATION PAR LES AGENTS CHIMIQUES.

Les parties constituantes de l'eau sont l'hydrogène et l'oxygène, mais celle qu'on trouve dans la nature est rarement pure. L'eau de pluie, qui est la plus pure, se trouve mêlée à des substances qu'elle absorbe en traversant l'air, et celles qui se trouvent à la surface de la terre sont imprégnées de différents sels solubles avec lesquels elle se trouve en contact. Lorsque ces sels n'existent qu'en petites proportions, ils ne modifient pas sensiblement les propriétés chimiques des eaux qui les contiennent, mais lorsqu'ils s'y trouvent dans de fortes proportions, comme dans les eaux de puits de Paris et de quelques rivières des environs qui contiennent jusqu'à 3 millièmes de sulfate et de carbonate de chaux en dissolutions, la présence de ces sels rend ces eaux impropres à la plupart des usages industriels. Elles ne peuvent dissoudre le savon, car l'alcali de celui-ci se combine avec l'acide du carbonate ou du sulfate, et la chaux mise en liberté s'unit avec les acides gras provenant de la décomposition du savon et forme un savon calcaire insoluble.

Comme c'est principalement à la présence du sulfate de chaux que les eaux de puits doivent leurs propriétés séléniteuses, on parvient à les épurer et à les adoucir en décomposant le sulfate qu'elles renferment par le carbonate de soude. Les proportions de carbonate à employer sont en moyenne de 500 grammes pour 1,000 litres d'eau. On dissout ce sel et on le mélange avec la quantité d'eau indiquée. Il se produit une double décomposition entre le sulfate de chaux et le carbonate de soude ; il se forme d'une part du sulfate de soude qui reste en dissolution dans l'eau et du carbonate de chaux qui se précipite.

Pour obtenir l'élimination du carbonate de chaux, on laisse reposer quelques jours. L'eau ainsi épurée peut remplacer avantageusement l'eau de pluie ; comme cette dernière elle dissout le savon et peut être employée dans un grand nombre d'opérations industrielles et de préparations chimiques.

ÉPURATION DES EAUX PAR FILTRATION.

Lorsqu'on veut clarifier des eaux troubles et bourbeuses, comme celles de quelques rivières, on commence d'abord par les laisser reposer quelques jours, afin qu'elles puissent déposer la plus grande partie des matières terreuses qu'elles tiennent en suspension. La clarification est beaucoup plus prompte en ajoutant 30 grammes d'alun en poudre par hectolitre d'eau.

Les eaux éclaircies sont ensuite filtrées à travers une fontaine en pierre poreuse ou à travers une couche épaisse de sable fin et pur.

Indépendamment des substances solides, l'eau renferme aussi quelquefois des matières organiques en décomposition. Sa purification est alors indispensable pour pouvoir l'employer aux divers usages de l'économie domestique et des arts. Le charbon végétal en poudre est la substance qui convient le mieux pour la désinfection des eaux ; en effet, lorsqu'on mélange de l'eau puante avec 1/10 de son poids de charbon en poudre, on la rend parfaitement inodore et incolore. L'effet est encore plus prompt lorsqu'on ajoute une très-faible quantité d'acide sulfurique dans l'eau et qu'on la filtre ensuite à travers un mélange de charbon en poudre et de sable fin.

Ce procédé qui a beaucoup été préconisé dans le temps, présente cependant des inconvénients ; le charbon végétal, possède en effet la propriété d'enlever complètement l'odeur putride des eaux corrompues en absorbant les gaz qui produisent l'infection ; mais on a reconnu qu'il n'exerce son action que sur les matières déjà décomposées, de telle sorte qu'une eau purifiée par le charbon peut reprendre au bout de quelque temps une odeur fétide, par la décomposition ultérieure des matières organiques qu'elle peut retenir en dissolution.

ÉPURATION DES EAUX PAR LA DISTILLATION.

Les divers moyens que nous venons d'indiquer pour l'épuration des eaux peuvent en améliorer la qualité, les rendre plus salubres et plus saines, mais ils ne peuvent les amener à l'état de pureté absolue. Comme nous l'avons vu, toutes les eaux naturelles renferment en plus ou moins grande quantité des substances solides en dissolutions ; ces substances ne peuvent être complètement et économiquement sépa-

rées de l'eau que par la distillation; c'est, en effet, le seul moyen qu'on emploie pour se procurer de l'eau pure.

Cette distillation se pratique en faisant bouillir l'eau dans un alambic muni d'un serpentín pour la réfrigération des vapeurs. La planche 2, fig. 7, représente un de ces appareils perfectionnés.

AA, fourneau en briques, muni d'un foyer à grille.

B, chaudière en cuivre rouge étamé; elle est placée à demeure dans le fourneau.

C, dôme surmontant la chaudière en servant de réservoir à la vapeur.

D, tube qui conduit les vapeurs de la chaudière dans le serpentín F, placé dans la cuve E.

E, cuve à eau. Dans un travail continu, cette cuve est destinée à chauffer l'eau qui doit être distillée.

Sa capacité doit être calculée pour contenir les $\frac{3}{4}$ environ de la capacité de la chaudière B. L'eau de cette cuve s'échauffe par son contact avec le serpentín F.

H, serpentín réfrigérant renfermé dans une cuve cylindrique en métal, que l'on maintient pleine d'eau. Comme cette eau s'échauffe par son contact avec le serpentín H, on la renouvelle peu à peu en faisant constamment arriver un petit filet d'eau froide dans la partie inférieure de la cuve.

Pour commencer la distillation, on remplit aux $\frac{3}{4}$ de sa capacité la chaudière B, d'eau claire et limpide. L'eau de pluie étant la plus pure doit être employée de préférence. On doit remplir aussi d'eau froide la cuve E et celle du serpentín réfrigérant H.

Tout étant ainsi disposé, on lute avec soin les différentes parties de l'appareil et on allume le feu dessous la chaudière.

Lorsque l'eau entre en ébullition, on doit modérer l'action du feu, car si l'ébullition était trop tumultueuse, il pourrait passer dans le serpentín des parties d'eau non distillées qui, en se mélangeant avec l'eau distillé, rendraient nécessairement cette dernière moins pure.

Comme les eaux naturelles peuvent contenir et contiennent souvent, en effet, des produits volatilísables à la température de l'ébullition, il est convenable de recueillir séparément les premières portions qui distillent et qui sont toujours les moins pures. Cette eau renferme de l'air, de l'ammoníaque, de l'acide carbonique, etc. On peut absorber complètement l'acide carbonique en ajoutant dans la chaudière 8 à 10 grammes de chaux vive par litre d'eau impure.

On peut, par exemple, fractionner le produit de la distillation et recueillir séparément le premier dixième de l'eau dis-

illée; on recueille ensuite $\frac{3}{10}$ du volume total de l'eau soumise à la distillation. L'eau qu'on obtient dans cette deuxième période de l'opération est toujours la plus pure, surtout lorsque la distillation se fait lentement.

Lorsqu'on a retiré les 40 centièmes environ de l'eau de la chaudière, on doit arrêter la distillation; car en la continuant plus longtemps, on pourrait décomposer les faibles quantités de matières organiques qui peuvent se trouver dans l'eau et qui, en se mélangeant avec l'eau distillée, en altéreraient la pureté.

On retire alors le feu du fourneau et on fait ensuite couler l'eau qui reste dans la chaudière en ouvrant le robinet du tuyau de vidange placé à la partie inférieure de ladite chaudière; cela fait, on ferme le robinet, et si on veut continuer la distillation, on remplit à nouveau la chaudière avec l'eau de la cuve E; le tube J établit une communication entre cette cuve et la chaudière. On remplit à nouveau cette cuve d'eau froide.

Pendant toute la durée de la distillation, on doit maintenir l'eau de la cuve du serpentín réfrigérant H à une température suffisamment basse pour condenser et refroidir la vapeur du serpentín. On obtient ce résultat en faisant couler continuellement un petit filet d'eau froide dans le tube à entonnoir I. Cette eau, en arrivant dans la partie inférieure de la cuve, en déplace l'eau échauffée qui se déverse par une tubulure placée à la partie supérieure.

Nota. — L'emploi de la cuve intermédiaire E offre de grands avantages de temps et de combustible. Nous avons reconnu que les vapeurs qui passent dans le serpentín F, peuvent en s'y condensant, du moins en partie, échauffer l'eau de la cuve E à une température voisine de l'ébullition. Cette eau sert alors à alimenter la chaudière à distiller; on économise ainsi tout le combustible qui aurait été nécessaire pour porter cette eau à l'ébullition; de plus, on n'éprouve aucun retard dans l'opération, puisque la distillation se fait presque sans interruption.

L'eau distillée est sans saveur ni odeur; elle est incolore et parfaitement limpide. Dans cet état de pureté, elle peut être employée aux opérations les plus délicates de la chimie. Il est essentiel de soustraire l'eau distillée au contact de l'air, parce qu'elle en absorbe l'air et l'acide carbonique. On la conserve ordinairement dans de grands flacons en verre noir ou dans des vases de grès qu'on bouche exactement.

Nous devons faire remarquer que si l'on emploie de l'eau qui contient du chlorure de magnésium, on doit avoir la pré-

caution, avant de la mettre dans la cucurbité, d'y ajouter assez de potasse pour décomposer ce sel. Dans beaucoup de laboratoires de produits chimiques, on est dans l'usage de distiller l'eau dans des alambics dans lesquels on a rectifié de l'alcool. Il en résulte de graves inconvénients. L'alcool s'acidifie aux dépens de l'air atmosphérique et forme de l'acétate de cuivre, si le serpentín est en cuivre étamé ; de l'acétate de plomb et d'étain s'il est au contraire formé par un alliage d'étain et de plomb. Indépendamment de ces métaux, l'eau peut encore retenir de l'alcool qui se décompose lentement. Alors la liqueur devient trouble et dépose un sédiment muqueux.

Bioxyde d'hydrogène ou eau oxygénée. HO^2 .

L'eau oxygénée a été découverte en 1818 par Thénard. Dans cette seconde combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène, l'oxygène existe dans des proportions doubles de celles qui constituent l'eau.

La préparation du bioxyde d'hydrogène (eau oxygénée) repose sur la propriété que possèdent certains peroxydes, d'abandonner l'oxygène au contact des acides étendus d'eau. La partie d'oxygène devenue libre ne se dégage pas ; elle reste en combinaison avec l'eau et forme l'eau oxygénée. Une précaution essentielle au succès de l'opération, c'est de maintenir le vase dans lequel on opère la réaction des matières qui doivent former l'eau oxygénée au milieu d'un mélange réfrigérant, car si le mélange venait à s'échauffer, une grande partie de l'oxygène existant dans le bi-oxyde d'hydrogène, prendrait la forme gazeuse et se dégorgerait durant l'opération.

On emploie ordinairement pour la préparation de l'eau oxygénée, le peroxyde de baryum que l'on broie dans un mortier de porcelaine avec un peu d'eau, de manière à en former une pâte fluide. On délaie ensuite cette pâte dans de l'acide chlorhydrique étendu de trois parties d'eau ; le peroxyde de baryum se dissout dans l'acide sans émission de gaz oxygène ; ce gaz se combine avec l'eau et forme du bi-oxyde d'hydrogène (eau oxygénée). On élimine le chlorure de baryum par l'acide sulfurique qui se précipite à l'état de sulfate de baryte insoluble. On sépare le sulfate de baryte par la filtration. En répétant 5 à 6 fois les mêmes opérations, on obtient une liqueur incolore et sirupeuse qui n'est autre que le bioxyde d'hydrogène.

Comme cette préparation est très-délicate et exige une foule de précautions minutieuses sans lesquelles on ne peut réussir, nous donnons le procédé tel que Thénard l'a publié dans les *Mémoires de l'Académie des Sciences*.

DE LA PRÉPARATION DE L'EAU OXYGÉNÉE.

« C'est en dissolvant le deutoxyde de baryum dans l'acide hydrochlorique, versant dans la dissolution une quantité d'acide sulfurique, répétant ensuite nombre de fois ces deux opérations sur la même liqueur, puis y ajoutant du sulfate d'argent et enfin de la baryte, et séparant successivement tous les précipités par le filtre, que l'on parvient à charger l'eau de beaucoup d'oxygène. L'acide hydrochlorique dissout promptement le deutoxyde, et de là résultent, selon toute apparence, de l'hydrochlorate de baryte et de l'eau faiblement oxygénée. L'acide sulfurique précipite la base de l'hydrochlorate, et rend libre l'acide hydrochlorique. Celui-ci peut alors agir sur une nouvelle quantité de deutoxyde, comme nous venons de le dire, de sorte qu'en précipitant de nouveau la baryte par l'acide sulfurique, rien ne s'oppose à ce que l'opération ne soit répétée une troisième, une quatrième fois, etc., et qu'on obtienne par conséquent de l'eau chargée d'acide hydrochlorique et de plus ou moins d'oxygène. La manière d'agir du sulfate d'argent est évidente; il a pour objet de séparer l'acide hydrochlorique et de le remplacer par l'acide sulfurique. Celle de la baryte ne l'est pas moins; cette base s'empare de tout l'acide sulfurique et le sépare de la liqueur. L'on voit donc que, si l'opération était faite avec des matières pures et employées en proportion convenable, on n'aurait en dernier résultat que de l'eau plus ou moins oxygénée; mais il est difficile, pour ne pas dire impossible, de se procurer du deutoxyde de baryum parfaitement pur: de là, la nécessité de prendre beaucoup de précautions, sans lesquelles on ne réussirait qu'imparfaitement. Pour n'en omettre aucune, je vais décrire le procédé dans le plus grand détail.

« (A) On doit commencer par se procurer du nitrate de baryte exempt de toutes matières étrangères: le plus sûr moyen d'y parvenir est de dissoudre le nitrate dans l'eau, d'y ajouter un petit excès d'eau de baryte, de filtrer la liqueur et de la faire cristalliser dans des vases de platine, d'argent ou de porcelaine. Ce procédé de purification offre même un avantage: c'est de pouvoir traiter le sulfure de baryum par l'eau et l'acide nitrique dans une chaudière de fonte, et d'ob-

tenir promptement le nitrate impur. A cet effet, l'on verse un petit excès d'acide sur le sulfure, en brûlant à la manière ordinaire le gaz hydrogène sulfuré qui se dégage ; on porte la liqueur à l'ébullition, on la filtre et on l'évapore jusqu'à siccité dans la chaudière même. Le nitrate ainsi obtenu est chargé d'oxyde de fer ; mais cela ne fait rien, puisque la baryte le précipite tout entier.

» (B) Lorsqu'on s'est procuré du nitrate bien pur, il faut le décomposer par la chaleur pour en extraire la baryte : cette décomposition ne doit point être faite dans une cornue de grès, parce que celle-ci contient trop d'oxyde de manganèse ; l'on doit se servir d'une cornue de porcelaine bien blanche. L'opération peut avoir lieu sur 2 kilog. à 2 kilog. et demi de nitrate à la fois ; elle dure environ trois heures, ou plutôt n'est terminée que quand, à une haute température, il ne se dégage plus d'oxygène, ce qui est facile à reconnaître, en introduisant une allumette dans le col de la cornue. La baryte qui en provient, est, à la vérité, unie à une quantité assez forte de silice et d'alumine ; mais du moins il ne s'y trouve que des traces d'oxyde de manganèse, et c'est un point essentiel ; car cet oxyde, comme on le verra par la suite, a la propriété de chasser avec une grande énergie l'oxygène de l'eau oxygénée.

» (C) La baryte réduite promptement, au moyen d'un couteau, en morceaux de la grosseur de l'extrémité du pouce, est placée ensuite dans un tube de verre luté. Ce tube peut être assez long et d'un diamètre assez large pour contenir 1 kilog. de matière ; on l'entoure de feu de manière à le faire rougir légèrement, et l'on y fait arriver un courant de gaz oxygène que l'on fait passer au travers de fragments de chaux vive, afin de le dessécher. Quelque rapide que soit le courant, le gaz est complètement absorbé, si bien que quand il se décharge par le petit tube qui doit faire suite à celui qui contient la base, l'on peut en conclure que le deutoxyde de baryum est fait ; il est bon pourtant de soutenir encore le courant pendant 12 à 15 minutes. Le tube étant en grande partie refroidi, on en retire le deutoxyde et on le conserve dans un flacon bouché. Son caractère distinctif est de se déliter par quelques gouttes d'eau sans s'échauffer. Sa couleur est le blanc-gris ; quelquefois aussi il présente de petites taches vertes qui annoncent la présence d'un peu de manganèse. J'ai fait bien des tentatives pour me mettre à l'abri de ce grave inconvénient, et je n'ai pas réussi. Il est vrai que tous les morceaux, à beaucoup près, ne sont pas dans ce cas. Dans une opération bien conduite, on n'en trouve que quel-

ques-uns, ce qui prouve que la portion de manganèse qui produit les taches provient plutôt du tube de verre que de la cornue. Quoi qu'il en soit, je présume qu'on ne les évitera complètement qu'en préparant la baryte et le deutoxyde dans des vases de platine.

» Observons de plus, et cette remarque est importante pour le succès de l'opération, que quand on extrait l'oxygène que l'on veut combiner avec la baryte, de l'oxyde de manganèse, il faut faire en sorte que celui-ci ne contienne point de carbonate; s'il en contenait, il faudrait, avant de s'en servir, le pulvériser, le mettre en contact avec un excès d'acide hydrochlorique, le bien laver et le sécher. Il serait même utile de faire passer l'oxygène à travers une dissolution de potasse caustique, et même de fragments de pierre à cautère, pour acquérir la certitude qu'il n'arrive point d'acide carbonique jusqu'à la baryte. Ces précautions ne paraîtront point superflues, en observant que cet acide s'unirait à la base et s'opposerait à la formation du deutoxyde.

» (D) On prend, d'une part, une certaine quantité d'eau, par exemple, 2 décilitres, à laquelle on ajoute assez d'acide hydrochlorique pur et fumant pour dissoudre environ 15 grammes de baryte; la liqueur acide est versée dans un verre à pied, et le verre entouré de glace, que l'on renouvelle à mesure qu'elle fond. D'une autre part, on prend 12 grammes de deutoxyde; on les humecte à peine, et on les broie successivement dans un mortier d'agate ou de verre. A mesure qu'ils sont réduits en pâte fine, on les enlève avec un couteau de buis, et on les verse dans la liqueur; bientôt ils s'y dissolvent sans effervescence, surtout par l'agitation. Lorsque la dissolution est opérée, tout en la remuant avec une baguette de verre, on y fait tomber de l'acide sulfurique pur et concentré, goutte à goutte, jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès, lequel se manifeste par la propriété qu'a le sulfate de baryte qui se forme tout-à-coup, de se déposer facilement en flocons. Alors on dissout, comme la première fois, une nouvelle quantité de deutoxyde dans la liqueur, et de nouveau on en précipite la baryte par l'acide sulfurique. Le deutoxyde est toujours facile à distinguer du sulfate.

» Il est important de mettre assez d'acide sulfurique pour précipiter toute la baryte, et de ne pas en mettre trop; si l'on n'en mettait pas assez, la liqueur filtrerait trouble et lentement; si l'on en mettait trop, la filtration se ferait aussi très-mal. En atteignant le point convenable que nous venons d'indiquer, la filtration se fait avec la plus grande facilité: lorsqu'elle est faite, il faut verser sur le filtre une petite

quantité d'eau distillée que l'on réunit à la liqueur primitive : de cette manière, celle-ci ne change pas entièrement de volume ; puis, pour ne rien perdre, il est nécessaire d'étendre le filtre égoutté sur un plan de verre, d'enlever la matière, de la délayer dans une nouvelle quantité d'eau toujours très-petite, et de filtrer le tout. Les eaux que l'on obtiendra ainsi seront peu chargées : l'on s'en servira pour laver les filtres suivants.

» Cette opération étant terminée, on en fait une toute semblable, c'est-à-dire que l'on dissout du deutoxyde de baryum dans la liqueur, qu'on y ajoute de l'acide sulfurique pour en précipiter la baryte, etc., et que l'on ne filtre qu'après avoir fait deux dissolutions et deux précipitations. C'est sur ce nouveau filtre que l'on verse les eaux de lavage de l'opération précédente : après quoi l'on en obtient de nouvelles avec la matière de ce filtre égoutté, ou plutôt on le comprime dans un double linge d'un tissu bien serré.

» La seconde opération est suivie d'une troisième, la troisième d'une quatrième, et ainsi de suite, jusqu'à ce que la liqueur soit assez chargée d'oxygène.

» En employant la quantité d'acide hydrochlorique indiquée, l'on peut traiter environ 90 à 100 grammes de deutoxyde de baryum : il en résulte une liqueur chargée de 25 à 30 fois son volume d'oxygène. Si l'on voulait l'oxygéner davantage, il faudrait y ajouter de l'acide hydrochlorique.

» Plusieurs fois je suis parvenu, par ce moyen, à charger la liqueur de 125 volumes d'oxygène ; seulement je l'acidifiais assez tout de suite, pour pouvoir dissoudre 30 grammes de deutoxyde, ayant soin d'ailleurs de maintenir l'acidité à tel point qu'à la fin de l'opération je pouvais encore dissoudre une vingtaine de grammes de deutoxyde, sans l'intermède de l'acide sulfurique ; mais j'ai reconnu que, quand la liqueur renfermait à peu près 50 volumes d'oxygène, elle laissait dégager assez de gaz, du jour au lendemain, pour qu'il n'y eût point d'avantage à continuer de l'oxygéner par le deutoxyde.

» (E) Lorsque la liqueur est oxygénée au point que l'on désire, on la sursature de deutoxyde en la tenant toujours dans la glace. Bientôt il s'en sépare d'abondants flocons de silice et d'alumine, ordinairement colorés en jaune par une petite quantité d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse. Le tout doit être promptement jeté sur une toile ; on y enveloppe la matière et on finit par l'y comprimer fortement. Cette opération ne peut être bien faite qu'à deux : il faut l'exécuter le plus rapidement possible ; car, quoiqu'il n'y ait

que peu d'oxyde de manganèse, il suffit pour produire un dégagement assez considérable d'oxygène.

» (F) Comme dans la liqueur filtrée à travers la toile, il serait possible qu'il restât encore un peu de silice, d'oxyde de fer, d'oxyde de manganèse, et qu'il est nécessaire de précipiter toutes ces matières, on reprend la liqueur et on y ajoute, en l'agitant, toujours entourée de glace, de l'eau de baryte goutte à goutte. Si, la baryte étant en excès légèrement sensible au papier de curcuma, il ne se produit point de précipité, c'est une preuve que tout l'oxyde de fer et tout l'oxyde de manganèse sont séparés. S'ils ne l'avaient point été complètement dans l'opération précédente, ils le seraient dans celle-ci. A peine le seraient-ils, qu'il faudrait tout de suite verser la liqueur sur plusieurs filtres (deux ou trois). L'oxyde de manganèse en dégage tant de gaz qu'on ne saurait l'isoler trop vite. Quelquefois même on est obligé d'employer des filtres doubles, parce que le gaz, soulevant les filtres du papier, déchire ceux qui sont simples. Quelquefois aussi, pour éviter les pertes, il faut remettre sur un autre filtre les petites portions de liqueur qui restent sur les filtres primitivement employés. D'ailleurs, tous les filtres doivent être comprimés dans une toile pour les égoutter. Ceux qui contiennent des quantités notables d'oxyde de manganèse, s'échauffent au point de brûler la main.

» (G) Après avoir séparé la silice, l'alumine, l'oxyde de manganèse et l'oxyde de fer de la liqueur, il faut en précipiter toute la baryte; on y parvient aisément au moyen de l'acide sulfurique; mais il faut, autant que possible, n'en ajouter que la quantité nécessaire, ou n'en ajouter tout au plus qu'un très-petit excès, pour filtrer.

» (H) La liqueur, ne contenant plus que de l'acide hydrochlorique, de l'eau et de l'oxygène, est remise dans un vase et maintenue à zéro, comme à l'ordinaire, par la glace. Dans cet état, on y verse peu à peu, en l'agitant, du sulfate d'argent pur que l'on se procure au moyen de l'oxyde d'argent et de l'acide sulfurique. Il est indispensable que ce sel ne contienne point d'oxyde libre. Il est décomposé par l'acide hydrochlorique, et de cette décomposition résultent de l'eau, du chlorure d'argent qui se précipite, et de l'acide sulfurique qui remplace l'acide hydrochlorique. Quand la quantité de sulfate d'argent est assez grande pour que la décomposition de l'acide hydrochlorique soit complète, la liqueur devient limpide tout à coup; jusque-là elle reste trouble. S'il faut qu'il n'y reste point d'acide hydrochlorique, il est nécessaire aussi qu'elle ne contienne point un excès de sulfate

d'argent ; on l'éprouvera donc successivement par le nitrate d'argent et par l'acide hydrochlorique ; ces épreuves se font en mettant un peu de ces réactifs dans des tubes, et y ajoutant une goutte de la liqueur.

» Dès que la liqueur est bien préparée, on la jette sur un nouveau filtre qu'on laisse égoutter et que l'on comprime dans une toile : le liquide provenant de la compression est versé sur un nouveau filtre, parce qu'il est un peu trouble. Peut-être trouvera-t-on extraordinaire qu'au lieu de traiter la liqueur par le sulfate d'argent, on ne la traite pas tout de suite par l'oxyde d'argent : c'est qu'en se servant de cet oxyde, il est impossible d'obtenir de l'eau oxygénée. En effet, que l'on mette peu à peu de l'oxyde d'argent dans la liqueur, et qu'on l'emploie même de manière que l'acide hydrochlorique soit complètement détruit, sans que pour cela il y ait excès d'oxyde, on verra que chaque fois que l'on ajoutera une portion de celui-ci, il produira une effervescence très-sensible, et qu'en dernier résultat la liqueur filtrée ne retiendra pas d'oxygène.

» (I) Les opérations précédentes ont eu pour objet d'obtenir une liqueur composée d'eau, d'oxygène et d'acide sulfurique ; il faut actuellement en séparer cet acide : à cet effet, on la verse dans un mortier de verre entouré de glace, et l'on y ajoute peu à peu de la baryte éteinte, bien déliée et réduite en poudre fine, ou plutôt de la baryte cristallisée, desséchée par l'acide sulfurique dans le vide et bien broyée ; on la broie de nouveau dans le mortier de verre, et lorsqu'on juge qu'elle est unie à l'acide, on en ajoute une autre partie, etc., Enfin, lorsque la liqueur fait à peine virer au rouge le papier de tournesol, on la filtre ; on comprime le filtre dans une toile ; puis après avoir réuni les deux liqueurs, on les agite et l'on en achève en même temps la saturation par l'eau de baryte.

» Il faut même verser un très-petit excès d'eau de baryte pour achever de séparer des traces de fer, et surtout de manganèse, que la liqueur pourrait encore contenir ; bien entendu que la filtration devra être faite aussitôt après, en prenant les précautions précédemment indiquées.

» L'excès de baryte sera ensuite précipité par quelques gouttes d'acide sulfurique faible, et l'on s'arrangera de manière que la liqueur contienne plutôt un acide qu'un peu de base ; celle-ci tend à dégager l'oxygène, tandis que l'acide rend la combinaison plus stable.

» (K) Enfin, l'on mettra dans un verre à pied bien propre la liqueur très-claire, qui devra être regardée comme de

L'eau oxygénée étendue d'eau pure; le verre sera placé dans une large capsule aux deux tiers pleine d'acide sulfurique concentré; l'appareil sera introduit sous la cloche pneumatique, et l'on fera le vide. L'eau pure, ayant beaucoup plus de tension que l'eau oxygénée, se vaporisera bien plus rapidement, de telle sorte, par exemple, qu'au bout de deux jours la liqueur contiendra peut-être deux cent cinquante fois son volume d'oxygène. Les observations suivantes ne doivent point être négligées :

» Il faut agiter l'acide de temps en temps. Il arrive quelquefois que, sur la fin de l'évaporation, la liqueur laisse dégager un peu de gaz; ce dégagement, qui fait monter le mercure dans l'éprouvette, est dû sans doute à des traces de matière étrangère qui reste dans la liqueur; on l'arrête par l'addition de deux à trois gouttes d'acide sulfurique extrêmement faible.

» Quelquefois aussi la liqueur laisse déposer quelques flocons blanchâtres de silice; il est bon de les séparer; la décantation, au moyen d'une pipette très-pointue, réussit bien : on perd à peine de la liqueur.

» Tant que la liqueur n'est pas très-concentrée, l'évaporation a lieu tranquillement; mais, lorsque l'eau oxygénée ne contient presque plus d'eau, il se produit souvent des bulles qui ne crèvent que difficilement. Au premier coup-d'œil, on croirait qu'il se dégage beaucoup de gaz oxygène : en examinant l'éprouvette, on verra qu'il n'en est rien. A peine montera-t-elle sensiblement dans l'espace de vingt-quatre heures; et encore cette ascension proviendra d'une petite quantité de gaz dégagé de l'acide sulfurique, et appartenant à une portion d'eau oxygénée vaporisée.

» On reconnaît que la liqueur est concentrée le plus possible, lorsqu'elle donne 475 fois son volume de gaz, sous la pression de 0^m.76 et à la température de 14°. A cette époque, en effet, elle ne se concentre plus, quel que soit le temps pendant lequel on la tient dans le vide. L'épreuve s'en fait promptement; en prenant une très-petite pipette dont la tige est marquée d'un trait de lime et étranglée en ce point, la remplissant de liqueur jusqu'au trait, étendant de douze volumes d'eau cette liqueur qui, dans mes expériences, était toujours de cinq centièmes de centilitre, et décomposant par l'oxyde de manganèse une quantité déterminée de cette même liqueur ainsi étendue.

» Cette dernière expérience consiste à prendre un tube de verre fermé à la lampe par un bout, long de 40 à 43 centimètres, large de 16 à 18 millimètres, à le remplir de mer-

cure à 14 millimètres près, à le renverser, à y introduire la portion de liqueur étendue sur laquelle l'analyse doit être faite, en se servant pour cela d'une pipette plus grande que la première, et dont la capacité bien connue sera d'environ 11 centièmes de centilitre; à remplir exactement le tube avec de l'eau qui servira à la pipette même, ou bien en partie avec du mercure; à boucher le tube avec un obturateur enduit de suif; à le retourner et à y faire passer un peu d'oxyde de manganèse délayé dans l'eau. L'oxygène se dégagera à l'instant; il ne s'agira plus ensuite que de fermer le tube avec la main, de l'agiter en divers sens pour multiplier les points de contact entre la liqueur et l'oxyde, et de mesurer le gaz. Nous ne devons point rechercher ici comment l'oxyde de manganèse peut dégager l'oxygène de l'eau oxygénée; qu'il suffise de savoir qu'il le dégage tout entier sans absorber et sans abandonner une partie du sien.

» (L) L'acide hydrochlorique n'est pas le seul acide capable d'agir sur le deutoxyde de barium, de manière à former un sel de baryte et de l'eau oxygénée; tous les acides qui peuvent dissoudre la baryte possèdent encore cette propriété. Mais, comme il n'en est aucun qui attaque le deutoxyde de baryum si bien que l'acide hydrochlorique, et presque tous seraient très-difficiles à séparer complètement de l'eau oxygénée; il s'ensuit que l'acide hydrochlorique doit être employé de préférence.

» Outre le deutoxyde de baryum, il est aussi d'autres oxydes qui, mis en contact avec les acides, produisent de l'eau oxygénée: tels sont les peroxydes de potassium, de sodium, de strontium, de calcium, et quelques autres encore. Toutefois, il est impossible de s'en servir, parce que leur séparation de la liqueur oxygénée et leur préparation présentent des obstacles qu'on ne saurait surmonter complètement.

» Ainsi, jusqu'à présent, le procédé qui vient d'être décrit est le seul qui permette de préparer une quantité très-notable d'eau oxygénée.

» (M) L'eau oxygénée, pour être conservée le plus-long-temps possible, doit être versée dans un long tube de verre fermé à l'une de ses extrémités; on le bouche par l'autre avec du liège, et on l'entoure de glace. Pourvu que l'on mette les vases à la cave, dans l'été, et qu'on les recouvre d'une cloche, la quantité de glace fondue en un jour est très-petite. »

Le bioxyde d'hydrogène obtenu par ce procédé, exige un grand nombre de filtrations et d'opérations successives. On a récemment simplifié ce procédé; on prépare aujourd'hui

d'hui ce composé d'une manière plus économique et plus prompte.

On commence d'abord par saturer une première fois l'acide chlorhydrique avec du bioxyde de baryum; lorsque l'acide est à peu près saturé, on en ajoute une nouvelle quantité dans la liqueur, que l'on sature comme la première fois par une seconde dose de bioxyde de baryum. Il se produit à chaque saturation une nouvelle quantité de bioxyde d'hydrogène qui reste en dissolution dans la liqueur.

Indépendamment du bioxyde d'hydrogène, la liqueur renferme du chlorure de baryum. En exposant le mélange à une température très-basse, une grande partie du chlorure de baryum cristallise; on le sépare de la liqueur claire en décantant celle-ci dans un autre vase. Si l'on veut avoir une liqueur très-riche en bi-oxyde d'hydrogène, on ajoute de nouveau de l'acide chlorhydrique que l'on sature par le bioxyde de baryum. Lorsque la liqueur est suffisamment concentrée, on fait cristalliser le chlorure de baryum qu'elle renferme en exposant le vase dans un mélange réfrigérant de glace pilée et de sel marin.

En opérant ainsi, on obtient du bioxyde d'hydrogène qui ne renferme qu'une très-petite quantité de chlorure de baryum en dissolution. Pour éliminer ce sel, on verse dans la liqueur, du sulfate d'argent qui précipite à la fois le chlore et le baryum. Avec le premier de ces corps, il forme du chlorure d'argent, et avec le second du sulfate de baryte. Comme ces deux sels sont insolubles, on les sépare de la liqueur par filtration.

Pour obtenir une liqueur très-concentrée, on l'évapore dans le vide sous le récipient de la machine pneumatique. On absorbe l'eau qui se dégage par l'acide sulfurique concentré.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le bioxyde d'hydrogène (eau oxygénée) est liquide, incolore et d'une odeur particulière qui n'a pas encore été bien déterminée. Lorsqu'il est au maximum de concentration, il présente une consistance sirupeuse. Sa densité est alors de 1453, le poids de l'eau étant égal à 1000. A cette densité, il renferme 475 fois son volume d'oxygène.

Lorsqu'on met le bioxyde d'hydrogène en contact avec les papiers réactifs de curcuma et de tournesol, il en détruit la couleur; il attaque la peau très-promptement et cause des picotements dont la durée varie suivant la quantité de liqueur

appliquée sur la peau. Si l'on en met sur la langue, il la blanchit et cause un sentiment de cuisson insupportable ; il épaisit la salive et laisse une saveur semblable à celle produite par l'émétique (tartrate de potasse et d'antimoine).

Par son contact avec certains corps, le bioxyde d'hydrogène produit des phénomènes dignes d'être connus. Avec l'or, le platine, l'argent, il se décompose avec une vive effervescence en abandonnant son oxygène, tandis que les substances qui ont déterminé la décomposition n'ont éprouvé aucune altération. Les chimistes n'ont pu déterminer jusqu'à présent les causes qui produisent ces phénomènes ; ils les attribuent à une action de présence qui se manifeste dans un grand nombre de réactions chimiques. L'action du bi-oxyde d'hydrogène sur les oxydes d'or, de platine et d'argent, est des plus énergiques ; non-seulement le bioxyde se décompose, mais les oxydes eux-mêmes sont ramenés à l'état métallique. Si pendant la réaction on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique dans la liqueur, la décomposition cesse et il n'y a plus émission de gaz oxygène ; mais dès qu'on sature l'acide par une base, la décomposition de la liqueur recommence.

La fibrine, le tissu des poumons, de la rate et du cœur, etc., décomposent le bioxyde d'hydrogène. L'albumine liquide ou coagulée est sans action sur lui (*voyez*, pour plus de détails, le mémoire déjà cité).

USAGES.

Un avantage bien précieux pour les arts, c'est la propriété que possède le bioxyde d'hydrogène (eau oxygénée) de transformer le sulfure noir de plomb en sulfate blanc d'oxyde de plomb. Le bioxyde contenant seulement 2 à 3 fois son volume d'oxygène, peut être employé avec succès pour rétablir les couleurs blanches des tableaux peints à l'huile, lorsque ces couleurs ont été altérées par l'hydrogène sulfuré. Le bioxyde d'hydrogène transforme le sulfure de plomb en sulfate, sans changer les autres couleurs. Il suffit de passer légèrement le pinceau sur la couleur altérée, jusqu'à ce qu'elle ait repris sa couleur primitive. Nous avons employé avec succès le bioxyde d'hydrogène pour le blanchiment des éponges fines, et nous pensons qu'on pourrait appliquer ce composé au blanchiment de beaucoup de substances végétales et animales, si on parvenait à le préparer par des procédés moins dispendieux que ceux actuellement en usage.

SECTION TROISIÈME.

AZOTE OU NITROGÈNE.

Équivalent = 175.

ÉTAT NATUREL.

L'azote existe abondamment dans la nature, mélangé, libre et combiné. A l'état de mélange avec l'oxygène, il constitue l'air atmosphérique, dont il forme les 79 centièmes en volume. A l'état de pureté, on le trouve dans la vessie nata-toire d'un grand nombre de poissons. A l'état de combinaisons, il entre dans la composition de presque toutes les substances organiques d'origine animale ; uni avec l'hydro-gène, il forme une combinaison gazeuse à laquelle les chi-mistes ont donné le nom d'ammoniaque.

HISTORIQUE.

L'azote fut découvert en 1772, par Rutherford, professeur à l'Université d'Edimbourg. Schéele l'obtint quelques années plus tard, par un procédé différent ; mais la connaissance des propriétés chimiques de ce gaz est due à Lavoisier, qui le premier démontra qu'il existait à l'état de mélange dans la composition de l'air atmosphérique.

PRÉPARATION.

Nous allons décrire les divers procédés par lesquels on peut se procurer ce gaz.

Premier procédé.

L'azote peut s'extraire facilement de l'air atmosphérique dont il forme environ les $\frac{4}{5}$. Pour opérer cette extraction, on place quelques grammes de phosphore dans une petite coupelle placée sur un liège qui la soutient à la surface de la cuve pneumatologique (pl. 2, fig. 18) ; on enflamme le phosphore et on le recouvre d'une cloche. En brûlant, il absorbe l'oxygène de l'air pour se convertir en acide phosphorique ; alors l'eau remonte dans la cloche pour remplacer l'oxygène qui a été absorbé. La combustion se fait avec vivacité ; il se produit des vapeurs très-épaisses d'acide phos-

phorique qui finissent par être absorbées par l'eau. L'azote se trouve encore mêlé avec un peu d'oxygène ; pour l'en séparer, on introduit dans la cloche des bâtons de phosphore qu'on laisse en contact avec ce gaz pendant cinq ou six heures ; au bout de ce temps, tout l'oxygène est absorbé ; mais l'azote retient encore de l'acide carbonique et une petite quantité de vapeur de phosphore. Pour le séparer de ces corps, on le fait passer dans des flacons qu'on remplit de gaz, de manière à ne laisser que très-peu d'eau. Après y avoir introduit un petit fragment de potasse solide, on bouche le flacon et on l'agite ; la potasse se dissout dans l'eau, absorbe l'acide carbonique et la vapeur de phosphore ; le gaz ainsi traité est parfaitement pur.

Deuxième procédé.

On peut encore se procurer l'azote également à l'état de pureté, en faisant un mélange, dans une cloche, de 100 mesures d'air atmosphérique et de 80 mesures de deutoxyde d'azote. Le mélange prend une couleur brun-rougeâtre ; il se forme de l'acide nitreux qui se trouve absorbé par l'eau, il reste 79 mesures de gaz azote, qui, pour être pur, n'a besoin que d'être agité avec un peu de potasse, destinée à absorber la petite quantité d'acide carbonique qui existe dans l'air atmosphérique.

Troisième procédé.

Ce procédé souvent employé dans les laboratoires permet d'obtenir de l'azote très-pur ; il consiste à décomposer l'ammoniaque par le chlore. L'appareil employé pour cette opération est représenté (pl. 2, fig. 19).

On introduit dans le ballon A, une partie de peroxyde de manganèse en poudre et deux parties d'acide chlorhydrique : on chauffe légèrement pour faciliter la réaction ; le chlore qui se dégage se rend, au moyen d'un tube recourbé, dans un flacon tubulé B, rempli aux trois quarts d'une dissolution d'ammoniaque dans l'eau ; il se combine avec l'hydrogène de l'ammoniaque décomposée pour former de l'acide chlorhydrique, lequel acide se combine à son tour avec la partie d'ammoniaque non décomposée et donne naissance à du chlorhydrate d'ammoniaque qui reste dissous dans l'eau. Le gaz azote résultant de la partie d'ammoniaque décomposée, se dégage du mélange en bulles nombreuses que l'on recueille dans une cloche C, en ayant soin toutefois de laisser perdre les premières parties qui se trouvent toujours mélangées avec l'air contenu dans l'appareil.

Lorsqu'on opère d'après ce procédé, il est important d'arrêter le dégagement du chlore avant que toute l'ammoniaque ait été transformée en chlorhydrate : sans cette précaution le chlore réagirait sur le chlorhydrate d'ammoniaque et donnerait naissance à du chlorure d'azote, l'un des fulminants les plus dangereux et les plus énergiques que l'on ait pu produire jusqu'à ce jour. On évite tout danger en ayant soin de maintenir un excès d'ammoniaque libre dans la dissolution du flacon B; on reconnaît qu'il en est ainsi, tant que cette dissolution ramène immédiatement à la couleur bleue, le papier de tournesol préalablement rougi par un acide.

L'azote n'ayant d'autre importance dans les arts que par les combinaisons qu'il forme avec d'autres corps, et notamment avec l'hydrogène et l'oxygène, nous ne nous étendrons pas plus loin sur les autres modes de préparation de ce gaz. Nous dirons seulement qu'on peut encore l'obtenir par deux procédés différents : 1° en faisant passer lentement dans un long tube horizontal en verre, chauffé au rouge et rempli de tournure de cuivre non oxydée, un courant d'air préalablement dépouillé d'acide carbonique et d'humidité. Sous l'influence d'une haute température, l'oxygène de l'air se combine avec le cuivre incandescent et l'oxyde; l'azote devenu libre se dégage par l'autre extrémité du tube à laquelle se trouve adapté un tube recourbé qui amène le gaz sous un flacon plein d'eau; 2° on obtient du gaz azote en grande quantité en faisant bouillir dans un ballon en verre, une dissolution concentrée d'azotate d'ammoniaque. Dans la réaction qui s'opère, l'azote est mis en liberté; on le recueille à la manière ordinaire.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

L'azote est un gaz permanent; il n'a pu être liquéfié jusqu'à présent sans aucune pression, même aux températures les plus basses. A l'état de pureté, il est incolore, sans odeur, ni saveur. Sa pesanteur spécifique ou densité est égale à 0,97.13, par conséquent plus faible que celle de l'air. Ce gaz est absolument inerte; la chaleur n'a d'autre action sur lui que de le dilater. Il est également impropre à la combustion et à la respiration : une bougie enflammée s'éteint instantanément dans ce gaz, de même que tout animal y périt asphyxié. C'est de cette dernière propriété que dérive son nom d'azote ou privatif de la vie.

Le gaz azote est très-peu soluble dans l'eau, qui n'en dissout que les 25/1000 de son volume. A l'état de gaz, il n'a

aucune action sur l'oxygène. Ces deux gaz mêlés dans la proportion de 79 d'azote et de 21 d'oxygène, plus une très-faible quantité d'acide carbonique et de vapeur d'eau, constituent l'air atmosphérique. Ce n'est qu'à l'état de gaz naissant qu'il peut s'unir aux autres corps et former divers composés. Ses combinaisons les plus importantes dans les arts sont celles qu'il forme avec l'hydrogène et l'oxygène. Avec le premier de ces corps, il forme l'ammoniaque; avec le second, il engendre des composés acides, dont le plus important et le plus utile, est l'acide azotique ou nitrique.

USAGES.

Les usages de l'azote sont peu nombreux. On l'emploie avec succès dans les laboratoires pour dessécher certaines substances organiques sur lesquelles l'oxygène pourrait déterminer des réactions.

Air atmosphérique.

L'air atmosphérique n'est qu'un mélange, en proportions uniformes et constantes, d'oxygène et d'azote; il contient, en outre, des quantités variables, mais très-faibles, d'acide carbonique et de vapeur d'eau. C'est à l'air atmosphérique que l'on rapporte la densité des gaz et des vapeurs, en le prenant pour unité.

La composition de l'air atmosphérique n'était pas connue des anciens; ils le considéraient comme un des quatre éléments. Ce ne fut qu'en 1630 que Jean Rey, médecin en Périgord, émit une opinion contraire. Ses observations pleines de justesse ne furent reconnues qu'un siècle et demi plus tard. Enfin, vers la fin du XVIII^e siècle, Lavoisier a prouvé le premier, avec une évidence incontestable, que l'air était un mélange de deux gaz ayant des propriétés distinctes; mais l'imperfection des méthodes de l'ancienne chimie ne lui permit pas de déterminer d'une manière exacte dans quelles proportions ils étaient mêlés, car il déduisit de ses expériences, que l'air était composé de 27 d'oxygène et 72 d'azote, tandis que sa composition réelle est, d'après les expériences de nos analystes les plus distingués, dans le rapport de 79 d'azote et de 21 d'oxygène. Considéré sous ses rapports physiques, l'air est un fluide incolore, transparent, n'ayant ni odeur, ni saveur; il est élastique et compressible; sa densité est de 1770, celle de l'eau étant prise pour unité. L'air joue un rôle important dans un grand nombre de réac-

tions chimiques; il est indispensable à la vie des animaux et des plantes. Pour l'étude chimique et physique des propriétés de l'air, nous renvoyons aux *Manuels de Physique et de Chimie*, qui font partie de l'*Encyclopédie-Roret*.

USAGES.

L'air a des applications nombreuses dans les arts, soit comme agent mécanique, soit comme agent de dessiccation. L'air est aussi utilisé dans les opérations métallurgiques, pour déterminer l'oxydation des métaux chauffés à une haute température. C'est sur la propriété oxydante de l'air que repose la préparation des oxydes de plomb et de mercure.

COMBINAISONS DE L'AZOTE AVEC L'OXYGÈNE.

L'azote forme avec l'oxygène cinq combinaisons bien définies, qui sont :

- 1° Le protoxyde d'azote;
- 2° Le deutoxyde d'azote;
- 3° L'acide azoteux ou nitreux;
- 4° L'acide hypo-azotique ou hypo-nitrique;
- 5° L'acide azotique ou nitrique.

Trois de ces combinaisons sont acides; ce sont : l'acide azoteux, l'acide hypo-azotique et l'acide azotique. Nous renvoyons, pour leur préparation, à la troisième partie de cet ouvrage, spécialement consacrée à la fabrication des acides. Nous ne nous occuperons, pour le moment, que des composés non acides, qui sont le protoxyde et le deutoxyde.

Protoxyde d'azote.

Ce gaz a été découvert par Priestley, en 1776; il ne se rencontre ni libre, ni combiné dans la nature; il est toujours un produit de l'art.

PRÉPARATION.

On peut obtenir ce gaz par deux procédés différents, que nous allons sommairement décrire.

Premier procédé.

On met dans un flacon d'une capacité d'un demi-litre environ, 60 grammes de zinc en morceaux, et on verse dessus

une suffisante quantité d'acide azotique étendu de quatre fois son volume d'eau. On adapte à la tubulure un tube recourbé propre à recueillir le gaz sur la cuve à eau : on laisse perdre les premières portions qui se trouvent mêlées avec l'air contenu dans le flacon. Au bout de quelques minutes, on renverse un flacon plein d'eau sur la planchette de la cuve, au-dessus de l'orifice du tube de dégagement. Le gaz arrive alors en bulles nombreuses dans le flacon et en déplace l'eau qu'il contient. Dès qu'il est rempli, on le retire de dessus la planchette de la cuve et on le remplace par un autre, et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'on se soit procuré tout le gaz dont on a besoin. Le gaz ainsi obtenu est un mélange de protoxyde et de deutoxyde d'azote. En laissant ce mélange gazeux pendant plusieurs jours avec de la limaille de fer non oxydée, le deutoxyde d'azote se décompose et se transforme en protoxyde, en cédant au métal une portion de son oxygène.

Deuxième procédé.

Ce procédé, généralement usité dans les laboratoires de chimie, permet d'obtenir plus facilement ce gaz. On le prépare en chauffant à la lampe à alcool, de l'azotate d'ammoniaque fortement desséché dans un petit ballon en verre, auquel on adapte un tube recourbé pour recevoir le gaz dans des flacons pleins d'eau, sur la cuve à mercure ou sur la cuve à eau. Lorsque le sel est fondu, on chauffe modérément, de manière à ne pas obtenir un dégagement trop rapide, car si la chaleur était trop forte, on pourrait déterminer l'explosion du ballon. Pour éloigner tout danger, il est convenable de n'opérer que sur 5 à 6 grammes d'azotate à la fois. On continue l'opération jusqu'à ce que le gaz n'arrive plus que bulle à bulle, ce qui indique que l'azotate d'ammoniaque a été transformé en protoxyde d'azote et en eau.

La réaction qui donne naissance au protoxyde d'azote peut s'expliquer de la manière suivante : l'hydrogène de l'ammoniaque se combine avec une portion de l'oxygène de l'acide pour former de l'eau ; l'azote s'unit à l'oxygène restant, qui se trouve en proportion convenable pour former du protoxyde d'azote.

Lorsqu'on veut préparer du protoxyde d'azote très-pur, il est essentiel d'employer de l'azotate d'ammoniaque entièrement exempt d'acide chlorhydrique ; car autrement cet acide se décompose pendant l'opération et fournit une certaine quantité de chlore qui reste mélangé avec le gaz. Il

serait cependant facile de s'emparer du chlore, en interposant un flacon laveur, contenant une dissolution de potasse caustique, entre le ballon et le tube qui amène le gaz dans les flacons. Un lait d'hydrate de chaux pourrait remplacer les dissolutions de potasse.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le protoxyde d'azote est un gaz incolore, inodore, ayant une saveur sucrée. Sa densité, d'après Dulong, est de 1527. Comprimé sous une pression de 30 atmosphères et refroidi à 0°, il se liquéfie; à 100° au-dessous de zéro il devient solide. Ce gaz a la propriété d'entretenir la combustion. Un charbon incandescent y brûle presque avec autant de vivacité que dans le gaz oxygène. Une des propriétés les plus intéressantes de ce gaz est de produire, dit-on, chez les individus qui le respirent, une douce ivresse accompagnée de sensations délicieuses et d'un rire inextinguible. Ce qui lui a fait donner le nom de gaz *hilariant*. 100 parties de ce gaz renferment en poids :

Azote ou nitrogène.	63.67
Oxygène.	36.33
	<hr/>
	100.00

En volume :

Azote ou nitrogène. . ,	100 parties
Oxygène.	50

Ce gaz est sans usages.

Deutoxyde d'azote ou de nitrogène.

Le deutoxyde d'azote a été découvert par Hales; mais sa composition et ses propriétés n'ont été bien connues que par les travaux des chimistes modernes. De même que le protoxyde, ce gaz ne se rencontre ni libre, ni combiné dans la nature.

PRÉPARATION.

On obtient ce gaz en décomposant l'acide azotique par un métal. On introduit dans un petit ballon en verre, 30 grammes de mercure ou de tournure de cuivre, et on ajoute 50 à 60 grammes d'acide azotique étendu de quatre fois son volume d'eau. Cela fait, on ferme le ballon avec un bouchon traversé d'un tube abducteur pour recueillir le gaz (*voyez la*

disposition de l'appareil, pl. 2, fig. 20). Pour faciliter la réaction, on chauffe légèrement le ballon au moyen d'une lampe à alcool : il se produit presque immédiatement des vapeurs rouges rutilantes, provenant de la combinaison du deutroxyde d'azote avec l'oxygène de l'air contenu dans le ballon. Ces vapeurs sont de l'acide hypoazotique, et se dissolvent entièrement dans l'eau. Lorsque tout l'oxygène a été combiné, le gaz devient incolore ; on peut alors le recueillir dans des flacons pleins d'eau, qu'on place successivement sur la planchette de la cuve à eau ou à mercure, au-dessus de l'orifice du tube de dégagement.

Il est important de ne chauffer que très-faiblement le ballon, car si la réaction s'opérait à une température trop élevée, on obtiendrait un mélange de protoxyde et de deutroxyde d'azote ; il est également essentiel d'employer de l'acide étendu de quatre fois son volume d'eau, au moins ; l'opération est plus lente que si on employait l'acide à un plus haut degré de concentration, mais on obtient du deutroxyde d'azote entièrement exempt de protoxyde.

La théorie de cette réaction peut s'expliquer comme il suit : une partie de l'acide azotique se décompose en deutroxyde d'azote qui se dégage, et en oxygène qui, se combinant au métal, le transforme en deutroxyde ; ce deutroxyde se combine à son tour, avec la portion d'acide azotique non décomposée, et donne naissance à un azotate de mercure ou de cuivre, suivant le métal que l'on a employé.

Deuxième procédé.

On se procure encore du deutroxyde d'azote très-pur, en opérant comme il suit : on prend deux volumes égaux d'acide chlorhydrique : on chauffe l'un avec de la limaille de fer, pour le transformer en protochlorure de fer, que l'on ajoute ensuite au volume d'acide chlorhydrique mis en réserve. On introduit ce mélange dans un ballon en verre contenant de l'azotate de potasse très-pur ; on adapte au ballon un tube abducteur pour recueillir le gaz, dont on facilite la production et le dégagement au moyen de la chaleur.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le deutroxyde d'azote est un gaz incolore, n'ayant par lui-même aucune réaction acide ; mais, dès l'instant qu'il se trouve en contact avec l'air, il absorbe une quantité d'oxygène égale à celle qu'il renferme, et se transforme en vapeurs rouges, qui sont de l'acide hypo-azotique. Il possède alors

une réaction acide très-prononcée, et rougit immédiatement la teinture bleue de tournesol.

Le deutoxyde d'azote est très-peu soluble dans l'eau; mais il se dissout en très-grande quantité dans l'acide azotique concentré; il est absorbé par les sels de protoxyde de fer, qui prennent une couleur brune très-prononcée. On utilise cette propriété pour séparer le deutoxyde d'azote du protoxyde, sur lesquels les mêmes sels de fer sont sans action.

Le deutoxyde d'azote est composé de 2 volumes d'azote et 2 volumes d'oxygène unis ensemble, sans aucune condensation de volume, d'où il résulte que sa composition en poids est de :

Azote ou nitrogène.	46	67
Oxygène.	53	33
	<hr/>	
	100	00

Ce gaz est employé pour l'acidification du soufre dans la fabrication de l'acide sulfurique.

COMBINAISON DE L'AZOTE AVEC L'HYDROGÈNE.

Ammoniaque.

ÉTAT NATUREL.

L'ammoniaque existe dans la nature sous des états bien divers; mais on la trouve principalement à l'état de combinaison avec les acides carbonique et acétique dans les produits des matières azotées en putréfaction; l'ammoniaque se forme aussi en quantité considérable pendant la distillation des matières animales, de la houille, et en général de toutes les substances organiques qui contiennent de l'azote.

COMPOSITION.

L'ammoniaque était connue des anciens chimistes, mais ils n'en connaissaient pas la composition, qui n'a été révélée que par les chimistes modernes. D'après les analyses les plus récentes, le gaz ammoniac est composé de 1 équivalent d'azote et 3 équivalents d'hydrogène condensés en deux volumes. Nous ferons remarquer que le nom d'ammoniaque que l'on donne à ce produit n'est pas conforme aux principes de

la nomenclature chimique qui fait dériver les noms des corps composés du nom de leurs composants. D'après cette loi, l'ammoniaque devrait prendre le nom d'azoture d'hydrogène, le seul qui exprime sa composition ; mais dans le commerce, les arts, et même dans les fabriques de produits chimiques, l'ancien nom est encore généralement employé.

PRÉPARATION.

On prépare le gaz ammoniac en décomposant le chlorhydrate d'ammoniaque par la chaux. On introduit dans un petit ballon en verre, 1 partie de chlorhydrate d'ammoniaque pulvérisé et deux parties de chaux en poudre. On adapte au col du ballon un tube abducteur qui se rend dans une éprouvette pleine de mercure et placée sur une cuve à mercure (voyez pl. 2, fig. 21). On chauffe légèrement la cornue ; l'acide chlorhydrique se décompose ; son hydrogène se combine avec l'oxygène de la chaux et forme de l'eau ; le chlore se combine avec le calcium et donne naissance à du chlorure de calcium, tandis que l'ammoniaque devenue libre se dégage ; si on veut avoir ce gaz parfaitement sec, on lui fait traverser un tube rempli de fragments de potasse caustique.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

L'ammoniaque est un gaz incolore, sa saveur est âcre et caustique ; son odeur vive et pénétrante excite le larmoiement. Sa densité varie entre 0,590 et 0,596 ; soumis à un froid de 43°, il passe à l'état liquide, mais il reprend sa forme gazeuse à mesure que la température s'élève au-dessus de ce terme : une forte pression produit le même effet que le froid. Lorsqu'on fait passer ce gaz à travers un tube de porcelaine chauffé au rouge, il est partiellement décomposé en gaz hydrogène et en gaz azote. L'étincelle électrique le décompose aussi. Sa composition en poids est de :

Azote.	82.40
Hydrogène.. . . .	17.60
	<hr/>
	100.00

Le gaz ammoniac est très-soluble dans l'eau ; on utilise cette propriété pour préparer l'ammoniaque liquide ou alcali volatil.

PRÉPARATION DE L'AMMONIAQUE LIQUIDE EN GRAND.

La fabrication de l'ammoniaque et des sels ammoniacaux constitue une branche d'industrie très-importante. Nous ne nous occuperons pour le moment que de l'ammoniaque liquide, qu'on peut préparer par deux procédés différents : 1° par la décomposition du sulfate ou du chlorhydrate d'ammoniaque au moyen de la chaux; 2° par la distillation sur la chaux, des eaux ammoniacales provenant des eaux du gaz de houille. Ce nouveau procédé, dont l'initiative appartient à M. Mallet, a opéré une révolution complète dans la fabrication des produits ammoniacaux.

Premier procédé. — Description de l'appareil.

(Pl. 2, fig. 22) ABCD, massif du fourneau; E, foyer; F, cendrier; G, grille; H, tour de flamme; I, I, cucurbite en fonte, ayant une ouverture K d'un assez grand diamètre, et qui sert à l'introduction du mélange; elle se ferme avec un couvercle que l'on fixe au moyen d'une griffe munie d'une vis de pression. Vers la circonférence de la cucurbite, et à sa partie supérieure, existe un tuyau L, sur lequel s'adapte le tube en plomb M destiné à conduire les gaz dans la tourille N, d'où part un autre tube qui vient plonger à quelque distance du fond de la deuxième tourille P, placée dans un baquet, et de là dans une troisième tourille. La première et la seconde tourille sont munies de tubes de sûreté SS', et à la partie inférieure de ces vases, sont soudées des cannelles TT pour en retirer le liquide; les cannelles de la deuxième et de la troisième tourille traversent les baquets.

Une précaution essentielle à observer, c'est de ne faire plonger le tube M que 1 décimètre environ dans la tourille N.

L'appareil étant disposé et prêt, on introduit dans la deuxième et dans la troisième tourille de l'eau jusqu'aux 2/3 de leur capacité, ce qui équivaut à 22 kilog. de liquide environ; et pour ne pas démonter l'appareil, on verse cette eau par le tube de sûreté qui doit être à cet effet d'un assez large diamètre pour recevoir la douille d'un entonnoir. On introduit ensuite dans l'appareil, par l'ouverture K, alternativement, 30 kilog. de sulfate d'ammoniaque calciné, et 30 kilog. de chaux vive éteinte par l'eau et refroidie. Lorsque tout le mélange est introduit, on ferme le couvercle, et l'on procède à la conduite de l'opération en se fixant sur le dégagement du gaz, qui ne doit être ni trop lent, ni trop ra-

pide. Lorsqu'il n'y a plus de dégagement sensible, on laisse refroidir l'appareil, et par un tampon V, pratiqué sur l'appareil, on y introduit 20 kilog. d'eau; puis on remue la matière avec une tige de métal, et l'on chauffe de nouveau. Lorsque l'opération est terminée, on ouvre le tampon pour éviter l'absorption. On soutire l'ammoniaque contenue dans la seconde tourille pour la renfermer dans des dames-jeannes en grès. Il doit porter 22°; on en obtient 29 kilog. Pour procéder à une nouvelle opération, on passe les liqueurs de la troisième dans la seconde, et dans celle-ci on introduit de l'eau; les liqueurs contenues dans la première marquent de 12 à 15°; on les soutire, et on les emploie dans une opération suivante pour remplacer l'eau que l'on verse dans l'appareil. L'opération terminée, on vide l'appareil à l'aide d'une cuiller en fer.

Dans cette opération, l'acide sulfurique du sulfate d'ammoniaque ayant plus d'affinité pour la chaux, se porte sur cette base, et l'ammoniaque se dégage à l'état du gaz qui vient se dissoudre dans l'eau.

L'ammoniaque obtenue par ce procédé a toujours une odeur empyrcumatique, odeur qui provient du sulfate, qui est impur. Pour obtenir de l'ammoniaque exempte de cette odeur, il faut employer du sulfate à peu près pur.

Dans les laboratoires où l'on veut préparer ce corps en petite quantité, on introduit le mélange de sulfate pur et de chaux, dans une cornue à laquelle on adapte un tube destiné à amener le gaz dans un flacon de Woulf, où l'on ne met qu'une petite quantité d'eau pour le laver; à ce flacon on place un tube qui conduit le gaz dans un autre flacon rempli aux 2/3 d'eau distillée, et on termine l'appareil par un troisième flacon qui contient également de l'eau pour en condenser l'excès. (Voir l'appareil, pl. 2, fig. 23.)

On peut aussi remplacer le sulfate d'ammoniaque par le chlorhydrate réduit en poudre; mais alors il faut mettre la chaux dans le rapport de 2 à 1. Ce mode de préparation est plus coûteux, parce que, d'une part, le sel revient plus cher que le sulfate; et que, de l'autre, on est obligé de briser la cornue pour retirer le chlorure de calcium.

Deuxième procédé.—Extraction de l'ammoniaque des eaux provenant du gaz de la houille ou gaz d'éclairage.

Ce procédé, comme nous l'avons dit, est dû à l'initiative de M. Mallet. Ce chimiste ayant reconnu que les eaux de condensation du gaz de houille contenaient différents sels, et

otamment du carbonate, acétate, sulphydrate et sulfocyanhydrate d'ammoniaque, il chercha le moyen d'en isoler l'ammoniaque sans avoir recours à la concentration des liqueurs, ce qui aurait occasionné une dépense considérable de main-d'œuvre et de combustible. Après de nombreuses expériences, il reconnut que les bases alcalines puissantes, telles que la soude, la potasse et principalement la chaux, remplit parfaitement les conditions du problème qu'il s'était attaché à résoudre. Mais il en coûte souvent beaucoup pour transformer une opération de laboratoire en une opération manufacturière; aussi ce ne fut qu'après de longs et pénibles travaux que M. Mallet parvint à surmonter les difficultés dont sa découverte était environnée. Aujourd'hui cette nouvelle et importante branche d'industrie est en pleine prospérité; les procédés de M. Mallet sont tellement sûrs et pratiques, la matière première est tellement abondante que depuis l'exploitation en grand de ces procédés, le prix de revient de l'ammoniaque et des sels ammoniacaux ont diminué de plus de moitié.

En résumé, le procédé de M. Mallet consiste à traiter les eaux ammoniacales provenant des usines à gaz par de la chaux hydratée; les sels que ces eaux contiennent sont décomposés et l'ammoniaque devient libre. Pour l'isoler du liquide aqueux auquel elle se trouve mêlée, il suffit de distiller ce liquide. M. Mallet a encore rendu cette opération plus économique et partant plus manufacturière, par l'adoption de l'appareil que nous avons représenté pl. 2, fig. 24, et dont nous donnerons une description sommaire avant d'entrer dans les détails pratiques de l'opération.

DESCRIPTION DE L'APPAREIL.

Cet appareil se compose d'une première chaudière en tôle A, d'une capacité de 12 à 1,500 litres, montée sur un fourneau en maçonnerie ayant un foyer B. Elle est munie d'un agitateur C, destiné à maintenir la chaux en suspension dans le liquide pendant l'opération. Le couvercle de cette chaudière porte une large ouverture qu'on ferme par un obturateur D; un tube E, adapté sur le même couvercle, communique avec une deuxième chaudière F, ayant la même capacité que la première et munie comme celle-ci d'un agitateur et d'une ouverture fermée par un obturateur. Cette deuxième chaudière communique avec un vase G, par le tuyau U, destiné à porter les vapeurs fournies par les chaudières dans les eaux ammoniacales contenues dans ce vase.

Sur le couvercle de ce même vase est soudé un tube plongeur terminé par un large entonnoir servant à y introduire un lait de chaux. Enfin, dans la partie supérieure du vase G et au-dessus du niveau du liquide, un tube H amène la vapeur aqueuse et ammoniacale dans un serpentín vertical I à enveloppe close, lequel communique avec un deuxième serpentín J également clos. L'eau qui s'est condensée dans ces deux serpentíns et le gaz ammoniac arrivent l'un et l'autre dans un récipient à trois tubulures K : de la deuxième tubulure de ce vase, la vapeur est conduite par un tube recourbé dans un deuxième vase semblable, mais plus petit L, rempli aux deux tiers d'une dissolution de soude caustique à 12 ou 15 degrés Baumé ; enfin deux autres vases semblables encore aux premiers M, N et leur faisant suite, contiennent : le vase M de l'huile, et le vase N de l'eau seulement. Ce dernier vase porte un tube recourbé qui dirige les vapeurs ammoniacales les plus pures dans un récipient cylindrique en plomb O, contenu dans un deuxième vase dans lequel on fait arriver un courant d'eau froide pendant toute la durée du travail. Nous ajouterons que le récipient O est muni comme les vases épurateurs, d'un tube de sûreté terminé par un entonnoir et d'un robinet de vidange traversant le vase rempli d'eau. Un vase supérieur P sert de réservoir aux eaux ammoniacales brutes qu'on dirige au moyen d'un tube muni d'un robinet S dans le vase qui sert d'enveloppe au serpentín I. Enfin, ce même vase qui sert d'enveloppe au serpentín porte sur son couvercle un tube recourbé Q, destiné à diriger la vapeur ammoniacale qui se dégage de ce vase dans un réservoir R en plomb contenant de l'acide sulfurique à 50 degrés Baumé. L'ammoniaque se combine avec l'acide sulfurique et forme du sulfate d'ammoniaque.

Nota. — A l'exception des chaudières et des enveloppes des serpentíns qui sont en fer, toutes les autres parties sont en plomb.

CONDUITE DE L'OPÉRATION.

Les eaux ammoniacales qui proviennent des usines à gaz marquent, terme moyen, 2 degrés à l'aréomètre Baumé. Lorsqu'on commence pour la première fois, on remplit aux trois quarts de leur capacité, les chaudières A et B d'eau ammoniacale brute et on y ajoute à raison de 800 à 1000 grammes de chaux parfaitement éteinte par hectolitre. Si la chaux est de bonne qualité, les quantités que nous indi-

quons sont toujours suffisantes pour mettre en liberté toute l'ammoniaque.

Les chaudières A et F étant chargées, on remplit également d'eau ammoniacale brute, le vase G et le vase qui sert d'enveloppe au serpentín I; on remplit avec de l'eau froide le vase qui sert d'enveloppe au serpentín J destiné à refroidir les vapeurs d'ammoniaque qui circulent dans ledit serpentín.

Enfin on remplit aux deux tiers de leur capacité, les récipients L, M, N : le premier avec une dissolution de soude caustique à 12 ou 15 degrés, le deuxième avec de l'huile d'olive, et le troisième avec de l'eau pure. Le récipient condensateur O est à moitié rempli d'eau.

Tout étant ainsi disposé, on allume le feu sous la chaudière A. Celle-ci ne tarde pas à entrer en ébullition. Les vapeurs ammoniacales qui s'en dégagent se rendent dans la chaudière F par le tube E; là elles se condensent jusqu'à ce que les eaux ammoniacales brutes que renferment cette chaudière aient acquis la température de l'ébullition. Les vapeurs ammoniacales des deux chaudières passent alors dans le vase G contenant un lait de chaux; là elles subissent un commencement d'épuration, puis se rendent dans le serpentín I, où elles éprouvent une condensation partielle en abandonnant la chaleur au liquide ammoniacal qui baigne ce serpentín. Une petite quantité de la vapeur produite par ce liquide passe dans le tube recourbé Q et arrive dans le réservoir R contenant de l'acide sulfurique à 50 degrés. La vapeur ammoniacale se combine avec cet acide et donne naissance à du sulfate d'ammoniaque.

Les vapeurs ammoniacales condensées dans le serpentín I s'écoulent avec la vapeur non condensée dans le deuxième J, qui est, comme nous l'avons dit, refroidi par de l'eau seule.

L'eau qui s'est condensée dans ces deux serpentíns et le gaz ammoniac arrivent dans le grand récipient K; à mesure que celui-ci s'emplit, on en retire le liquide au moyen de la pompe Z qui le dirige dans le vase laveur G, pour en dégager le gaz qu'il contient.

Les vapeurs échappées à la condensation, beaucoup plus riches en ammoniaque, passent successivement dans les trois vases ou récipients épurateurs L M N, contenant : le premier, de la soude caustique qui retient les diverses matières odorantes; le deuxième, de l'huile d'olive ou d'œillette qui s'empare des carbures dégagés par le goudron tenu en suspension dans les eaux ammoniacales brutes; le troisième récipient ne contient que de l'eau pure. Enfin, ce dernier

vase porte un tube recourbé qui dirige les vapeurs ammoniacales dans le récipient cylindrique O, rempli à moitié d'eau pûre. Quand celle-ci, convenablement saturée d'ammoniaque, donne un liquide qui marque 21° à 22° Cartier, on le soutire dans des bombonnes en grès que l'on ferme exactement. On remplit de nouveau au tiers ou à moitié de sa capacité, ce récipient avec de l'eau; on emploie ordinairement l'eau d'un récipient supérieur.

Dans un travail continu, la manière de procéder est fort simple. Lorsqu'on s'est assuré que le liquide de la chaudière A ne contient plus d'ammoniaque (ce qu'on reconnaît lorsqu'en ouvrant un petit robinet placé sur le couvercle de cette chaudière, la vapeur qui s'en dégage a perdu toute odeur ammoniacale), on ouvre le robinet de vidange pour la décharger; cela fait, on ferme le robinet et on remplace le liquide par celui de la chaudière F; celle-ci est chargée à son tour avec l'eau ammoniacale brute qui s'est échauffée dans le vase qui entoure le serpentín I: le liquide enlevé à ce vase est enfin remplacé par une quantité équivalente d'eau ammoniacale brute que l'on fait arriver du réservoir supérieur P. On introduit dans la chaudière F, la quantité de chaux en poudre précédemment indiquée, c'est-à-dire 800 à 1000 grammes par 100 litres d'eau ammoniacale, et l'on continue de même pour les opérations ultérieures.

La durée de chaque chauffe est d'une heure environ; il est important que l'ouvrier qui dirige l'appareil fasse tourner de temps à autre les agitateurs placés dans les chaudières A et F. Sans cette précaution, une grande partie de la chaux employée se précipiterait et n'aurait aucune action directe sur les eaux ammoniacales. Il est important aussi de maintenir l'eau de la cuve qui entoure le serpentín J à une température suffisamment basse, afin de pouvoir condenser dans le serpentín la plus grande partie de la vapeur d'eau qui se trouve mêlée à la vapeur d'ammoniaque.

Nous ferons remarquer que le procédé et l'appareil de M. Mallet s'appliquent également avec les mêmes avantages à l'extraction de l'ammoniaque des eaux vannes ou urines putréfiées.

L'ammoniaque liquide que l'on obtient par ce procédé est moins pure que celle que l'on retire du chlorhydrate ou du sulfate d'ammoniaque raffinés; mais en cet état, on l'emploie avec avantage dans un grand nombre d'opérations de l'industrie où elle remplace l'ammoniaque parfaitement pure. Nous décrirons bientôt l'opération par laquelle on peut l'épurer, mais avant, nous présenterons le compte approximatif

de la fabrication de l'ammoniaque liquide tel qu'il a été établi par le savant professeur de chimie du Conservatoire des arts et métiers.

Compte de fabrication de l'ammoniaque liquide extraite des eaux du gaz d'éclairage.

Eau ammoniacale à 2° 1/4 ou 2° 1/2, 10,000 litres à 10 fr.	100 fr. »
Chaux, 500 kilog. à 4 fr. les 100 kilog.	20 »
Houille, 5 hectol. à 3 fr. les 100 litres.	15 »
Main-d'œuvre.	21 »
Frais de transport des eaux et du produit.	28 »
Réparations, intérêts, frais imprévus.	18 »
	<hr/>
	202 »

Produit.

700 kilogrammes d'ammoniaque liquide à 21 degrés Cartier, ce qui met le prix de revient des 100 kilog. à 28 f. 85 c.

DE LA RECTIFICATION DE L'AMMONIAQUE LIQUIDE.

Tous les chimistes qui ont écrit sur la fabrication de l'ammoniaque extraite des eaux vannes ou des eaux du gaz d'éclairage ont omis de parler de sa rectification. Cette dernière opération est toujours indispensable pour avoir un produit pur et complètement incolore; car l'ammoniaque telle qu'on l'obtient par le procédé que nous venons de décrire, ne tarde pas à s'altérer et à contracter une coloration jaune due probablement à la présence de divers carbures d'hydrogène (1).

DESCRIPTION DE L'APPAREIL DE RECTIFICATION.

Cet appareil est représenté pl. 2, fig. 25.

A, chaudière en fer battu de la capacité de 15 hectolitres environ.

BB, fourneau en briques.

C, foyer à grille.

DD, couvercle de la chaudière.

E, tuyau en S terminé par un entonnoir; il sert à introduire l'ammoniaque dans la chaudière; il sert aussi comme tube de sûreté.

(1) On ne doit procéder à la rectification de l'ammoniaque brute que 5 à 6 mois après sa préparation.

F, tuyau col de cigne qui porte la vapeur ammoniacale de la chaudière dans le récipient G.

G, premier récipient épurateur ; il contient une dissolution de soude caustique à 15° Baumé. On prépare la lessive caustique de soude avec des cristaux de soude qu'on fait dissoudre dans 8 fois leur poids d'eau bouillante : on ajoute à cette solution un poids de chaux égal à celui de la soude et on fait bouillir le mélange pendant 1 ou 2 heures, afin de transformer complètement le carbonate de soude en soude hydratée ou caustique. L'opération se fait dans une chaudière en fonte très-propre : on enlève le feu et on laisse la liqueur se clarifier par le repos, ce qui a ordinairement lieu au bout de 8 à 10 heures. Comme cette solution est encore très-faible, on la sépare du dépôt par décantation et on la concentre à 20 degrés Baumé dans une deuxième chaudière en fonte. Pour éviter que la soude n'absorbe l'acide carbonique de l'air, on recueille la solution dans des tourilles de grès que l'on ferme exactement. Pour employer cette solution de soude à l'épuration de l'ammoniaque, on la ramène à 12 ou 15 degrés par l'addition d'une suffisante quantité d'eau.

H, tuyau transmettant les vapeurs au récipient J.

J, deuxième récipient épurateur semblable au premier et contenant de l'huile d'olive

K, tuyau transmettant les vapeurs du récipient J au récipient L ; celui-ci ne contient que de l'eau : il porte la vapeur ammoniacale parfaitement épurée par son passage dans les trois récipients G, J et L dans le récipient condenseur M ; ce récipient se compose d'un cylindre horizontal percé d'un trou dans lequel on a soudé un tube en plomb N terminé par un entonnoir : il est aussi muni à sa partie inférieure d'un robinet O qui sert à soutirer la solution d'ammoniaque lorsque celle-ci marque 21 degrés Cartier.

PP, bassin rempli d'eau froide dans lequel se trouve placé le condenseur M.

CONDUITE DE LA RECTIFICATION.

On introduit dans la chaudière A, au moyen de l'entonnoir S, 10 hectolitres d'ammoniaque liquide brute provenant de la distillation directe des eaux du gaz sur la chaux ; on remplit également aux deux tiers de leur capacité les récipients G, J, L. Comme nous l'avons déjà dit, le premier contient une solution de soude caustique à 12 ou 15 degrés, le deuxième de l'huile, et le troisième ne doit contenir que de l'eau. On remplit aussi, mais au tiers seulement, de sa

capacité, le récipient condensateur M, avec de l'eau distillée, ou de l'eau de pluie, ou même de l'eau ordinaire préalablement épurée par une addition de 50 à 60 grammes de sulfate d'alumine par hectolitre.

Tout étant convenablement disposé, on allume le feu dessous la chaudière A. Le liquide contenu dans cette chaudière ne tarde pas à bouillir. L'ammoniaque plus volatilisable que l'eau, se réduit la première en vapeur et passe par le tuyau F, dans le premier récipient épurateur G, où elle se dépouille de toute odeur autre que la sienne, au contact de la solution de soude caustique que ce récipient renferme. De là, elle passe par le tuyau H dans l'huile du récipient J, qui s'empare des carbures et des huiles volatiles : elle entre ensuite par le tuyau K, dans le troisième et dernier récipient épurateur L, qui ne contient que de l'eau. Enfin, la vapeur d'ammoniaque convenablement épurée par son passage successif dans les trois vases précédents, monte dans le tuyau V et vient se condenser et se dissoudre dans l'eau du récipient condensateur M. Pour que la condensation de la vapeur d'ammoniaque soit aussi complète que possible, il faut que l'eau qui entoure ce récipient soit maintenue à une très-basse température.

On continue à faire arriver l'ammoniaque dans l'eau du condensateur M, jusqu'à ce que la solution marque, à la température de 15 degrés centigrades, 21 degrés à l'aréomètre Cartier ; il est facile de reconnaître le degré de la solution en soutirant un peu de liquide au moyen du robinet O ; en versant ce liquide dans une éprouvette et y plongeant le pèse-liqueur, l'instrument indiquera le degré réel de la solution, en admettant toutefois qu'on opère à la température normale de 15 degrés centigrades.

Quoi qu'il en soit, lorsque le liquide marque 21 degrés à l'aréomètre Cartier (qui est le degré commercial de l'ammoniaque liquide), on le soutire dans des tourilles ou bombonnes en grès que l'on ferme avec des bouchons de même matière, en ayant la précaution de garnir le joint avec un mastic résineux, afin d'empêcher la déperdition de l'ammoniaque.

Dès que l'ammoniaque est soutirée, on remplit de nouveau le récipient condensateur O, au tiers de sa capacité, avec de l'eau ; on continue ainsi l'opération jusqu'à ce que le liquide de la chaudière A soit entièrement épuisé d'ammoniaque. On soutire alors ce liquide, purement aqueux, par le robinet de vidange adapté au fond de la chaudière, et si on veut continuer à rectifier de nouvelles quantités d'ammoniaque, on le

remplace par 10 hectolitres d'ammoniaque brute et on continue ainsi.

Quant aux liquides épurants contenus dans les récipients G, J, L, lorsqu'ils ont perdu leur action utile, on les remplace par les mêmes produits neufs; on peut, dans un travail continu, utiliser l'ammoniaque qu'ils renferment au profit d'opérations ultérieures; cependant, comme ces résidus sont excessivement impurs, on ne les ramène que très-rarement dans la fabrication de l'ammoniaque liquide; on les emploie presque toujours pour la préparation du sulfate ou du chlorhydrate d'ammoniaque qu'on purifie ensuite par des procédés que nous décrirons lorsque nous traiterons de la fabrication des sels ammoniacaux.

Lorsqu'on opère avec soin, la perte occasionnée par cette rectification s'élève en moyenne à 6 p. 100 du produit brut, c'est-à-dire que les 1000 kilogrammes d'ammoniaque impure produisent 940 kilogrammes d'ammoniaque rectifiée. Comme nous l'avons déjà fait remarquer, on doit, à l'exception de la chaudière, construire toutes les autres parties de l'appareil en plomb. Nous ferons remarquer aussi, qu'on peut remplacer la distillation à feu nu par l'emploi de la vapeur d'eau, surchauffée par son passage sur des métaux en fusion. Ce moyen nous paraît préférable au premier.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

L'ammoniaque liquide est complètement incolore; son odeur est vive et pénétrante, et doit être franchement ammoniacale. Elle ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide; elle neutralise les acides les plus énergiques. L'ammoniaque liquide contient environ 600 fois son volume de gaz ammoniac, et par cette absorption, le volume de l'eau augmente dans le rapport de 6 à 10, c'est-à-dire que 6 volumes d'eau peuvent produire 10 volumes d'ammoniaque à 21 degrés Cartier. La chaleur dégage complètement le gaz de cette dissolution, et c'est sur cette propriété qu'est fondée la purification de l'ammoniaque. La densité de l'ammoniaque liquide à 21^o Cartier, est de 0,900, elle est par conséquent moins dense que l'eau pure.

Davy a donné un tableau de la quantité d'ammoniaque réelle que contiennent des dissolutions ammoniacales de différents poids spécifiques; ce tableau étant très-utile à consulter, nous avons cru devoir le placer sous les yeux de nos lecteurs.

Table des densités de l'ammoniaque.

Pesanteur spécifique.	Ammoniaque.	Eau.
0.8750..	32.50..	67.50
0.8875..	29.25..	70.75
0.9000..	26.00..	74.00
0.9054..	25.37..	74.00
0.9166..	22.07..	77.63
0.9255..	19.54..	80.46
0.9326..	17.52..	82.48
0.9385..	15.88..	84.12
0.9435..	14.53..	85.47
0.9476..	13.46..	86.54
0.9513..	12.40..	87.60
0.9545..	11.56..	88.44
0.9573..	10.82..	89.18
0.9597..	10.17..	89.83
0.9619..	9.60..	90.40
0.9692..	9.50..	90.50

USAGES.

L'ammoniaque liquide est employée en médecine, tant à l'intérieur qu'à l'extérieur. A l'intérieur, on l'emploie avec avantage pour annihiler les effets de l'ivresse; il suffit, dans ce cas, d'en mettre quelques gouttes dans un verre d'eau, qu'on prend comme boisson. A l'extérieur, on s'en sert pour faire des frictions; elle entre aussi dans la composition de l'eau sédative de Raspail. Dans les laboratoires, on s'en sert comme réactif. Dans les arts, on en emploie de grandes quantités pour la préparation de l'orseille.

SECTION QUATRIÈME.

SOUFRE.

Équivalent = 200.

ÉTAT NATUREL.

Le soufre fut connu de toute antiquité. Il se rencontre abondamment dans la nature à l'état de pureté, mélangé et combiné. A l'état de pureté ou natif, on le trouve ordinairement dans les produits volcaniques; il forme alors des cris-

taux octaèdres symétriques, à base rhombe ; mais le plus souvent, il est intimement mélangé avec les terres qui recouvrent les environs des volcans, soit éteints ou en activité. On le trouve aussi en combinaison avec un grand nombre de métaux, à l'état de sulfure ; uni avec l'oxygène et les bases, il forme la classe si nombreuse et si importante des sulfates. Certaines sources d'eaux thermales en contiennent aussi en combinaison avec l'hydrogène ; enfin, ce corps se rencontre en diverses proportions et sous divers états, dans la plupart des substances organiques des deux règnes.

EXTRACTION.

D'après ce qui précède, on voit que le soufre se rencontre dans la nature sous divers états ; mais la plus grande partie de celui que l'on emploie dans les arts, s'extrait des matières terreuses avec lesquelles il est mélangé, et que l'on trouve si abondamment aux environs des volcans et des solfatares. Les exploitations de la Sicile sont les plus importantes.

Premier procédé.

Lorsque les matières sont très-riches en soufre natif, ce procédé offre le moyen d'extraction le plus simple et le plus avantageux. Il consiste à chauffer les matières jusqu'à fusion du soufre. On emploie pour cette opération une chaudière en fonte de fer A, pl. 2, fig. 26, montée sur un fourneau en maçonnerie BB, muni d'une grille C, sur laquelle on brûle le combustible.

Après avoir chargé la chaudière aux quatre cinquièmes de sa capacité avec les matières dont on veut extraire le soufre, on allume le feu au foyer C. On chauffe modérément, car il est important de ne pas élever la température au-dessus de 220 à 230 degrés, parce que, à une température supérieure, le soufre s'enflamme à l'air libre. Pendant l'opération, on remue la matière avec un ringard, et lorsque la fusion du soufre est opérée, on laisse reposer pendant quelques heures, afin que les matières terreuses puissent gagner le fond de la chaudière. Le soufre fondu et parfaitement limpide, est alors décanté à l'aide d'une cuiller en fer, dans des vases en tôle galvanisée, légèrement évasés par le haut, afin de pouvoir en retirer facilement le soufre solidifié, après le refroidissement.

Le soufre ainsi obtenu est connu sous le nom de soufre brut. Il n'est point pur, et contient en moyenne 12 p. 100 de son poids de matières terreuses. Cependant, dans cet état, on

'emploi pour diverses opérations et principalement pour la fabrication de l'acide sulfurique.

Les résidus terreux provenant de l'opération retiennent encore une assez grande quantité de soufre qu'on peut facilement en extraire, soit au moyen d'une distillation dans des vases de terre, soit par le procédé suivant, qui fournit un résultat analogue.

Deuxième procédé.

Toutes les matières premières ne sont pas également riches en soufre. Il y en a, et c'est la plus grande partie, où ce corps ne s'y trouve que dans des proportions relativement peu considérables. Il serait alors peu avantageux de chercher à l'en extraire par le premier procédé, parce que la plus grande partie resterait mélangée avec le résidu.

On obvie à cet inconvénient, en traitant ces matières pauvres en soufre, dans une espèce de four conique en briques, ayant beaucoup d'analogie avec ceux qu'on emploie dans les pays du nord, pour la cuisson de la chaux. (*Voyez la pl. 2, g. 27.*)

La manière d'opérer est simple. On commence par jeter au fond de ce four une certaine quantité de soufre impur, qu'on allume. Quand la combustion est bien établie, on ajoute successivement et par petites portions à la fois, des fragments de mine. On conçoit qu'une partie du soufre est perdue, puisque c'est le seul corps qui entretient la combustion; mais une partie bien plus considérable échappe à la combustion et s'écoule dans la partie inférieure du fourneau, d'où elle sort par une ouverture pour se rendre dans une espèce d'auge en fonte, où elle se solidifie.

Le soufre obtenu par ce procédé est encore moins pur qu'en suivant le premier; mais il est toujours facile d'en séparer les matières qui l'altèrent, par une opération connue sous le nom de purification ou de raffinage, que nous décrirons bientôt.

Troisième procédé.

Ce troisième mode, qui s'applique également au traitement des minerais peu riches en soufre, a pour base la distillation. Cette distillation se pratique dans une espèce de galère (*voyez pl. 2, fig. 28*), dans laquelle on place des creusets de terre cuite, ayant environ 1 mètre de hauteur, et une largeur telle que leur capacité soit de 50 litres environ. Ils sont placés sur deux rangs, au nombre de six de chaque côté de la galère. On les remplit de fragments de minéral, enfermant en moyenne 12 p. 100 de soufre; on place en-

suite le couvercle, qu'on lute avec un peu d'argile. A la partie supérieure et latérale existe une ouverture à laquelle on adapte un tuyau de terre incliné, qui amène le soufre distillé dans un second vase placé à côté, et dont le fond percé communique avec un récipient plein d'eau.

Les choses ainsi disposées, on allume le feu dans le fourneau. La flamme s'élève entre l'espace libre qui existe entre les deux rangées de creusets et les chauffe lentement. Le soufre se fond, se volatilise et vient se condenser dans le vase intermédiaire, d'où il s'écoule dans le récipient placé immédiatement au-dessous, et s'y solidifie.

Quand la matière est épuisée, on la retire par l'ouverture supérieure, et l'on charge de nouveau l'appareil, pour procéder à une nouvelle distillation. Chaque creuset reçoit environ 30 kilog. de minerai desquels on retire de 2^{kil.} 500 à 3 kilog. de soufre.

Ce procédé, quoique basé sur de meilleurs principes que les deux autres, ne fournit pas du soufre pur. Cela provient de la difficulté qu'on éprouve à diriger convenablement l'opération, et qu'il arrive souvent que la vapeur de soufre entraîne des matières étrangères. Cependant, malgré l'imperfection inévitable de ce mode de traitement, le soufre qui en provient est généralement préféré. Sur 100 parties, il ne contient en moyenne que 5 de matières étrangères, tandis que les autres sortes en renferment 10 au minimum.

Dans l'industrie, on constate la valeur relative des diverses sortes de soufre, par une expérience facile. On pèse 5 grammes de soufre, qu'on introduit dans un tube de verre fermé par un bout, et on le chauffe fortement au moyen d'une lampe à alcool. Si le soufre est pur, il se volatilise sans laisser de résidu appréciable; dans le cas contraire, le poids du résidu sert à déterminer la proportion des matières étrangères.

Purification ou raffinage du soufre brut.

Comme nous l'avons vu, le soufre obtenu par les procédés que nous venons de décrire, qui sont ceux généralement employés pour son extraction, renferme encore des proportions de matières étrangères très-variables. L'opération par laquelle on le sépare de ces matières est connue dans les arts sous le nom de sublimation; elle est basée sur la propriété qu'a le soufre de se réduire en vapeur lorsqu'on le chauffe en vase clos à une température suffisamment élevée à l'abri du contact de l'air. Parmi les divers appareils employés dans

ce but, celui que nous allons décrire offre un double avantage : il permet d'obtenir à volonté, du soufre raffiné en canon et de la fleur de soufre, suivant la manière dont l'opération est conduite.

DESCRIPTION DE L'APPAREIL.

L'appareil complet est représenté pl. 2, fig. 29. Il consiste en un cylindre en fonte A, ayant 1^m.50 de longueur et 0^m.50 de diamètre. Il est placé horizontalement dans un fourneau et est chauffé par un foyer à grille B. A ce cylindre s'en trouve adapté un deuxième T, de même diamètre, dont l'extrémité libre communique avec une vaste chambre en briques, destinée à la condensation du soufre. L'extrémité du cylindre A dépasse le fourneau de 10 centimètres environ et est fermée par un obturateur D que l'on fixe au moyen d'une vis. Une chaudière en fonte E placée au-dessus de la voûte du cylindre A, sert à maintenir liquide le soufre qu'on doit distiller. Cette chaudière est chauffée économiquement par la chaleur perdue qui se dégage du foyer avant de se rendre dans la cheminée F.

G, chambre voûtée en briques, servant de récipient au soufre qui distille du cylindre A. Cette chambre est construite très-solidement avec des briques de premier choix ; elle présente une capacité de 70 à 80 mètres cubes. Elle porte à sa partie supérieure un tuyau en fonte H fermé par un obturateur presque tenu en équilibre par un contre-poids I. Cette disposition permet à l'air dilaté et aux gaz qui peuvent se produire au commencement de l'opération de trouver une issue facile au dehors. Cette chambre est en outre munie à l'une de ses parois latérales d'une porte en tôle épaisse et recouverte, dans la partie exposée à l'intérieur, d'une enveloppe en plomb. Cette porte est ménagée, afin de pouvoir s'introduire dans la chambre pour en retirer la fleur de soufre, lorsqu'on veut fabriquer ce produit. Enfin à la partie inférieure de la chambre, du côté opposé au fourneau, il existe une ouverture fermée par une plaque en fonte J, dans laquelle on a pratiqué un trou de 2 centimètres de diamètre, que l'on peut ouvrir ou fermer à volonté au moyen d'une tige en fer L. C'est par ce trou qu'on retire le soufre liquide de la chambre et qu'on le fait couler dans une chaudière en fonte M établie sur un massif en maçonnerie dans lequel existe un foyer I : ce foyer sert à chauffer la chaudière, afin de maintenir à l'état liquide le soufre qu'elle renferme.

FABRICATION DU SOUFRE EN CANONS.

L'appareil que nous venons de décrire sert, comme nous l'avons dit, à préparer les deux variétés de soufre, en canons et en fleurs. Pour obtenir le soufre en canons, on charge le cylindre A de 300 kilogrammes de soufre brut qu'on doit choisir le plus pur possible. On ferme ensuite le cylindre par l'obturateur D et on le lute avec de l'argile et du crottin. Cela fait, on allume le feu dans le foyer B et on chauffe lentement au commencement. Les produits de la combustion, après avoir chauffé le cylindre, passent sous la chaudière E, dans laquelle on a mis 4 à 500 kilogrammes de soufre brut. Sous l'influence d'une douce chaleur, ce soufre se liquéfie complètement et s'épure en laissant déposer les matières étrangères.

Lorsque la distillation commence dans le cylindre A, on conduit le feu de manière qu'elle ne soit ni trop rapide ni trop lente. La vapeur du soufre, en se condensant, chauffe la chambre, qui atteint bientôt une température supérieure à 110 degrés centigrades, température à laquelle le soufre ne peut plus exister à l'état solide : il se rassemble alors à l'état liquide sur le sol de la chambre, d'où on le fait écouler dans la chaudière en fonte M. On le coule ensuite dans des moules en bois pour l'obtenir en canons. Nous reviendrons bientôt sur les détails de cette opération.

Quand la distillation est finie, on procède à un nouveau chargement ; mais au lieu d'employer comme la première fois du soufre à l'état solide, on emploie le soufre liquide contenu dans la chaudière supérieure E. Cette chaudière communique au cylindre au moyen d'un tuyau auquel est adapté un robinet N. Il suffit d'ouvrir ce robinet pour opérer le chargement du cylindre ; la charge doit être de 170 litres environ, ce qu'on reconnaît aisément à l'abaissement du niveau du soufre dans la chaudière, au moyen d'une échelle de graduation dont chaque degré correspond à une capacité de 10 litres. On remplace le soufre soutiré de la chaudière par une quantité équivalente de soufre brut, et ainsi de suite à chaque opération.

La durée de chaque opération est de 7 à 8 heures, de sorte qu'on peut faire trois distillations en 24 heures. Si, comme cela a lieu ordinairement, on a deux cylindres dans le même fourneau, on peut distiller dans le même espace de temps 18 à 1,900 kilogrammes de soufre brut représentant le produit de six opérations.

MOULAGE DU SOUFRE EN CANONS.

Voici comment on procède à cette opération, d'ailleurs fort simple. Le soufre distillé forme, comme nous l'avons dit, un bain au fond de la chambre et s'écoule à l'état liquide dans la chaudière H ; on le maintient dans cet état de liquidité en entretenant une douce chaleur dessous la chaudière. Le soufre y est alors puisé au moyen d'une cuiller, et versé immédiatement dans des moules cylindriques en bois de sapin ou de buis, légèrement coniques et qu'on a préalablement mouillés pour empêcher l'adhérence. Ces moules sont fermés par un bout au moyen d'un tampon en bois conique qui ressort du moule de quelques centimètres. Le soufre, en se solidifiant, se contracte et cristallise. Pour le retirer des moules, on frappe légèrement sur le tampon, celui-ci pénètre plus avant dans le moule et refoule le canou de soufre qu'on enlève alors avec la main.

On a trouvé le moyen de rendre cette opération plus rapide en disposant les moules dans des cases tournant dans un baquet plein d'eau. Le refroidissement s'opère d'une manière plus prompte, ce qui permet de diminuer le nombre des moules.

Immédiatement après le moulage, les canous de soufre, n'ont pas cette belle couleur jaune doré qui est comme le caractère distinctif du soufre commercial. Leur nuance, d'abord brune, se modifie par l'action de l'air et passe en peu de temps au jaune citron.

Pendant tout le temps que dure le moulage, on maintient le soufre dans la chaudière à un niveau à peu près constant, afin que l'ouvrier n'éprouve aucune interruption dans son travail.

On empile le soufre en canons dans des fûts en bois blanc avant de le livrer à la vente.

Fleurs de soufre.

Le soufre en fleurs ne diffère du soufre fondu que par la manière dont l'opération est conduite, puisque le même appareil peut également servir à le préparer sous les deux états. Nous avons vu que pour obtenir du soufre fondu, la condition essentielle est de maintenir la chambre de condensation à une température supérieure à 110°, résultat qu'on n'obtient qu'en conduisant la distillation rapidement. L'abondance des vapeurs qui arrivent dans la chambre, les main-

tient à une température au-dessus de point de fusion du soufre, de sorte que celui-ci s'y condense à l'état liquide. Mais si, au contraire, on veut préparer de la fleur de soufre, l'opération doit être conduite avec beaucoup plus de lenteur, afin que la température de la chambre soit constamment au-dessous de 110 degrés. La vapeur du soufre étant alors refroidie plus rapidement, se condense pour ainsi dire molécule à molécule, et forme une poussière fine à laquelle on a donné le nom de fleurs de soufre.

On voit par ce qui précède qu'on peut préparer à volonté, au moyen du même appareil, du soufre fondu ou de la fleur de soufre, puisque le résultat dépend uniquement de la quantité de produit qu'on distille dans un temps donné. Ainsi, une chambre ayant les dimensions que nous avons précédemment indiquées (70 à 80 mètres cubes), donne du soufre fondu, lorsqu'on distille 16 ou 1,800 kilogrammes de produit en 24 heures, car alors la température de la chambre s'élevant au-dessus de 110, détermine la fusion du soufre. Si, au contraire, on ne distille, dans le même espace de temps, que 300 kilogrammes de soufre, la quantité de vapeurs qui se produira sera insuffisante pour élever la température des parois et de l'atmosphère de la chambre à 110 degrés; dès lors cette vapeur ne pouvant passer à l'état de soufre liquide, se condense sous la forme d'une poudre très-divisée qui retombe sur le sol de la chambre.

Dans la pratique, on arrive à de très-bons résultats en chargeant les deux cylindres de 150 kilogrammes de soufre chacun, qu'on distille très-lentement dans un espace de temps de 24 à 30 heures.

Le soufre en fleurs est retiré de la chambre, soit après chaque opération, soit après plusieurs, lorsqu'il forme une couche de 60 centimètres de hauteur. On pénètre dans la chambre par une porte latérale pour en retirer la fleur de soufre qui s'y trouve, opération que l'on pratique au moyen d'une longue pelle en bois. Les parties humides sont lavées à l'eau et séchées à l'air avant de les réunir aux premières. La fleur de soufre qu'on livre au commerce est ordinairement emballée dans des tonneaux en bois blanc dont l'intérieur est doublé en papier épais.

Quel que soit le soin avec lequel on opère, la fleur de soufre est toujours moins pure que le soufre fondu ou en canons; ce résultat est dû à l'acidification d'une certaine quantité de soufre, qui sous l'influence oxydante de l'air, se transforme en acide sulfureux, puis en acide sulfurique. Aussi la fleur de soufre manifeste très-souvent une réaction acide

qu'on peut reconnaître au moyen du papier de tournesol. On peut enlever cette acidité par plusieurs lavages à l'eau; ces lavages sont indispensables lorsque la fleur de soufre doit être employée en médecine. On fait ensuite sécher la poudre pour s'en servir.

Pour donner une idée des bénéfices que peut présenter la fabrication en grand du soufre raffiné en canons et de la fleur de soufre, nous donnons les deux tableaux suivants dûs à M. Payen. Ce chimiste montre que dans une chambre ayant une capacité de 80 mètres cubes, alimentée par deux cylindres distillatoires, on peut fabriquer en vingt-quatre heures, 1,600 kilogrammes de soufre en canons, ou dans le même espace de temps, et avec les mêmes appareils, 250 kilog. de fleurs de soufre. Voici ces deux tableaux :

Compte de revient du raffinage du soufre en un jour, pour une chambre ayant une capacité de 80 mètres cubes.

Matière première et dépenses de fabrication.

Soufre brut, 1,800 kil. à 15 fr. les 100 kil.	270	00
Combustible (bois ou tourbe), 800 kil. à 3 fr. 75 les 100 kil.	30	00
Main-d'œuvre.	10	00
Frais généraux, intérêts, usé d'ustensiles.	13	00
Emballage, transports.	12	00
Total de la dépense.	335	00

Produits.

Soufre en canons, 1,600 kil. à 24 fr. les 100 kil.	384	00
Résidus des opérations, 129 kil. à 6 fr. les 100 kil.	7	75

Bénéfice résultant de la comparaison du montant de la dépense totale avec la valeur des produits : 56 fr. 20 c.

Compte de revient de la fabrication de la fleur de soufre en un jour, pour une chambre ayant une capacité de 80 mètres cubes.

Matières première et dépenses de fabrication.

Soufre brut, 280 kil. à 15 fr. les 100 kil. .	42	00
Combustible (bois ou tourbe), 300 kil. . .	10	00
Main-d'œuvre.	30	00
Frais généraux, intérêts, usé d'ustensiles..	10	00
Total de la dépense.	92	00

Produits.

Feurs de soufre, 250 kil. à 30 fr. les 100 kil.	75	00
Résidus des opérations.	1	00

Bénéfice résultant de la comparaison du montant de la dépense totale avec la valeur des produits : 11 fr.

On voit par les prix de revient ci-dessus que la fabrication du soufre en canons est plus avantageuse que celle de la fleur de soufre, puisque, dans le même temps et avec les mêmes appareils, on n'obtient que 250 kil. de fleurs de soufre donnant un bénéfice net de 11 fr., tandis que les 1,600 kil. de soufre en canons permettent de réaliser 56 fr. de bénéfice net.

Magistère de soufre ou soufre hydraté.

Cette préparation, souvent employée en médecine, s'obtient en introduisant deux parties de chaux éteinte, réduite en poudre fine, et une partie de fleur de soufre, dans une cornue en grès préalablement lutée. La cornue étant placée dans un fourneau à reverbère, on chauffe lentement jusqu'à ce que le soufre commence à se dégager par le col. Alors on augmente le feu que l'on soutient pendant une demi-heure. Lorsque la cornue est refroidie dans le fourneau, ce qui est essentiel pour éviter qu'elle ne se brise par son contact avec l'air froid, on la secoue légèrement pour en retirer la matière qui est alors en poudre, et on en facilite la sortie à l'aide d'une baguette. Le sulfure de calcium ainsi préparé est alors dissous dans une jarre en grès, en versant de l'eau bouillante dessus. On brasse ensuite le mélange, puis on le laisse reposer. La liqueur, qui ne doit porter au plus que 8 degrés B., est introduite étant filtrée dans une tourille à deux tubulures, à l'une desquelles sont adaptés, dans un même bouchon, un tube en ∞ servant à introduire l'acide, et un autre tube qui va plonger dans un vase contenant des résidus de chaux destinés à absorber l'hydrogène sulfuré qui se dégage lors de la décomposition du sulfure par l'acide. A la seconde tubulure, on attache un bâton avec une vessie qui s'y trouve fixée par une corde, et dont l'autre partie s'attache au col de la tourille de manière à pouvoir y remuer facilement, sans être obligé de l'ouvrir. L'appareil étant luté, on procède à la décomposition; on fait alors un mélange d'acide hydrochlorique étendu d'eau dans la proportion d'une partie d'acide sur quatre parties d'eau. On verse peu à peu

se mélange par le tube en ∞ , et l'on a soin que vers la fin de l'opération il n'y ait qu'un très-petit excès d'acide dans la liqueur. Cette dernière étant saturée, le soufre qui y était en combinaison avec la chaux, se trouve précipité. On décante la liqueur surnageante; après avoir lavé à grande eau le précipité, et l'avoir séché, on le réduit en poudre et on le tamise.

Ainsi préparé, ce précipité est légèrement grisâtre; mais dans le commerce, on le rencontre quelquefois mélangé, soit avec de la fleur de soufre, soit avec du sulfate de chaux. Dans le premier cas, le magistère de soufre a une teinte jaunâtre, qui devient plus prononcée quand on la mouille; si on en écrase sur une feuille de papier, on reconnaîtra facilement le mélange, et à l'aide d'une loupe on y distinguera des points grisâtres et jaunes qui proviennent de la fleur de soufre.

Dans le second cas, ce produit est plus blanc, et la fraude ne peut s'y reconnaître qu'en l'analysant. Voici, parmi les nombreux procédés d'analyse auxquels on peut avoir recours en pareil cas, ceux que nous conseillons d'employer de préférence :

1^o On pèse une certaine quantité d'hydrate de soufre, et on le fait chauffer dans une capsule; le soufre brûle et se volatilise. Ce qui reste dans le vase donne la quantité de matière étrangère qui s'y trouve contenue. 2^o On peut encore opérer d'une autre manière, en dissolvant l'hydrate à l'aide de la chaleur dans une solution de potasse. Le soufre alors se combine avec la potasse, et reste en solution, tandis que la matière étrangère demeure au fond du vase. On lave le résidu après l'avoir recueilli sur un filtre pour le faire sécher.

Extraction du soufre des pyrites.

Parmi les combinaisons naturelles du soufre avec les corps simples, la plus importante pour les arts, est sans contredit le bisulfure de fer. Ce composé existe en grande abondance dans la nature; on le rencontre en couches plus ou moins épaisses dans le sein de la terre, sous la forme de cristaux cubiques, d'un jaune brillant; les minéralogistes lui donnent le nom de pyrite et les chimistes celui plus exact de bisulfure de fer, qui indique les composants dont il est formé. Ce bisulfure se décompose à une température élevée et abandonne une partie de son soufre qui distille sans altération.

Le procédé d'extraction n'est pas économique; il exige

des frais considérables de main-d'œuvre et de combustible, et ne peut s'exploiter avec profit que dans les lieux mêmes de l'extraction. Ce procédé est d'ailleurs fort simple; il consiste à chauffer, à une haute température, la pyrite dans des cylindres de terre ou de fonte analogues à ceux que nous avons décrits pour l'extraction du soufre natif. On conduit l'opération de la même manière; sous l'influence de la chaleur, le pyrite se décompose et donne de 14 à 15 pour 100 de son poids de soufre. Il reste pour résidu de l'opération un sulfure de fer qu'on peut transformer en sulfate par des procédés que nous décrirons dans la troisième partie de cet ouvrage.

Ce procédé ne donne guère plus du quart du soufre contenu dans le bisulfure, car l'analyse prouve que ce composé est formé d'environ 55 pour 100 de soufre. On pourrait cependant arriver à en retirer 25 pour 100 en élevant la température jusqu'au point de fusion du sulfure. Mais alors ce sulfure pénétrerait profondément dans les parois des cylindres et les mettrait en peu de temps hors d'état de servir, ce qui occasionnerait une perte assez considérable.

Un procédé plus économique et qui permet de retirer jusqu'à 25 pour 100 parties de soufre de la pyrite, a été récemment appliqué en Suède. Ce procédé a beaucoup d'analogie avec celui qu'on emploie pour extraire le soufre des matières terreuses qui le contiennent, au moyen d'une sorte de four coulant assez semblable à celui que nous avons décrit page 85. La partie supérieure du four est surmontée d'une espèce de chapiteau en maçonnerie communiquant à une chambre latérale en briques, qui sert de récipient aux produits de l'opération. Il existe une ouverture au chapiteau par laquelle on introduit la pyrite dans le four. Pour commencer ce travail, on jette un peu de bois dans le four que l'on allume avec de la braise. Quand la combustion est bien établie, on opère le chargement du four avec de la pyrite, et pour que la combustion puisse se continuer, on ménage des ouvertures latérales dans les parois du four, afin que l'air utile à cette combustion puisse pénétrer dans l'intérieur. Sous l'influence de la chaleur produite par la combustion, la pyrite abandonne environ une moitié de son soufre qui distille et vient se condenser dans la chambre latérale en maçonnerie. Quand la matière est épuisée, on la retire par une large ouverture pratiquée à la partie inférieure du four et l'on charge de nouveau celui-ci pour procéder à une nouvelle distillation.

Ce procédé d'extraction est très-économique, car la combustion s'opère aux dépens d'une partie du soufre de la py-

rite, qui sert elle-même de combustible. On retire en moyenne 25 pour 100 de soufre, presque le double de la quantité qu'on obtient par le procédé des cylindres. Le résidu est un sulfure ramené à un moindre degré de sulfuration, lequel peut être transformé en sulfate de fer par une exposition prolongée à l'air humide.

Le soufre ainsi obtenu n'est jamais entièrement pur; on le purifie par une nouvelle distillation que l'on pratique de la même manière que pour le raffinage du soufre de mine.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

À la température ordinaire, le soufre est un corps solide, d'une couleur jaune citrine; il est très-friable, insipide et sans odeur; mais il peut en acquérir une très-caractéristique par le frottement: il est mauvais conducteur du calorique et de l'électricité, mais il devient élastique par la friction. Lorsqu'on tient pendant quelque temps un canon de soufre dans la main, il commence bientôt à craquer et finit par se rompre; ses fragments présentent une cassure brillante.

La pesanteur spécifique du soufre est de 2,087, celle de l'eau étant prise pour 1000. Il est insoluble dans l'eau; l'alcool, l'éther sulfurique, les huiles, la benzine et le sulfure de carbone le dissolvent en proportions variables. Le sulfure de carbone est un des meilleurs dissolvants du soufre; à froid, il en dissout 40 pour 100 environ de son poids et 75 à la température de l'ébullition. Par le refroidissement de la solution bouillante, l'excès de soufre cristallise en beaux cristaux prismatiques et octaédriques.

La fusion du soufre a lieu entre 110 et 111 degrés. Si, lorsqu'il est fondu, on le laisse refroidir jusqu'à ce que sa surface devienne solide, et si l'on perce ensuite cette même surface pour décanter l'intérieur qui est encore liquide, on voit alors une foule de petits cristaux qui garnissent l'intérieur du vase. Ces cristaux, si l'on a opéré sur une masse de quelques kilogrammes, forment de longs prismes aiguillés, d'un jaune citrin très-vif.

Si on maintient pendant quelque temps du soufre en fusion à une température supérieure à 200 degrés, il prend alors une couleur rouge hyacinthe, s'épaissit et devient mou, propriété qu'il conserve pendant un temps assez long, même après avoir été coulé dans l'eau. La cause de cette remarquable modification est encore mal connue; les chimistes l'attribuent à une nouvelle disposition dans l'arrangement moléculaire.

Chauffé à 450 degrés environ, le soufre entre en ébullition et se distille sans altération; c'est sur cette propriété qu'est

fondé son mode de raffinage ou de purification, comme nous l'avons vu plus haut.

Le soufre est sans action sur l'air atmosphérique et sur l'oxygène à la température ordinaire ; mais dès qu'on le chauffe à une température de 250 à 255 degrés, il y brûle avec une flamme bleuâtre en répandant des vapeurs suffocantes ; dans cette combustion, le soufre se combine avec l'oxygène de l'air et donne naissance à de l'acide sulfureux, souvent mélangé avec une faible quantité d'acide sulfurique. Si la combustion s'opère dans le gaz oxygène, elle a lieu alors avec une très-grande vivacité. Le soufre se combine avec presque tous les corps simples et peut exister sous les trois états : solide, liquide et gazeux.

USAGES OU APPLICATIONS.

Les applications du soufre sont aussi nombreuses qu'importantes. Dans les arts chimiques, on l'emploie à l'état brut pour la fabrication des acides sulfureux et sulfurique ; à l'état raffiné ou en canons, il entre dans la composition des diverses sortes de poudre de guerre, de chasse et de mines ; il sert aussi pour le soufrage des allumettes et pour la confection des mèches que l'on emploie pour le soufrage des vaisseaux qui doivent contenir du vin ; on s'en sert encore pour la reproduction des médailles, pour la vulcanisation du caoutchouc, et dans une foule d'opérations, et principalement pour le blanchiment de la soie, de la laine et d'un grand nombre de substances organiques d'origine animale.

La consommation annuelle du soufre en France, s'élève à plus de 35,000,000 de kilogrammes, dont la plus grande partie est employée pour la fabrication de l'acide sulfurique et de la poudre.

COMBINAISONS DU SOUFRE AVEC L'OXYGÈNE.

Les combinaisons du soufre avec l'oxygène sont très-nombreuses ; elles sont toutes acides ; les chimistes en comptent sept bien définies, qui sont :

- 1° L'acide hyposulfureux.
- 2° L'acide hyposulfurique trisulfuré.
- 3° L'acide hyposulfurique bisulfuré.
- 4° L'acide hyposulfurique monosulfuré.
- 5° L'acide sulfureux.
- 6° L'acide hyposulfurique.
- 7° L'acide sulfurique.

Parmi ces acides, deux seulement sont importants pour les arts ; ce sont les acides sulfureux et sulfurique, dont nous décrirons les procédés de fabrication dans la troisième partie de cet ouvrage.

COMBINAISONS DU SOUFRE AVEC L'HYDROGÈNE.

On connaît deux combinaisons du soufre avec l'hydrogène : la première est connue sous le nom d'acide sulfhydrique, nommé précédemment acide hydrosulfurique ou hydrogène sulfuré. La seconde porte le nom de bisulfure d'hydrogène. C'est la seule que nous étudierons pour le moment, renvoyant pour la préparation de l'acide sulfhydrique à la troisième partie de cet ouvrage.

Bisulfure d'hydrogène (hydrure de soufre).

Le bisulfure d'hydrogène, ou seconde combinaison du soufre avec l'hydrogène, renferme une plus grande proportion de soufre que l'acide sulfhydrique. On le prépare en versant lentement une dissolution aqueuse de polysulfure de calcium (1) ou de potassium dans de l'acide chlorhydrique. La liqueur doit conserver une réaction légèrement acide, ce dont on s'assure par le papier de tournesol, qui doit y rougir immédiatement. Le mélange est ensuite versé dans un entonnoir en verre muni d'un robinet. Par le repos, il se rassemble au fond de l'entonnoir un liquide jaune, huileux qui n'est autre chose que le bisulfure d'hydrogène. Pour le séparer de la liqueur laiteuse qui est au-dessus, on ouvre légèrement le robinet de l'entonnoir, que l'on referme aussitôt que le bisulfure s'est écoulé. Pour le conserver, on le mêle avec un peu d'acide chlorhydrique concentré ; on en remplit un flacon qu'on bouche à l'émeri, et on assujettit le bouchon pour pouvoir le tenir renversé dans un endroit frais.

(1) On prépare le polysulfure de calcium par le procédé suivant : on fait bouillir dans une petite chaudière en fonte, parties égales de chaux hydratée et de fleur de soufre dans 8 fois leur poids d'eau. On continue l'ébullition pendant deux heures environ, et on laisse refroidir le liquide à l'abri du contact de l'air. Quand le dépôt est formé, on décante la liqueur claire, et si elle n'est pas parfaitement limpide, on la filtre dans un entonnoir à travers un papier joseph. On la conserve ensuite dans des flacons bouchés que l'on tient dans un lieu frais :

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le bisulfure d'hydrogène est un liquide oléagineux jaunâtre dont la saveur et l'odeur sont analogues à celles des œufs pourris, mais elles sont moins fortes. Une des propriétés remarquables de ce corps est celle qu'il possède de blanchir les matières organiques animales de la même manière que le bioxyde d'hydrogène ou eau oxygénée. Sa pesanteur spécifique, récemment déterminée, a été trouvée de 1,775, celle de l'eau étant prise pour 1,000.

La composition du bisulfure d'hydrogène n'a pas pu jusqu'à présent être déterminée avec précision; cependant les chimistes admettent qu'il est formé, pour 100 parties, en poids de :

Hydrogène.	3.040
Soufre.	96.960

Ce corps se décompose spontanément à la température ordinaire, à moins qu'on ne l'expose à une forte pression ou qu'on le conserve sous un acide. Sa décomposition a lieu, à plus forte raison, à une température élevée. Dans ces deux cas, il se transforme en acide sulfhydrique qui se dégage, et en soufre qui se dépose sous la forme de grumeaux gris; il s'enflamme dans l'air à l'approche d'un corps en ignition. Il est insoluble dans l'eau.

USAGES.

Ce corps est sans usages; mais il a depuis longtemps fixé l'attention des chimistes, sous le rapport de ses analogies avec le bioxyde d'hydrogène.

COMBINAISON DU SOUFRE AVEC L'AZOTE.

Sulfure d'azote ou de nitrogène.

Ce composé est peu important pour les arts, où il n'a reçu encore aucune application; il a été découvert par M. Soubeiran, chimiste distingué dont la science déplore la perte récente.

On le prépare en faisant passer un courant de gaz ammoniac sec à travers du perchlorure de soufre; il se produit d'abord une poudre floconneuse d'un brun intense, mais si l'on continue à faire arriver du gaz dans la liqueur, cette

oudre acquiert une belle couleur jaune. Lorsque cette coloration se produit, l'opération est terminée. On lave rapidement la matière jaune avec un peu d'eau distillée qui dissout le chlorhydrate et l'hyposulfite d'ammoniaque. La poudre insoluble est un mélange de soufre libre et de sulfure d'azote; on la dessèche sous le récipient de la machine pneumatique et on élimine le soufre libre au moyen de l'éther qui dissout complètement ce corps et laisse le sulfure d'azote intact.

On obtient encore ce corps en faisant passer un courant de gaz ammoniac dans du chlorure de soufre dissous dans le sulfure de carbone. On arrête le courant de gaz, lorsque le liquide a acquis une belle couleur jaune. On le décante de dessus le dépôt, puis on le soumet à une évaporation spontanée dans le vide; il se dépose d'abord des cristaux de soufre que l'on sépare de la liqueur, puis en continuant l'évaporation, le sulfure d'azote se précipite.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le sulfure d'azote ou de nitrogène se présente sous la forme d'une poudre jaune, d'une saveur âcre. Ce corps est peu stable. Chauffé à 110° environ, il se décompose en soufre et en azote; cette décomposition a lieu avec explosion lorsqu'on le chauffe à 155 ou 160 degrés. Il est insoluble dans l'eau, mais le sulfure de carbone en dissout 2 pour 100 de son poids. On a trouvé que la composition en poids de ce sulfure est de : soufre 70; azote ou nitrogène 30; = 100.

SECTION CINQUIÈME.

SÉLÉNIUM.

Équivalent = 491.

ÉTAT NATUREL.

Le sélénium est un corps très-rare; il se rencontre dans la nature en petite quantité, mais toujours combiné avec les métaux ou le soufre. Dans les arts, on extrait le sélénium des séléniures métalliques, ou mieux d'un sédiment rouge qui se dépose dans les chambres de plomb, où l'on fabrique l'acide sulfurique au moyen du soufre provenant des pyrites de cui-

vre de Fahlun. Ce sédiment, d'une nature très-complexe, est principalement composé de soufre, de mercure, de plomb, d'étain, de cuivre, de fer, de zinc, d'arsenic et de sélénium. Pour en extraire le sélénium, on procède comme il suit :

Dans une cornue tubulée de 1 litre $\frac{1}{4}$ décilitres, placée dans un bain de sable, mise sur un fourneau, et munie d'une allonge et d'un ballon, le tout ajusté sans lut ni bouchon, on introduit 100 grammes de matières contenant le sélénium. On verse dessus, au moyen d'un entonnoir à long bec, plongeant au fond de la cornue, un mélange de 200 grammes d'acide chlorhydrique et de 100 grammes d'acide nitrique. Lorsque la réaction, qui est très-violente, est terminée, on introduit de nouveau, à l'aide de l'entonnoir, la même dose des deux acides. La réaction se manifeste encore avec une vive effervescence, et lorsqu'elle est terminée, on distille le liquide contenu dans la cornue, afin de ne pas étendre le nouvel acide à ajouter, sans cependant porter à sec la matière. On verse ensuite, en deux fois, comme ci-dessus, 400 grammes d'acide chlorhydrique et 200 grammes d'acide nitrique; quand tout l'acide est introduit, on verse dans la cornue le liquide qui a été distillé dans le ballon, et l'on procède une seconde fois à la distillation. Le résidu insoluble et les parois de la cornue paraissent tapissées en rouge comme elles le seraient par du sélénium pur. On introduit alors dans la cornue 65 grammes d'acide nitrique concentré, puis l'on distille à sec: on fait bouillir le résidu avec de l'eau distillée, puis on le lave après avoir filtré la liqueur. Le sélénium, dans cette opération, a été converti en acide séléniqne qui se dissout dans l'eau par les lavages. Il faut que cette dissolution soit étendue pour pouvoir la précipiter par une dissolution de sulfite d'ammoniaque qui précipite le sélénium à l'état pulvérulent ou sous forme de flocons rougeâtres. La précipitation ne se fait qu'au bout de quelques heures. On recueille le précipité sur un filtre, on le lave jusqu'à ce que les eaux de lavage ne précipitent plus par le nitrate de baryte. Comme les liqueurs retiennent encore du sélénium, on les évapore dans une cornue jusqu'aux deux tiers, et, par le refroidissement, il s'en précipite sous forme de paillettes métalliques d'une couleur grise. On décante, on recueille le métal sur un filtre pour le laver; on étend ensuite d'eau les liqueurs, on y plonge une lame de zinc, et il se précipite de nouveau du sélénium sous forme de poudre grise. On le sépare de suite, sans quoi il se redissolverait; on le lave avec de l'eau aiguisée d'acide sulfurique, puis avec de l'eau. On réunit ces trois produits, et après les avoir introduits dans

La petite cornue en verre dont le col se rend dans un ballon, on chauffe la cornue; le sélénium se réduit en vapeur et se dépose dans le ballon en donnant lieu à des vapeurs rouges qui se déposent sur les parois de ce vase, sous forme d'une poudre rouge qui ressemble, pour la ténuité, à la fleur de soufre. On rassemble cette poudre dans un petit tube en verre, on l'expose à une douce chaleur pour la fondre, et pour la laisser ensuite se solidifier; on obtient de cette quantité 60 grammes de sélénium.

Comme nous l'avons dit, le sélénium peut encore s'extraire directement des séléniures métalliques. Le mode de traitement des minerais est à peu près le même que celui que nous avons décrit pour l'extraction du tellure combiné avec le bismuth. Comme le sélénium est un produit peu employé dans les arts, nous ne nous étendrons pas davantage sur les divers modes d'extraction qui ont été indiqués par les chimistes.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le sélénium est d'un rouge-brun très-foncé, ayant un éclat métallique, ce qui l'avait fait considérer par Berzélius comme un métal. À la température ordinaire, il est solide, sans odeur et sans saveur, très-fragile, facile à réduire en poudre; mauvais conducteur du calorique et de l'électricité, il s'électrise par le frottement. Sa pesanteur spécifique n'est pas constante: elle est de 4.3 pour le sélénium vitreux et de 4.8 pour le sélénium granuleux et refroidi lentement.

Le sélénium devient liquide entre 230 à 250° centigrades, mais il se ramollit à 100° environ; il peut alors se pétrir dans les doigts et se tirer en fils qui, vus par transmission, paraissent d'un rouge hyacinthe, et par réflexion d'un brun-rouge. Chauffé à 650° centigrades environ, le sélénium devient volatil et donne une vapeur jaune qui se condense en fleurs rouges.

Le sélénium n'exerce aucune action sur l'air et sur l'oxygène; mais en brûlant, il se combine avec ce dernier gaz, avec lequel il forme de l'acide sélénieux et de l'oxyde de sélénium; tous les composés de sélénium répandent en brûlant une odeur caractéristique de rave qui les fait aisément reconnaître de tout autre corps.

USAGES.

Le sélénium n'est pas un produit industriel proprement dit. Il n'est employé que dans les laboratoires de chimie.

Dans le commerce, on le trouve ordinairement sous forme de médaillons représentant la figure de Berzélius; on sait que le sélénium a été découvert par ce chimiste en 1817.

COMBINAISONS DU SÉLÉNIUM AVEC L'OXYGÈNE.

Les combinaisons qui résultent de l'union du sélénium avec l'oxygène sont au nombre de trois : deux de ces combinaisons sont acides : ce sont l'acide sélénieux et l'acide séléniqne, que nous étudierons dans la troisième partie de cet ouvrage. La troisième est un oxyde dont nous allons dire quelques mots.

Oxyde de sélénium.

Les chimistes admettent l'existence d'un oxyde de sélénium : cet oxyde n'a été obtenu jusqu'à présent qu'à l'état gazeux; il se forme lorsqu'on réduit en vapeur le sélénium au contact de l'air, sans l'enflammer. L'odeur pénétrante et caractéristique de rave qu'il répand est à peu près tout ce qu'on sait de ses propriétés physiques; ses propriétés chimiques sont aussi très-imparfaitement connues; on sait seulement qu'il ne se combine ni avec les acides ni avec les bases, et qu'il est peu soluble dans l'eau.

Un corps dont les propriétés sont si mal définies et dont l'existence même est encore problématique, ne devrait pas être compris dans une classification chimique régulière; nous n'en avons parlé que pour mémoire.

COMBINAISON DU SÉLÉNIUM AVEC L'HYDROGÈNE.

L'union du sélénium avec l'hydrogène donne naissance à un composé gazeux auquel on a donné le nom d'acide sélénydrique. On l'obtient en traitant les séléniures de fer ou de potassium par l'acide chlorhydrique. Ce corps n'ayant aucune application dans les arts, nous ne reviendrons pas sur sa préparation.

On ne connaît pas de combinaisons du sélénium avec l'azote.

COMBINAISONS DU SÉLÉNIUM AVEC LE SOUFRE.

Sulfure de sélénium.

Le soufre et le sélénium se combinent en toutes proportions ; mais pour obtenir une combinaison stable, il faut faire passer un courant d'acide sulfhydrique à travers une solution d'acide sélénieux. Lorsque l'on juge que tout l'acide est décomposé, on y ajoute un petit excès d'acide chlorhydrique. Après avoir chauffé la liqueur, le sulfure se rassemble, on le recueille sur un filtre, on le lave et on le fait sécher.

Ainsi préparé, ce sulfure est d'une belle couleur jaune foncé. Chauffé, il devient mou à 100° ; à quelques degrés au-dessus, il se liquéfie ; si l'on continue la chaleur, il entre en ébullition, distille et se condense ensuite sous la forme de masse serablable à l'orpiment. Si on le chauffe avec le contact de l'air, il brûle et produit du gaz sulfureux et du gaz oxyde de sélénium. Ce sulfure est très-soluble dans la potasse ou la soude liquide. Les acides ont peu d'action sur lui ; il n'en est pas de même du mélange d'acide azotique et chlorhydrique (eau régale) qui fait passer ces sulfures à l'état d'acide sélénieux.

On rencontre quelquefois le sulfure de sélénium à l'état natif dans les terrains volcaniques. Les usages de ces composés sont nuls.

SECTION SIXIÈME.

TELLURE.

Équivalent = 806.5.

De même que l'arsenic, le tellure a été classé parmi les métalloïdes, bien qu'il présente les propriétés physiques d'un métal. M. Despretz, qui le premier imagina cette nouvelle classification, la basa sur les nombreuses analogies chimiques que présentent les combinaisons de ce corps, avec celles du sélénium et du soufre.

ÉTAT NATUREL.

Le tellure se rencontre dans la nature à l'état natif ou

combiné avec des métaux ; on le trouve presque toujours uni avec l'or, l'argent, le bismuth et le plomb. Le tellure a été découvert en 1782, par Müller de Reichenstein ; il fut successivement étudié par des chimistes distingués ; mais ce fut Klaproth, qui, après de nouvelles expériences sur ce corps, en fit connaître les propriétés les plus importantes.

PRÉPARATION.

Comme il existe plusieurs espèces de minerais d'où l'on peut extraire le tellure et que le mode de traitement est à peu près le même, nous donnons la composition des espèces les plus employées.

	1. Natif.	2. Graphique.	3. Jaune.	4. Lamelleuse.
Tellure.	92,55	60	44,75	32,2
Or.	0,25	30	26,75	9,0
Fer.	7,20	»	»	»
Argent.	»	10	8,50	0,5
Plomb.	»	»	19,50	54,0
Cuivre.	»	»	»	1,3
Soufre.	»	»	0,50	3,0
	<hr/>	<hr/>	<hr/>	<hr/>
	100,00	100,00	100,00	100,00

1. Tellure natif, cette espèce est très-rare.
2. Or graphique, tellurure argentifère ; on le trouve à Offen-Banya en Transylvanie.
3. Tellurure feuilleté, tellurure plombo-argentifère ; se trouve à Nazyag en Transylvanie.
4. Tellure natif auro-plombifère, tellurure sulfo-plombifère.

On est redevable à Klaproth de l'analyse de ces quatre minerais.

Après avoir séparé la mine de sa gangue, on la réduit en poudre pour l'introduire dans un matras en verre. On verse dessus cinq ou six fois son poids d'acide nitrique ; puis on favorise l'action de l'acide à l'aide d'une légère chaleur. La réaction est très-vive. Une portion de l'acide est décomposée en deutoxyde d'azote qui se dégage, et en oxygène qui se combine au tellure, au fer, à l'argent et aux autres métaux, à l'exception de l'or, qui reste au fond du vase, avec la portion de la gangue qui n'a pu être séparée de la mine : on étend ensuite la dissolution d'eau pour la filtrer. Si la mine contient du plomb, on y verse une dissolution de sulfate de

sonde jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Le sulfate de plomb étant insoluble, on le sépare par la filtration. L'argent en est séparé par le chlorure de sodium. On chauffe légèrement la liqueur pour faciliter la précipitation du chlorure d'argent; on filtre de nouveau; le tellure, le fer et le cuivre, si le minerai en contient, restent en dissolution. On verse dans cette liqueur de la soude caustique en solution concentrée, en quantité suffisante pour que le précipité qui s'y forme s'y dissolve, moins l'oxyde de fer et de cuivre. On sépare ces deux oxydes par la filtration : la liqueur qui contient l'oxyde de tellure en combinaison avec l'alcali est saturée par l'acide chlorhydrique. L'oxyde se précipite en combinaison avec l'acide chlorhydrique à l'état de sous-sel. On le recueille sur un filtre, on le lave avec un mélange d'eau et d'alcool, à parties égales; si l'on employait l'eau seule, le sel s'y dissolverait. Pour obtenir le tellure à l'état métallique, on dissout ce sel encore humide dans l'acide chlorhydrique, et l'on précipite le tellure au moyen d'une lame de fer. Dans cet état, il se présente sous forme de flocons noirs; on le recueille sur un filtre pour le laver et le sécher : on le fond ensuite dans un creuset.

Ce procédé est principalement employé pour le traitement des minerais tellurés que l'on trouve dans quelques localités de la Transylvanie; dans ces minerais, fort rares d'ailleurs, le tellure est ordinairement uni avec l'or, l'argent, le plomb, le cuivre; en Hongrie, on le trouve principalement combiné avec le bismuth, d'où on peut l'extraire par le procédé suivant :

Cette extraction a toujours lieu en broyant le mineral que l'on sépare ensuite de sa gangue au moyen d'un ou de plusieurs lavages à l'eau. On le recueille alors sur des dalles formant un plan incliné, afin que l'eau puisse facilement s'en séparer; lorsqu'il est suffisamment égoutté, on le sèche complètement dans un four chauffé à 150° environ. On mêle alors le minerai avec du flux noir ou tout autre composé réducteur; on introduit le mélange dans un ou plusieurs creusets (suivant la quantité que l'on traite), et on chauffe au rouge blanc pendant une ou deux heures. Après le refroidissement, on pulvérise la masse que l'on traite par l'eau bouillante qui dissout le tellurure alcalin; on sépare le bismuth et le charbon par la filtration de la liqueur. Celle-ci est ensuite exposée à l'air : le métal alcalin s'oxyde et reste en dissolution, tandis que le tellure se dépose sous la forme d'une poudre brune. La liqueur claire étant décantée, on lave la poudre avec de l'eau légèrement acidulée par l'acide azo-

tique, puis on termine par des lavages à l'eau puré. On dessèche cette poudre, puis on la fond dans un creuset chauffé au rouge sombre. Pour avoir ce corps chimiquement pur, on le distille dans un tube de porcelaine disposé dans un fourneau et chauffé à la plus haute température possible; cette distillation ne peut avoir lieu qu'en faisant passer un courant continu de gaz hydrogène dans le tube.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le tellure est d'un blanc bleuâtre tenant le milieu entre le plomb et l'antimoine; il est solide, très-cassant, facile à réduire en poudre; sa texture est lamelleuse et présente un éclat métallique très-vif, surtout dans la cassure. Sa densité est de 6.26, circonstance qui le rapproche beaucoup des métaux usuels. Le tellure fond à une température un peu supérieure à celle du plomb; par le refroidissement, sa surface se recouvre d'une multitude de petites aiguilles. A une température beaucoup plus élevée que le terme de sa fusion, il bout, se volatilise en gouttelettes brillantes qui viennent tapisser les parois du vase où se fait l'expérience. Chauffé avec le contact de l'air, le tellure absorbe l'oxygène, répand d'épaisses fumées blanches, ayant une odeur analogue à celle du raifort. C'est pourquoi on ne peut l'obtenir chimiquement pur qu'en le distillant au milieu d'un courant de gaz hydrogène sec. Cependant, son action sur l'air et l'oxygène secs est nulle à la température ordinaire.

Le tellure peut s'unir à un grand nombre de métalloïdes et de métaux.

Les combinaisons du tellure avec les corps simples métalloïdes que nous avons étudiés ne présentent aucune application utile pour les arts. Ce corps forme avec l'oxygène deux combinaisons acides: l'acide tellureux et l'acide tellurique. Il forme aussi avec l'hydrogène un composé acide auquel on a donné le nom d'acide tellurhydrique. Nous reviendrons sur la préparation de ces acides dans la troisième partie de cet ouvrage.

COMBINAISONS DU TELLURE AVEC LE SOUFRE.

Sulfure de tellure.

Le soufre et le tellure peuvent se combiner en toutes proportions: une petite quantité de tellure rend le soufre brun-

rouge. Pour l'obtenir en proportions définies, on fait passer à travers une solution d'un sel de tellure, un courant de gaz acide sulfhydrique (hydrogène sulfuré) : on obtient un précipité d'un brun clair qui passe peu à peu au brun foncé presque noir. Ce sulfure chauffé fortement laisse dégager le soufre, et il reste le tellure à l'état de pureté : récemment précipité, il peut se dissoudre dans les alcalis et forme des sulfures doubles.

CARACTÈRES DES SELS DE TELLURE.

Ils sont sans couleur et d'une saveur métallique.

Les alcalis et leurs carbonates les précipitent en blanc ; le précipité est soluble dans un excès.

L'acide sulfhydrique y détermine un précipité noirâtre de sulfure de tellure qui se dissout entièrement dans le sulfure d'ammonium.

L'infusion de noix de galle y occasionne un précipité jaune floconneux.

Les solutions salines de tellure sont précipitées en noir par le zinc, le fer et l'étain. Le précipité lavé et séché prend l'éclat du métal par le frottement.

SECTION SEPTIÈME.

CHLORE.

Équivalent = 443.2.

ETAT NATUREL.

Sous le point de vue industriel, le chlore est l'un des corps simples les plus importants pour ses applications. Il n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaisons ; avec les métaux il constitue les chlorures, dont le plus utile est sans contredit le chlorure de sodium, principalement connu sous le nom de sel marin. Combiné avec l'hydrogène, il donne naissance à l'acide chlorhydrique ; c'est ordinairement de cet acide qu'on extrait le chlore.

HISTORIQUE.

Le chlore a été découvert en 1774 par Scheele, qui lui donna le nom d'acide marin déphlogistiqué. Dix ou douze ans plus tard, les réformateurs de la nomenclature chimique lui

donnèrent le nom d'acide muriatique oxygéné, qui fut généralement adopté par les chimistes de l'époque. Ces diverses dénominations prouvent que la véritable nature du chlore était ignorée : elle n'a été bien connue que depuis les belles expériences de Gay-Lussac et Thénard ; de ces expériences, ces habiles chimistes tirèrent cette conclusion importante, que l'acide muriatique oxygéné, que jusqu'alors on avait considéré comme un corps composé, était un corps simple. On lui donna alors le nom de chlore à cause de sa couleur verdâtre.

PRÉPARATION.

Le chlore peut s'obtenir dans les arts par trois procédés que nous décrirons successivement. Nous examinerons ensuite les appareils à employer pour obtenir le chlore à l'état de gaz ou en solution dans l'eau.

Premier procédé. — Extraction du chlore par le peroxyde de manganèse et l'acide chlorhydrique (hydrochlorique)

On introduit dans un matras en verre de la capacité de 5 litres, 500 grammes de peroxyde de manganèse pulvérisé, et on y verse dessus 2 kilogrammes d'acide chlorhydrique du commerce. Après avoir adapté au col du matras un tube pour recueillir le gaz, on chauffe légèrement pour faciliter la réaction : le chlore se dégage et passe dans les vases destinés à le recevoir. Afin de se rendre compte des phénomènes qui se passent dans cette opération, nous devons représenter les différents produits de la manière suivante :

1 équivalent peroxyde de manganèse, formé de :	} 2 équivalents oxygène. 1 — manganèse.
2 équivalents acide chlorhydrique, formé de :	
	} 2 équivalents hydrogène. 2 — chlore.

Après la réaction, on obtient :

- 1 équivalent chlore qui se dégage.
- 2 — d'eau provenant de l'union de l'oxygène avec l'hydrogène.

1 équivalent de protochlorure de manganèse, formé de :	} 1 équivalent manganèse. 1 — chlore.

Le chlore se partage donc en deux parties : l'une se combine au manganèse pour former du protochlorure de manganèse, et l'autre partie du chlore se dégage.

Deuxième procédé. — Extraction du chlore par l'acide chlorhydrique, l'acide sulfurique et le peroxyde de manganèse.

L'appareil employé est le même que celui décrit plus haut.

On introduit dans le matras 1 kilogramme de peroxyde de manganèse réduit en poudre, et on y verse 2 kilogrammes d'acide chlorhydrique préalablement mélangé avec 1 kilogramme d'acide sulfurique du commerce. Comme durant l'opération, la matière se boursoufle, on doit employer un matras d'une capacité de 8 litres au moins. On ajoute quelquefois une petite quantité d'huile d'olive; on évite ainsi la trop grande dilatation du mélange qui, en pénétrant dans le tube de dégagement, pourrait l'obstruer en s'y solidifiant, ce qui déterminerait la rupture du matras.

On chauffe légèrement ce matras dans un bain de sable pour faciliter la réaction.

Pour se rendre compte de la théorie de cette opération, il faut considérer les corps employés comme :

2 équivalents de peroxyde de manganèse, formé de : $\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ équivalents oxygène.} \\ 2 \text{ — oxyde de manganèse.} \end{array} \right.$

2 équivalents acide chlorhydrique, formé de : $\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ équivalents chlore.} \\ 2 \text{ — hydrogène.} \end{array} \right.$

2 équivalents d'acide non décomposé.

Après la réaction, on obtient :

2 équivalents de chlore.

2 — d'eau.

2 de protosulfate de manganèse.

Troisième procédé. — Extraction du chlore par le sel marin (chlorure de sodium), l'acide sulfurique et le peroxyde de manganèse.

Ce procédé, plus généralement usité que les précédents, donne un dégagement de chlore plus régulier. On met dans le matras décrit plus haut 500 grammes de peroxyde de manganèse pulvérisé, 1 kilog. 500 de sel marin ou chlorure de sodium, et on y verse peu à peu 1 kilogramme d'acide sulfurique concentré du commerce, préalablement étendu de deux fois son poids d'eau. On favorise la réaction, c'est-à-dire la production du chlore en soumettant le mélange à une douce chaleur.

La théorie de cette réaction peut s'expliquer de la manière suivante : nous avons avant la réaction :

1 équivalent de peroxyde de manganèse, formé de : $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ équivalent oxygène.} \\ 1 \text{ — protoxyde de manganèse.} \end{array} \right.$

1 équivalent chlorure de sodium, formé de : $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ équivalent chlore,} \\ 1 \text{ — sodium.} \end{array} \right.$

2 équivalents acide sulfurique non décomposé.

Après la réaction, on obtient :

1 équivalent de chlore qui se dégage à l'état gazeux.

1 — de protosulfate de sodium.

1 — de protosulfate de manganèse.

Le chlore provient du chlorure de sodium qui, au contact de l'acide sulfurique et de l'eau, donne naissance à du sulfate de soude et à de l'acide chlorhydrique, lequel acide se décompose en présence du peroxyde de manganèse : il se produit du chlorure de manganèse, du sulfate de soude et du chlore qui se dégage. Mais l'excès d'acide sulfurique réagit sur le chlorure de manganèse qu'il transforme en sulfate, de sorte que les produits définitifs de l'opération sont des sulfates de soude et de manganèse et du chlore ; ce dernier se dégage à l'état gazeux.

Après avoir décrit les trois modes d'extraction du chlore, il conviendrait d'examiner lequel est le plus avantageux sous le point de vue économique. Il est facile de prévoir la difficulté que présente cette solution, puisque tout dépend des circonstances dans lesquelles on est placé. Par exemple, si l'on peut tirer un parti avantageux du chlorure de manganèse, on emploie le premier procédé; si, au contraire, on peut employer le sulfate et non le chlorure, on donnera la préférence au deuxième. Enfin, dans une localité voisine de la mer et d'une fabrique d'acide sulfurique, on se servira avec avantage du troisième, le sel marin étant d'un prix peu élevé, et au lieu de mélanger l'acide sulfurique avec de l'eau, on peut se servir de l'acide faible tel qu'on l'extrait des chambres de plomb.

Chlore gazeux sec.

Lorsqu'on veut obtenir le chlore à l'état de gaz sec, on emploie l'appareil indiqué pl. 3, fig. 30. Il se compose : 1° d'un matras de verre A dans lequel on met le mélange

propre à la production du chlore ; 2° d'un tube abducteur B qui amène le gaz dans un flacon laveur C, renfermant un peu d'eau ; 3° d'un tube en porcelaine DD, rempli de fragments de chlorure de calcium ; 4° d'un flacon E destiné à recueillir le gaz.

On met dans le matras 1 partie de peroxyde de manganèse en poudre et 2 parties d'acide chlorhydrique, et on chauffe légèrement ; la réaction s'opère et le chlore passe dans le flacon laveur C, où il se débarrasse de la faible quantité d'acide chlorhydrique qu'il pourrait retenir ; il traverse ensuite le tube DD, où il se dessèche au contact du chlorure de calcium et il se rend alors au moyen d'un petit tube courbe dans le flacon E destiné à le recevoir. La densité du chlore étant plus grande que celle de l'air, il se rend dans la partie inférieure du flacon et en chasse peu à peu l'air atmosphérique. On doit continuer le dégagement pendant un certain temps, afin d'avoir la certitude que l'air est complètement expulsé. Le tube est ensuite retiré lentement, et pour conserver le gaz, on bouche très-exactement le flacon.

Chlore gazeux humide.

Il se prépare par le même procédé et avec le même appareil que le chlore sec. Seulement, on supprime le tube intermédiaire DD, renfermant le chlorure de calcium, et on recueille le gaz dans des flacons au moyen de la cuve à eau. Comme le chlore est très-soluble dans ce liquide, on le remplace souvent par de l'eau saturée de sel marin dans laquelle ce gaz est beaucoup moins soluble que dans l'eau pure.

DISSOLUTION AQUEUSE DE CHLORE OU CHLORE LIQUIDE.

Le chlore est extrêmement soluble dans l'eau. Un volume de ce liquide peut dissoudre trois volumes de chlore. Cette propriété explique l'emploi dans les arts de la dissolution aqueuse de chlore pour le blanchiment des matières textiles. Pour préparer cette dissolution en grand, on se sert de l'appareil employé pour la préparation de l'eau de javelle, et que nous décrivons à cet article. Dans les laboratoires, on la prépare en faisant arriver le chlore dans une série de flacons à trois tubulures remplis d'eau aux trois-quarts et disposés comme l'indique la pl. 3, fig. 31.

On introduit le peroxyde de manganèse dans le matras A, auquel on adapte un bouchon percé de deux trous : le pre-

mier de ces trous donne passage à l'extrémité d'un tube en S portant à sa partie supérieure un entonnoir B. L'autre ouverture du bouchon livre passage à la branche la plus courte d'un tube recourbé dont la branche la plus longue plonge à travers un bouchon dans l'eau d'un premier flacon C à trois tubulures. La tubulure du milieu porte un tube de sûreté plongeant dans l'eau de quelques centimètres. La troisième tubulure porte aussi un tube recourbé qui transmet le gaz dans un deuxième flacon semblable au premier et disposé de la même manière : la série est ordinairement de quatre flacons ; à la suite du dernier, on adapte un tube recourbé qui plonge dans une éprouvette contenant une dissolution de soude caustique destinée à absorber l'excès de chlore non dissous dans l'eau des flacons.

L'appareil ainsi disposé, on verse dans le matras 2 parties d'acide chlorhydrique du commerce pour 1 partie de peroxyde de manganèse. On chauffe légèrement le matras ; le chlore se rend d'abord dans le premier flacon, qui ne contient que très-peu d'eau ; il s'y débarrasse des vapeurs acides qu'il a pu entraîner et passe dans les flacons suivants remplis d'eau aux trois-quarts, où il se dissout.

On reconnaît que l'opération est achevée quand les bulles de gaz cessent d'arriver dans le premier flacon.

La dissolution du chlore ainsi préparée a une teinte très-légèrement verdâtre ; elle ne peut se conserver sans altération que dans l'obscurité et dans des flacons bien bouchés, car sous l'influence de la lumière solaire, le chlore décompose l'eau et donne naissance à de l'acide chlorhydrique.

CARACTÈRES DISTINCTIFS ET PROPRIÉTÉS.

Le chlore, à la température ordinaire et sous la pression atmosphérique, est un gaz jaune verdâtre. Son odeur et sa saveur sont fortes et tellement caractérisées, qu'on le reconnaît toujours. Si on le respire, même en petite quantité, il provoque un sentiment de strangulation accompagné d'une toux violente et même quelquefois d'un crachement de sang. Sa densité est de 2,44, c'est-à-dire environ deux fois et demie celle de l'air. Il ne peut entretenir la vie des animaux, ni la combustion. Si l'on plonge une bougie allumée dans une éprouvette remplie de ce gaz, la flamme diminue, rougit, répand des vapeurs très-épaisses et ne tarde pas à s'éteindre ; il paraît cependant que ce résultat est produit, non par le chlore, mais par la présence d'une certaine quantité d'acide

chlorhydrique qui se forme pendant la combustion par la combinaison de l'hydrogène de la cire avec le chlore.

Le chlore n'est pas un gaz permanent, car si on le soumet à une pression de 5 à 6 atmosphères, il se liquéfie; c'est alors un liquide d'un jaune vert dont la densité est de 1330, celle de l'eau étant 1000; ce liquide repasse à l'état de gaz lorsque la pression diminue. Le chlore a des affinités très-énergiques; il se combine avec presque tous les corps simples. Avec l'oxygène, il forme un grand nombre de combinaisons acides; avec l'hydrogène, il produit l'acide chlorhydrique. Si l'on fait un mélange à volumes égaux de chlore et d'hydrogène, et que l'on expose ce mélange à la lumière du jour, la combinaison s'opère lentement. Si, au contraire, un rayon solaire vient frapper sur le vase qui le contient, à l'instant la combinaison a lieu, et le vase est brisé avec explosion. Il suit de là qu'on doit éviter de faire ces mélanges, si ce n'est dans un endroit obscur; et que pour éprouver les effets de la lumière, on doit renfermer le vase dans un étui, et après l'avoir placé au soleil, on le découvre au moyen d'une corde.

Le chlore est très-soluble dans l'eau, comme nous l'avons déjà indiqué; mais cette solubilité varie avec la température: elle est à son maximum vers 8° centésimaux. A cette température, 1 volume d'eau dissout 3 volumes 0.4 de chlore. La solution a l'odeur, la saveur et les mêmes propriétés que le chlore gazeux. Si on expose cette solution aqueuse à une température de 2 à 3° au-dessus de zéro, il s'y forme des cristaux lamellaires d'une couleur jaune pâle, que l'on peut séparer de la liqueur qui les surnage. Ces cristaux sont un hydrate de chlore formé de 28 de chlore et 72 d'eau.

La dissolution aqueuse de chlore, de même que le gaz, possède la propriété de détruire les matières colorantes. Comme nous l'avons déjà fait remarquer, cette dissolution s'altère très-rapidement à la lumière; aussi, pour la conserver, il faut non-seulement la placer dans un endroit obscur, mais encore la renfermer dans des flacons entourés de papier noir. Ordinairement, dans les laboratoires, on la conserve dans des flacons en verre bleu.

USAGES.

Le chlore à l'état de gaz ou en dissolution dans l'eau est employé dans les arts pour le blanchiment des étoffes de lin et de coton, et, en général, des matières textiles végé-

tales. Mais aujourd'hui on le remplace avec avantage par ses combinaisons avec la chaux, la potasse et la soude; ces combinaisons portent le nom de chlorures ou d'hypochlorites; comme leur fabrication est intimement liée à celle du chlore, nous avons pensé devoir les faire suivre.

PRÉPARATION DES CHLORURES OU HYPOCHLORITES DÉCOLORANTS ET DÉSINFECTANTS.

Ces composés sont généralement connus sous le nom de chlorures; mais dans la nouvelle nomenclature, ils prennent le nom d'hypochlorites, le seul qui indique leur véritable composition; car Gay-Lussac a démontré que ces composés sont formés d'acide hypochloreux combiné à une base. Trois de ces produits ont une grande importance dans les arts, comme décolorants et désinfectants, ce sont: 1° le chlorure ou hypochlorite de potasse, connu sous le nom d'eau de javelle; 2° le chlorure ou hypochlorite de soude; 3° le chlorure ou hypochlorite de chaux. Nous allons décrire leur préparation dans l'ordre indiqué ci-dessus.

PRÉPARATION DU CHLORURE OU HYPOCHLORITE DE POTASSE (EAU DE JAVELLE).

Ce composé s'obtient en faisant passer un courant de chlore dans une solution froide de potasse caustique ou de potasse carbonatée d'une densité de 1,050, représentant environ 8 degrés à l'aréomètre de Baumé. Si la solution marquait un degré supérieur à 8, il se formerait un excès de chlorate de potasse et de chlorure de potassium aux dépens de l'hypochlorite, qui est le seul produit utile qu'on se propose d'obtenir dans cette opération. Avant d'entrer dans les détails de l'opération, nous décrirons l'appareil dont on se sert.

Cet appareil se compose d'une chaudière en fonte A, de 0^m.54 de profondeur, sur 0^m.60 de diamètre, montée sur un fourneau en briques BCDE (pl. 3, fig. 32). On place dans cette chaudière une tonrille en grès F à deux tubulures, et le fond repose sur deux briques. A la tubulure G, on adapte un tube en plomb H qui passe à travers le couvercle de bois K et descend jusqu'à la partie inférieure d'une jarre en grès I, dont la capacité est de 250 litres environ. A la partie inférieure de la jarre est soudé un robinet. Afin d'absorber le chlore qui pourrait se dégager, il est convenable d'ajouter au couvercle un second tube L qui plonge dans une vase contenant un peu de dissolution de potasse.

L'appareil étant disposé, on fait dissoudre dans 180 litres d'eau limpide, 12 kilogrammes de potasse perlasse ou de Dantzick ; on introduit cette solution, qui marque 8 degrés Baumé, dans la jarre I, on place les couvercles et les tubes, puis on lute avec de l'argile délayée dans l'eau. Par la tubulure M de la tourille, on introduit 6 kilogrammes de peroxyde de manganèse réduits en poudre ; on verse par-dessus 12 kilogrammes d'acide chlorhydrique, on bouche de suite la tourille, on laisse le dégagement avoir lieu pendant quelque temps ; on recouvre l'espace vide entre la tourille et la chaudière avec des ardoises ou morceaux de tôle sur lesquels on étend de la terre à four délayée dans l'eau. On procède ensuite à la distillation, mais il faut conduire le feu avec précaution, ce qui est facile en se guidant sur le dégagement du gaz, qui ne doit jamais être trop rapide. L'opération dure huit heures environ, et on reconnaît qu'elle est terminée lorsque le tube qui part de la tourille à la jarre s'échauffe au point de ne pouvoir y tenir la main. Il faut, une heure après la fin de l'opération, déboucher la tourille du fourneau, afin d'éviter l'absorption qui pourrait avoir lieu. L'eau de javelle étant préparée, on la laisse reposer pendant deux jours ; le dépôt qui se forme est dû à la silice qui, à la faveur de l'alcali, était tenue en dissolution dans la liqueur. Lorsque celle-ci est reposée, on la soutire pour la renfermer dans des tourilles. Dans cet état elle est blanche ; si on veut lui donner une teinte rosée, il faut y ajouter du caméléon minéral que l'on obtient de la manière suivante. On réduit en poudre fine 1 kilogramme de manganèse d'Allemagne que l'on mêle avec 4 kilogrammes de potasse perlasse réduits également en poudre. Le mélange étant intimement fait, on l'introduit dans un creuset que l'on place dans un fourneau contenant des charbons incandescents. Le mélange entre en fusion ; alors on le brasse pour le rendre homogène, on porte le creuset au rouge ; après l'avoir laissé refroidir, on le casse pour retirer la matière que l'on a soin de renfermer dans des flacons à l'abri du contact de l'air humide. Lorsque l'on veut s'en servir, il faut en réduire en poudre et le dissoudre dans de l'eau de javelle ; on obtient une teinte très-foncée ; on décante ensuite le liquide surnageant pour s'en servir au besoin. Pour colorer l'eau de javelle, on en verse jusqu'à ce qu'on ait obtenu la teinte désirable.

USAGES.

L'eau de javelle est employée principalement pour blan-

chir le linge de ménage ; quelques personnes s'en servent pour détacher les livres et les estampes, mais l'emploi du chlore liquide doit être préféré, parce que l'eau de javelle contient quelquefois de la potasse en excès, ce qui altère assez ordinairement l'encre d'impression.

Souvent, dans le commerce, on rencontre l'eau de javelle plus ou moins altérée ; tantôt elle est faible en degré et avec un grand excès de carbonate de potasse, d'autres fois elle est montée en degré par le mélange des sels étrangers. Il est à notre connaissance que quelques fabricants ont fait leur eau de javelle en coupant avec de l'eau les eaux-mères de chlorate de potasse pour les soumettre ensuite à un léger courant de chlore. La majeure partie des consommateurs sont dans l'usage d'essayer cette préparation : 1^o à l'aide de l'aréomètre ; 2^o en mettant dans le creux de la main quelques gouttes de la liqueur, l'étendant avec le doigt et jugeant de sa bonté par la mousse qu'elle fournit. Ces deux méthodes sont vicieuses, principalement la première qui ne donne que le rapport des sels étrangers, et non du chlore contenu dans la solution : quant à la seconde, plusieurs causes peuvent influencer l'effervescence qui se forme ; elle est d'autant plus considérable que la main elle-même est plus sale ; les matières qui la salissent peuvent encore la diminuer ou l'augmenter. Sans contredit, le moyen préférable est l'emploi du chloromètre de Gay-Lussac, qui fait connaître la quantité de chlore contenu dans un chlorure liquide ou solide pour un poids ou un volume déterminé. Nous renvoyons le lecteur à l'article *Essai du chlore et des chlorures (hypochlorites)*, pages 123 et suivantes.

PRÉPARATION DU CHLORURE OU HYPOCHLORITE DE SOUDE.

La préparation de ce chlorure est la même que celle de l'eau de javelle, seulement on substitue le carbonate de soude cristallisé (cristaux de soude) à la potasse ; on fait dissoudre ce sel en quantité suffisante pour avoir une solution marquant 8 degrés à l'aréomètre de Baumé et l'on sature par un courant de chlore. L'opération se conduit de la même manière que pour l'eau de javelle ou hypochlorite de potasse.

Dans les fabriques où l'on raffine le sel de soude en cristaux, on obtient ce chlorure par un procédé très-économique ; on le prépare très-en grand avec les eaux-mères provenant de la fabrication des cristaux de soude. Ces eaux contiennent en dissolution de fortes proportions de soude causti-

que mélangées avec différents sels et principalement avec des sulfates et des chlorures. On les ramène à 8 degrés Baumé par l'addition d'une suffisante quantité d'eau. Cela fait, on les introduit dans une cuve doublée en plomb d'une capacité de 1,000 à 1,200 litres et on y dégage un courant de chlore jusqu'à saturation à peu près complète de l'alcali.

M. Payen préparé ce chlorure par un procédé plus simple encore et généralement plus économique pour de petites opérations. Il consiste à décomposer le chlorure de chaux (hypochlorite de chaux) par le carbonate de soude cristallisé (cristaux de soude). Les proportions suivantes donnent un très-bon résultat :

Chlorure de chaux à 100°.. . . .	10 kilogr.
Carbonate de soude cristallisé. . .	20
Eau.	200 k. ou litres.

On délaie le chlorure de chaux avec 50 litres d'eau ; on laisse déposer pendant quelques heures et on décante la liqueur claire : on traite le résidu par 25 litres d'eau, et on décante comme la première fois ; enfin, on épuise complètement le chlorure par un troisième et dernier lavage à l'eau, et toutes les liqueurs filtrées et réunies sont mêlées avec la dissolution chaude de carbonate de soude cristallisé, qu'on a fait dissoudre dans les 100 parties d'eau restantes. Ce mélange ■■■■ liqueurs donne lieu à une double décomposition ; il se forme d'une part du carbonate de chaux insoluble, qui se précipite, et de l'autre du chlorure de soude qui reste en dissolution dans la liqueur ; après 12 heures de repos, on décante la liqueur claire et on la filtre. Des proportions ci-dessus indiquées, on obtient 180 litres environ de chlorure de soude, au prix moyen de 7 centimes le litre.

Le résidu, lavé avec 25 litres d'eau, donne encore une vingtaine de litres de chlorure de soude à faible degré.

Ce procédé peut aussi servir à préparer l'eau de javelle (hypochlorite de potasse). Dans ce cas, on remplace les 20 kilogrammes de carbonate de soude cristallisé, par 12 kilogrammes de potasse raffinée du commerce. La manière d'opérer est la même dans les deux cas.

Les usages du chlorure de soude sont à peu près les mêmes que ceux de l'eau de javelle.

PRÉPARATION DU CHLORURE OU HYPOCHLORITE DE CHAUX
POUR LES ARTS.

Ce composé n'existe pas à l'état de pureté ; celui du com-

merce est un mélange de chaux hydratée, de chlorure de calcium et d'hypochlorite de chaux; on le prépare dans les arts, à l'état liquide et à l'état solide, sous le nom de chlorure de chaux. Pour l'obtenir à l'état pulvérulent ou solide, on fait passer un courant de chlore à travers la chaux éteinte, au moyen de l'eau, jusqu'à ce qu'elle en soit entièrement saturée. Dans les arts, cette saturation se fait dans des chambres en maçonnerie, garnies de caisses en bois peu profondes et disposées en étages sur deux rangs. On y place la chaux que l'on a éteinte par l'eau, jusqu'à ce qu'elle soit comme pelotonnée : si elle était trop sèche, elle absorberait difficilement le gaz. Ces chambres (pl. 3, fig. 33, A B C D, A'B'C'D') varient dans leurs dimensions, suivant la quantité de chaux que l'on veut saturer. A la partie supérieure est placée une soupape pouvant s'ouvrir à volonté dans un tuyau construit en bois, et sortant au dehors de l'atelier; une autre soupape se trouve à la partie inférieure de la chambre, afin de pouvoir établir un courant d'air lorsque l'on veut retirer le chlorure de chaux; opération qui se pratique facilement au moyen de la porte de la chambre. L'appareil destiné à dégager le chlore se trouve disposé de la manière suivante : le massif du fourneau EFGH, E'F'G'H', a 2 mètres 6 décimètres de longueur, 2 mètres 12 centimètres de large, 81 centimètres de hauteur.

Le cendrier a 33 centimètres de largeur, et est partie creusé dans le sol.

Le foyer a 2 mètres 12 centimètres de longueur; à sa partie supérieure, 1 mètre 30 centimètres de large.

La grille est de la même largeur que le cendrier.

Le foyer a 30 centimètres à partir de la grille au fond des chaudières.

Les chaudières, au nombre de six, sont placées sur deux rangs; elles ont 55 centimètres de diamètre sur 65 de profondeur, et sont soutenues par la partie supérieure au moyen de barres de fer. La distance des chaudières entre elles est de 108 millimètres; elles sont à 22 centimètres du bord du fourneau; le même foyer sert pour les deux rangs de chaudières.

Pour supporter les tourilles I K, et les préserver de l'action du feu, on place dans chaque chaudière deux briques; ces tourilles ou bombonnes sont toutes de la capacité de 60 litres : celles du premier rang sont à deux tubulures; les autres sont à trois. Lorsqu'elles sont dans les chaudières, et assujetties au moyen de cales en briques, on fait communiquer la première tourille avec la première de l'autre rangée,

au moyen d'un tube en plomb L, ayant 26 millimètres de diamètre intérieurement. On laisse libre une des tubulures de chaque tourille, afin de pouvoir les charger. De la troisième tubulure de la seconde tourille, part un tube M, qui se rend dans une autre tourille servant de flacon de Woulf. A la tubulure de celle-ci est adapté un tube en plomb N, qui vient aboutir dans la chambre contenant la chaux ; quand toutes les tubulures ont été lutées avec de l'argile détrempée dans l'eau, on procède à la charge de l'appareil. Il faut mettre dans chaque tourille 15 kilogrammes de peroxyde de manganèse en poudre, que l'on introduit par la tubulure restée libre ; les bouchons pour ces tubulures doivent être prêts, ainsi que la terre, avant d'y verser l'acide. Le peroxyde de manganèse étant introduit, on ajoute alors l'acide ; on pèse dans des cruches 30 kilogrammes d'acide chlorhydrique (acide hydrochlorique), puis on apprête ainsi deux doses semblables pour les deux tourilles du fond. Deux personnes sont nécessaires pour charger cet appareil ; l'une verse l'acide dans la première tourille, pendant que la même personne verse la seconde dose d'acide dans la seconde ; l'autre bouche de suite la tourille qui est chargée, et lute le bouchon : on procède ainsi pour les quatre autres. La charge étant effectuée, on met sur l'espace vide compris entre la tourille et les bords de la chaudière, des ardoises ou morceaux de tôle, que l'on recouvre de terre à four délayée. Cette opération a pour but de concentrer la chaleur dans les chaudières, ce qui économise le combustible. Le dégagement du gaz se fait lentement d'abord, et ce n'est qu'au bout de six heures que l'on commence à faire le feu : il faut le conduire modérément pendant les 12 à 15 heures que peut durer l'opération, car si le dégagement du chlore est trop rapide, la température de la chambre s'élève, et une partie plus ou moins grande de l'hypochlorite de chaux (chlorure de chaux) se transforme en chlorate de chaux et en chlorure de calcium, composés dont la puissance décolorante est presque nulle.

L'opération est ordinairement terminée, lorsque le tube en plomb qui amène le gaz dans la chambre devient chaud. Si une tourille s'échauffait plus qu'une autre, on retirerait le feu en avant, ou on le reculeraient suivant le besoin. Ces six doses saturant 60 kilogrammes de chaux hydratée (ou éteinte), produisant 88 à 90 kilogrammes d'hypochlorite de chaux (chlorure de chaux), de 80 à 90° du chloromètre de Gay-Lussac. Ce procédé est susceptible d'être modifié de différentes manières : on peut, par exemple, au lieu d'employer le manganèse en poudre, l'introduire en petits fragments

dans les tourilles ; mais alors il faut en doubler la quantité. Quand l'opération est terminée, on lave le manganèse qui n'a pas été dissous, pour l'employer une seconde fois, et l'on remplace celui qui l'a été par une nouvelle dose. Cette manière d'opérer offre beaucoup d'avantages ; d'abord par l'économie qu'elle apporte dans le prix du manganèse, ensuite parce qu'on n'éprouve point de perte dans les résidus, et qu'on évite les croûtes qui se forment ordinairement dans le fond des tourilles, ce qui presque toujours les fait casser. On peut également substituer aux tourilles des cylindres en fonte, ou mieux, des chaudières en plomb placées dans une double enveloppe en fer, chauffée par la vapeur. (*Voyez pl. 3, fig. 34.*)

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

L'hypochlorite de chaux se présente toujours sous la forme d'une poudre blanche ayant une odeur particulière qui rappelle celle du chlore. Sa saveur forte est piquante. Mis en contact avec l'eau, il ne se dissout qu'en partie ; la partie insoluble est principalement formée par de l'hydrate de chaux. Ce sel se transforme, par l'action de la chaleur, en chlorate de chaux et en chlorure de calcium.

PRÉPARATION DU CHLORURE OU HYPOCHLORITE DE CHAUX LIQUIDE.

Le chlorure de chaux solide présente cet avantage, qu'il peut être transporté facilement d'un lieu à un autre. Il a encore celui de se conserver pendant un temps assez considérable, si on a la précaution de le placer à l'abri de la lumière, dans des tonneaux exactement fermés. Mais le chlorure de chaux liquide est d'un emploi incontestablement plus avantageux pour le blanchiment des toiles et des pâtes de papiers, en admettant, toutefois, qu'on le prépare sur les lieux mêmes de consommation, ce que font la plupart de nos grands manufacturiers, qui font une grande consommation de chlore.

L'appareil employé pour cette opération est représenté (pl. 3, fig. 35).

AA, bombonnes en grès d'une capacité de 100 litres environ, posées chacune dans une chaudière en fonte renfermant un bain de sable ; elles communiquent ensemble par un tube recourbé en plomb B, qui transmet le gaz de la première bombonne à la seconde. Chacune de ces bombonnes porte, à sa partie supérieure, un large goulot dans lequel on introduit

un manchon cylindrique en grès O, percé de trous en tous sens et destiné à contenir du peroxyde de manganèse en fragments.

CC, fourneau en maçonnerie muni d'un foyer à grille D servant à chauffer les chaudières en fonte.

EE, bombonnes en grès moins grandes que les premières et destinées à refroidir le chlore avant son introduction dans l'appareil de condensation.

FF, appareil de condensation destiné à recevoir le lait de chaux qu'on veut saturer de chlore. Il consiste en un bassin rectangulaire, ayant 1 mètre de large, 4 mètres de long et 50 à 60 centimètres de profondeur. Il est construit en pierres dures ou en briques, dont on a bien cimenté les joints avec un mastic bitumineux inattaquable par le chlore. Enfin, à l'extrémité supérieure se trouve une porte que l'on ferme à volonté par un obturateur G.

HH, couvercle formé de dalles en grès dur; il porte une soupape de sûreté I, et un entonnoir J, qui sert à introduire le lait de chaux dans l'intérieur du bassin.

Pour commencer une opération, on introduit dans l'appareil de condensation FF, un lait de chaux préparé avec 100 kilogrammes de chaux vive et 4 à 500 litres d'eau; on verse ce mélange par l'entonnoir J. D'autre part, on remplit aux deux tiers environ les bombonnes AA d'acide chlorhydrique, puis on introduit par le large goulot qui est au milieu un manchon cylindrique en grès O, percé de trous et rempli de fragments de peroxyde de manganèse. On ferme ensuite par un obturateur le goulot de chaque bombonne.

Tout étant ainsi disposé, la réaction commence; le gaz de la première bombonne arrive par le tube en plomb B, dans la deuxième, et passe avec celui qui s'est produit dans ce vase dans les bombonnes réfrigérantes EE, d'où il se rend, au moyen de tubes de communication, dans l'appareil de condensation FF. Pour que l'opération se fasse régulièrement, il ne faut d'abord élever la température qu'entre 50 et 60 degrés, et la maintenir dans ces limites tant que le dégagement du gaz s'opère d'une manière continue. Lorsqu'il commence à se ralentir, on favorise sa production en élevant progressivement la température jusqu'à 80 à 85 degrés; on ne doit pas dépasser ce dernier terme; sans cette précaution, une grande partie de l'hypochlorite de chaux se transformerait en chlorate de chaux et en chlorure de calcium, comme nous l'avons déjà fait remarquer pour la préparation de l'hypochlorite de chaux solide.

La durée moyenne de l'opération est de 18 à 20 heures;

on peut l'accélérer par l'agitation de la liqueur contenue dans l'appareil de condensation; cette agitation, en multipliant les points de contact de la chaux avec le chlore, a aussi cet avantage d'empêcher l'échauffement de la masse et par conséquent la formation du chlorate de chaux et du chlorure de calcium.

On reconnaît la fin de l'opération, lorsque la liqueur marque de 8 à 9 degrés à l'aréomètre Baumé; il est utile qu'elle contienne toujours un léger excès de chaux, car si on continuait à faire arriver du chlore jusqu'à saturation, on pourrait transformer l'hypochlorite de chaux en chlorate de la même base. Ainsi, quelque temps avant que toute la chaux soit dissoute, on tire la liqueur au moyen d'un robinet en plomb placé à la partie inférieure de l'obturateur G, à niveau du sol de l'appareil de condensation. Cette liqueur filtrée ou tirée à clair est renfermée dans des tourilles en grès que l'on bouche avec soin.

En opérant dans les conditions que nous venons d'indiquer, on obtient de 490 à 500 litres d'hypochlorite de chaux marquant de 8 à 9 degrés à l'aréomètre de Baumé.

Le même appareil peut également servir à préparer l'hypochlorite de chaux solide. Il suffit de remplacer l'hydrate de chaux liquide par une couche de chaux hydratée pulvérulente d'une épaisseur de 15 à 18 centimètres. Cette chaux est introduite dans l'appareil par la partie postérieure G, fermée pendant l'opération par l'obturateur.

L'appareil producteur du chlore est le même dans les deux cas; la conduite de l'opération est aussi la même, c'est-à-dire qu'on fait arriver le chlore très-lentement pour éviter l'échauffement de la chaux. Pendant toute la durée de l'opération, on remue la matière avec un râteau, afin de renouveler la surface et accélérer la combinaison du chlore avec la chaux. Pour reconnaître la fin de l'opération, on enlève de temps à autre un petit obturateur mobile placé sur le couvercle de l'appareil et on plonge pendant quelques instants, dans l'atmosphère de gaz, une bande humide de papier bleu de tournesol. Si la couleur se maintient, c'est un indice que la saturation n'est pas complète; si, au contraire, la couleur vire au rouge, on a la certitude que la chaux est entièrement saturée, c'est-à-dire transformée en hypochlorite de chaux; l'opération est alors terminée. Après avoir enlevé l'obturateur G, on retire la matière avec un râble et on l'emballa dans des tonneaux en bois blanc que l'on ferme exactement.

On obtient par 100 kilogrammes d'hydrate de chaux 145

kilogrammes d'hypochlorite de chaux ; on emploie à chaque opération 140 kilogrammes de chaux hydratée qui fournissent environ 200 kilogrammes d'hypochlorite de chaux.

M. Payen établit de la manière suivante le prix de revient ou de fabrication de 1000 kilogrammes d'hypochlorite de chaux pulvérulent à 100 degrés.

Acide chlorhydrique du commerce 2500 kil. à 7 fr. les 100 kil.	175 fr. » c.
Peroxyde de manganèse 700 kil. à 15 fr. les 100 kil.	105 »
Chaux vive 600 kil. à 5 fr. les 100 kil. . . .	30 »
Main-d'œuvre 8 ouvriers à 3 francs.	24 »
Combustible 8 hectolitres de houille.	27 50
Loyer, intérêts, appointements, réparation, embarillage, transports, etc.	58 50
Total de la dépense.	420 00

Les 100 kilogrammes de chlorure à 100 reviennent donc à 42 francs.

USAGES OU APPLICATIONS.

L'hypochlorite de chaux n'est connu dans le commerce et l'industrie que sous le nom de chlorure de chaux. Il est employé dans les arts pour le blanchiment des étoffes de lin et de coton ; on en fait aussi une consommation considérable pour blanchir les diverses pâtes destinées à faire le papier. Ses propriétés désinfectantes, qui sont les mêmes que celles du chlore, le font rechercher comme moyen d'assainissement de l'air vicié par des miasmes putrides ; il détruit ces miasmes en se combinant avec leur hydrogène.

De la chlorométrie.

ESSAI DU CHLORE ET DES CHLORURES OU HYPOCHLORITES.

Il existe divers procédés pour déterminer les valeurs vénales des chlorures (hypochlorites). Cette détermination étant d'une grande importance pour le consommateur, nous allons entrer dans quelques détails à cet égard.

Le premier procédé repose sur la propriété qu'a le chlore libre ou combiné de détruire la couleur de l'indigo. Il faut, pour reconnaître cette force, faire usage du Bertholimètre.

La liqueur d'épreuve consiste dans une partie d'indigo flore réduit en poudre très-fine, que l'on a fait dissoudre dans 9 parties d'acide sulfurique, à l'aide d'une légère chaleur, et que l'on a étendu de 990 parties d'eau ; on juge de la force du chlore ou du chlorure d'après le nombre de mesures de liqueur d'épreuve que décolore une mesure de chlore ou de chlorure : ce moyen est, en général, très-simple ; mais, en pareil cas, nous conseillons d'employer de préférence le chloromètre de Gay-Lussac, dont nous allons donner la description.

Le chlore ou solution dans l'eau, soit sec ou combiné, a la même puissance décolorante. C'est sur ce principe que Gay-Lussac a construit son chloromètre (1).

DE LA LIQUEUR D'ÉPREUVE.

Un litre de chlore sec à 0^m.76 à la température de 0, décolore dix fois son volume de dissolution d'indigo ; on appelle degré chaque volume de dissolution de teinture d'épreuve décolorée ; ce degré est ensuite divisé en dix parties. Pour faire cette liqueur, on prend 3 grammes 980 de peroxyde de manganèse, cristallisé en belles aiguilles, que l'on traite par l'acide chlorhydrique, on reçoit le chlore dans 1 litre de lait de chaux ; vers la fin de l'opération, on fait bouillir l'acide pour chasser le chlore des vaisseaux ; ceci étant fait, on prépare d'une part une dissolution d'une partie d'indigo première qualité, réduit en poudre et dissous à l'aide d'une légère chaleur, dans 9 parties d'acide sulfurique. On étend cette liqueur d'eau de manière qu'un volume de la solution du chlore en décolore exactement 10 volumes.

Cette liqueur d'épreuve doit être conservée à l'abri du contact de la lumière.

PRÉPARATION DE LA LIQUEUR D'ÉPREUVE.

On obtient cette liqueur, selon Gay-Lussac, en prenant une partie d'indigo passé au tamis de soie, que l'on met dissoudre dans 9 parties d'acide sulfurique concentré. On fait ensuite chauffer ce mélange dans un ballon de verre placé au bain-marie, à la température de l'eau bouillante, pendant six à huit heures ; puis on étend cette liqueur d'une quantité suffisante d'eau pour qu'un volume de chlore en dé-

(1) Nous avons extrait en partie cet article d'une petite brochure publiée sur le chloromètre, par Gay-Lussac.

colore exactement dix fois son volume. Nous avons indiqué plus haut le mode de préparation qu'on doit suivre pour obtenir une liqueur qui contienne exactement 1 litre de chlore en solution.

Les divers appareils que nécessitent ces sortes d'essais sont : 1° un mortier pour pulvériser le chlorure ; 2° une petite balance et un poids de 5 grammes ; 3° une éprouvette à pied, qui, jusqu'au trait indiqué par la lettre A dans la planche 3, fig. 36, contient $1/2$ litre ; 4° une baguette de verre pour remuer le chlorure ; 5° une petite pipette B pour mesurer la solution du chlore, contenant 2 centimètres et demi cubes jusqu'au trait C (fig. 37) ; 6° une burette D (fig. 38) servant à mesurer la liqueur d'épreuve, et sur laquelle chaque division se trouve être égale à 2 centimètres et demi cubes, chaque degré est divisé en 5 parties. On remplit ensuite la burette de liqueur d'épreuve jusqu'au zéro. Il faut en outre avoir un autre tube gradué E (fig. 39), sur lequel est inscrit le même nombre de degrés, mais divisé de bas en haut.

MODE D'OPÉRATION POUR LES ESSAIS.

Après avoir choisi divers échantillons dans la masse de chlorure que l'on veut essayer, on les mélange exactement, puis on en prend 5 grammes que l'on dissout dans l'eau, en les broyant dans un mortier. On verse le mélange dans l'éprouvette A, qui contient un demi-litre ; on lave le mortier pour réunir l'eau de lavage à la première liqueur, puis on achève de remplir l'éprouvette jusqu'au trait avec de l'eau. On met ensuite dans la burette D la liqueur d'épreuve, et l'on en verse dans le verre jusqu'à 5°. par exemple, c'est-à-dire une quantité un peu moindre que celle que l'on présume être décolorée par une mesure de chlorure. Cela étant fait, on prend une mesure de la dissolution du chlorure avec la pipette B, que l'on remplit jusqu'au trait ; puis on fait couler rapidement dans la liqueur d'épreuve, en agitant le mélange. Si la liqueur est décolorée, on ajoute sans retard, de la burette, une quantité suffisante pour amener la liqueur à une teinte légèrement verdâtre. La quantité de liqueur décolorante manquant dans la burette D, donne le titre de chlorure, pourvu que la seconde portion ajoutée soit peu considérable, et ne s'élève pas à $1/20$ de degré. Mais si cette seconde portion de teinture versée dans le chlorure dépasse $3/10$ de degré ; si, par exemple, elle équivaut à 1°, 2, il faut recommencer l'opération. A cet effet, on remplit de nouveau la burette de liqueur, et l'on en verse dans le verre une

quantité égale à celle qui a été décolorée dans l'essai précédent, et même quelques centièmes de plus. On achève l'opération comme il a été dit plus haut. L'essai a atteint son plus grand degré de précision, lorsqu'en y versant le chlorure, la liqueur prend immédiatement la teinte convenable, sans qu'il soit nécessaire d'ajouter de la liqueur de la burette.

Dans ces opérations successives, on ne peut guère répondre de l'exactitude du résultat qu'à 1/50 près. On applique cet essai à une dissolution de chlore dans l'eau; mais il faut mieux y mettre un peu de chaux avant. L'eau de javelle est susceptible d'être essayée de la même manière: le tube simple E est destiné à verser brusquement la teinture dans le chlorure. Quand on a atteint le terme avec la burette, on remplit le tube jusqu'à la division correspondante.

Supposons 10 grammes de chlorure de chaux: on le dissout dans 1 litre d'eau. Le nombre de degrés d'indigo détruits par un volume de la dissolution du chlorure indiquera le nombre de 10^{es} de litre de chlore qu'elle contient, par conséquent, 1 kilog. de chlorure de chaux dont le titre aurait été déterminé, par exemple, de 7°, 6 ou 76/100, contiendrait 76 litres de chlore: chaque degré vaut donc 10 litres par kilogramme de chlorure, et chaque 10° 1 litre, en supposant le chlorure de chaux parfaitement pur et formé de:

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ portions de chaux} & = & 2 \times 35,603 = 71,206 \\ 2 \text{ — d'eau} & = & 2 \times 11,2435 = 22,487 \\ 1 \text{ — de chlore} & = & \underline{\hspace{1.5cm}} = 44,2658 \end{array}$$

137,9588

Il contiendra par kilogramme 100 lit. 21 de chlore.

Celui que l'on rencontre dans le commerce n'est jamais pur, il contient par kilogramme:

Chlorure de chaux.	365,2
Chlorure de calcium.	185,0
Chaux non combinée.	280,5
Eau.	169,3

1,000

dont le titre n'est que de 36,59.

Lorsqu'on dissout le chlorure de chaux dans l'eau, la moitié de la chaux combinée avec le chlore se sépare, de sorte que la dissolution contient une portion de chaux et de chlore, ce qui forme alors un chlorure neutre, d'où il résulte que le sous-bichlorure de chaux ne peut exister qu'à l'état solide.

On obtient, en général, une plus grande précision avec

une dissolution faible de chlorure, marquant par exemple, 4 à 5°, qu'avec une dissolution concentrée. Si donc, après un essai, on trouve que le titre du chlorure dépasse de beaucoup 10°, on ajoute à la dissolution 2 litres d'eau ; on en fait ensuite l'essai et on en triple le nombre de degrés trouvés. Il faut, pour essayer, verser rapidement la dissolution de chlorure dans l'indigo, ou celle-ci dans celle du chlorure.

Ces divers essais doivent nécessairement présenter différentes anomalies ; aussi la dissolution du chlorure, suivant qu'elle est plus ou moins étendue, varie-t-elle dans son action décolorante sur celle d'indigo, d'où il suit qu'en opérant toujours dans les mêmes conditions, le chloromètre ne peut donner que des approximations dans les divers titres des chlorures.

NOUVEAU PROCÉDÉ POUR L'ESSAI DU CHLORE ET DES CHLORURES (HYPOCHLORITES.)

Ce procédé, dû à l'initiative de Gay-Lussac, est fondé sur l'action du chlore sur une dissolution d'acide arsénieux. L'eau se décompose ; l'hydrogène s'unit au chlore pour former de l'acide chlorhydrique, l'oxygène oxyde l'acide arsénieux et le transforme en acide arsénique. Pour reconnaître le moment où cette transformation est complète, on colore l'acide arsénieux par quelques gouttes de dissolution d'indigo. Le chlore n'exerce son action décolorante sur cette teinture que lorsqu'il a transformé l'acide arsénieux en acide arsénique.

Comme ce procédé est beaucoup plus compliqué que les précédents, nous empruntons la description qu'on va lire à M. Payen.

Il faut d'abord, dit ce savant chimiste, préparer un liquide d'épreuve servant de commune mesure ; à cet effet, on remplit un flacon d'un quart de litre, de chlore sec en déplaçant, par ce gaz amené au fond, l'air plus léger qui le remplissait complètement. Le flacon étant alors bouché, on l'entr'ouvre sous l'eau (ou mieux dans une solution aqueuse contenant 4 ou 5 millièmes de soude ou de potasse), puis on le referme et on l'agite, après quoi on l'ouvre une deuxième fois sous l'eau (le goulot toujours en bas) : il entre une nouvelle quantité de liquide, on ferme, on agite fortement, puis on entr'ouvre encore sous l'eau, en répétant cette opération jusqu'à ce que l'eau cesse d'entrer. Il est évident que tout le liquide introduit de cette manière, a remplacé tout le chlore

absorbé et dissous ; par conséquent, le liquide qui s'est introduit contient un volume de chlore égal au sien ; telle est, précisément, la composition que doit avoir le liquide servant d'unité de mesure.

Il s'agit alors d'appliquer cette unité de mesure à vérifier le titre de la liqueur d'épreuve.

Celle-ci doit contenir une quantité telle d'acide arsénieux, qu'elle nécessite un volume de la solution de chlore égal au sien pour transformer tout l'acide arsénieux en acide arsénique.

Si l'acide arsénieux du commerce était pur, il en faudrait 4^{gr}.439 dissous dans l'eau pour former un litre de la liqueur d'épreuve cherchée. Mais comme cet acide (appelé vulgairement arsenic) contient souvent 1 ou 2 centièmes de matières étrangères, il convient d'en employer 5 à 10 centièmes de plus qu'il n'en faudrait, sauf ensuite à ramener la solution au point exact.

On prépare la liqueur arsénieuse en dissolvant à chaud l'acide préalablement réduit en poudre impalpable, dans de l'acide chlorhydrique liquide pur, étendu de son volume d'eau ; on ajoute alors, à 10 centièmes près, la quantité d'eau qui constituerait la liqueur (4^{gr}.439 dans 1 litre de liquide), puis on essaie cette liqueur avec la solution de chlore, et si 100 parties en volume du liquide arsénieux exigent, pour être saturées, 105 parties de la solution de chlore, il faudra ajouter 5 d'eau à 100 de la liqueur arsénieuse. Evidemment alors, les deux liquides seront équivalents en volume, c'est-à-dire que des volumes égaux seront réciproquement transformés par leur mélange : le chlore en acide chlorhydrique, l'acide arsénieux en acide arsénique.

Nous allons montrer comment se fait cette sorte de saturation, en décrivant la manière dont on procède pour faire l'essai d'un chlorure (ou hypochlorite) de chaux du commerce.

On prend d'abord un échantillon dans plusieurs parties d'un baril ou d'une caisse contenant le chlorure, afin d'avoir la moyenne de toute la masse à essayer. On pèse alors 10 grammes de ce produit, puis on les délaie dans un petit mortier de porcelaine, avec de l'eau, et à plusieurs reprises, décantant chaque fois le liquide, et broyant de nouveau les portions agglomérées ou grenues restées au fond. Tous les liquides décantés et l'eau de lavage sont successivement et au fur et à mesure versés dans un flacon A (fig. 40), en ajoutant en totalité assez d'eau pour former 1 litre, volume indiqué par un trait tracé sur le goulot en *a'* ; enfin, on mé-

lance toutes les parties en renversant et agitant le flacon A après l'avoir bouché.

Si le liquide ainsi obtenu était équivalent à la liqueur arsénieuse, il aurait aussi la même force que la solution servant de commune mesure contenant son volume de chlore (à 0°, et sous la pression de 0^m.76). Or, puisque ce liquide est formé de 10 grammes de chlorure étendu dans 1 litre ou dans 100 fois 10 grammes, il est clair que le chlorure représenterait pour 10 grammes 1 litre de chlore, ou pour 1 kilogramme 100 litres (ou 327 grammes) de chlore : ce serait alors le chlorure commercial dit à 100.

Voici comment on vérifie ce titre :

Dans un vase ouvert B (fig. 41), on verse 10 centimètres cubes de la solution arsénieuse; ces 10 centimètres cubes sont mesurés en plongeant dans un vase C (fig. 42), où se trouve ladite solution, une pipette D (fig. 43), qui contient jusqu'à un trait *d'* le volume de 10 centimètres cubes; on appuie le doigt sur le bout *d''*, on enlève la pipette, on l'égoutte et on l'essuie avec un morceau de papier à filtre, on remue légèrement le doigt pour faire redescendre la solution arsénieuse au trait *d'*; alors on porte la pipette au-dessus du vase B, on lève le doigt, et tout le liquide s'y écoule. On peut rincer l'intérieur de la pipette avec 4 ou 5 centimètres cubes d'eau versés dans un petit entonnoir au-dessus du même vase B.

On remplit une burette graduée E (fig. 44) avec la solution du chlorure à essayer contenu dans le vase A (fig. 40).

Supposons que la burette (fig. 44) soit divisée en 200 degrés, et que remplie jusqu'au premier trait *e'*, elle contienne 20 centimètres cubes, on opérera ainsi la saturation : dans le bocal B, on mettra une goutte de solution d'indigo qui colorera le liquide (acide arsénieux) en bleu clair; puis, tenant ce bocal d'une main, on y fera tourner le liquide en même temps que, tenant de l'autre main la burette E, on fera tomber goutte à goutte la solution de chlorure dans ce bocal; lorsque la nuance bleue sera très-affaiblie, on ajoutera une goutte d'indigo, et l'on fera tomber goutte à goutte le chlorure avec plus de précautions, car le terme de la saturation sera très-peu éloigné : il s'annoncera par la disparition subite de la nuance bleue, car aussitôt que tout l'acide arsénieux est transformé en acide arsénique, une goutte de chlorure ajoutée se trouvant en excès, suffit pour réagir sur l'indigo et le décolorer (ou le faire passer du bleu au jaune très-pâle).

ÉVALUATION DU TITRE.

Si l'on a employé pour arriver au terme 100 divisions = 10 centimètres cubes de la burette, ce sera un volume égal à celui de la solution arsénieuse; donc le titre du chlorure essayé sera 100°; il représente 100 fois son volume ou 0.327 de son poids de chlore. S'il avait fallu employer 200 divisions, évidemment le chlorure eût été deux fois plus faible: car $200 : 100 :: 100 : 50$; donc son titre, au lieu d'être 100°, n'eût été que 50. Si l'on avait employé 150 divisions, on aurait eu le degré du chlorure = 66.6, en établissant la proportion $150 : 100 :: 100 : 66.6$. Le titre du chlorure pourrait être plus élevé que 100°, et c'est ce qui arriverait si dans l'essai on employait seulement 92 divisions de la burette; on ferait alors le petit calcul suivant :

$$92 : 100 :: 100 : 108.7.$$

On comprend que tous les calculs peuvent être faits d'avance. Ainsi, au nombre de 200 divisions, sera substitué le chiffre 50°; les chiffres 66.6 et 108.7 remplaceront les divisions 150 et 92. Toutes les indications intermédiaires de centimètres cubes étant de même remplacées par les indications des degrés, il ne restera plus de calcul à faire, et on lira directement après chaque essai le degré du chlorure sur les divisions du tube ou burette.

On aurait pu obtenir directement ces degrés avec une burette contenant 10 centimètres cubes divisés en 100 parties, si l'on eût rempli cette burette de la solution arsénieuse, et versé goutte à goutte dans les 10 centimètres cubes de la solution de chlorure: en effet, celle-ci eût été d'autant plus forte qu'elle eût exigé pour la saturation plus d'acide arsénieux, et cela proportionnellement aux centièmes de son volume employés; mais il y aurait eu une cause d'erreur grave, comme l'a fait observer Gay-Lussac, le mélange, devenu acide longtemps avant la saturation, eût dès lors décomposé une partie du liquide chloruré, et fait dégager du chlore ou de l'acide hypochloreux perdus pour l'appréciation du titre.

COMBINAISONS DU CHLORE AVEC L'OXYGÈNE.

Le chlore forme avec l'oxygène cinq combinaisons acides bien définies qui sont :

- 1° L'acide hypochloreux ;

- 2° L'acide chloreux ;
- 3° L'acide hypochlorique ;
- 4° L'acide chlorique ;
- 5° L'acide perchlorique ;

Voir, pour la préparation de ces acides, la troisième partie de cet ouvrage.

COMBINAISONS DU CHLORE AVEC L'HYDROGÈNE.

Le chlore se combine directement à l'hydrogène et donne naissance à de l'acide chlorhydrique. Cet acide, extrêmement important pour les arts, est connu sous divers noms ; nous renvoyons, pour sa préparation en grand, à la troisième partie de cet ouvrage.

COMBINAISON DU CHLORE AVEC L'AZOTE.

Chlorure d'azote ou de nitrogène.

Ce composé, dont les propriétés sont des plus remarquables, a été découvert en 1812 par Dulong ; on peut l'obtenir par deux procédés :

1° En faisant passer à travers une solution de sel ammoniac un courant de chlore ; 2° en mettant en contact du chlore gazeux avec une solution de nitrate d'ammoniaque.

Le premier procédé s'exécute de la manière suivante : on prend un entonnoir dont l'extrémité, tirée en pointe, plonge dans une capsule contenant du mercure (pl. 3, fig. 45). Après avoir versé dans l'entonnoir la dissolution du sel ammoniac, on fait arriver dans sa partie inférieure, à l'aide d'un tube, une couche de quelques centimètres d'une dissolution saturée de sel marin, puis on dégage lentement, dans la solution de sel ammoniac, le chlore, au moyen d'un tube qui communique avec l'appareil qui sert à le produire. Le chlore est d'abord absorbé en grande partie par la dissolution du sel ammoniac qui se trouble, et l'on voit apparaître un grand nombre de bulles qui se dégagent. Ce gaz est du chlorure d'azote en vapeur, mêlé avec de l'azote, et il se précipite au fond de l'entonnoir des gouttelettes de chlorure d'azote. Quand on en a obtenu une certaine quantité, on retire l'entonnoir du mercure, on en bouche l'extrémité, et l'on reçoit le chlorure dans une capsule.

Voici le second procédé à l'aide duquel on peut produire

le chlorure d'azote. On fait dissoudre dans de l'eau, à une température de 40° centigrades, du nitrate d'ammoniaque, en quantité suffisante pour que la dissolution soit forte, mais non saturée. On verse cette dissolution dans une capsule plate, sur laquelle on place une cloche préalablement remplie de chlore. Le gaz est absorbé lentement : on voit une matière se rassembler, sous forme d'une huile jaunâtre, à la surface du liquide, et tomber lentement au fond de la capsule. C'est le chlorure d'azote. Il faut avoir soin de n'en recueillir que quelques gouttes à la fois, car sa détonation est si violente, qu'on pourrait courir des dangers si l'on en rassemblait une quantité un peu considérable. On ne saurait trop prendre de précautions en préparant cette substance.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le chlorure d'azote est liquide, comme oléagineux ; sa couleur est fauve, son odeur très-piquante, insupportable, analogue à celle du gaz chloroxycarbonique. Sa saveur n'est pas connue. Sa pesanteur spécifique est de 1.653, d'après Davy. Le chlorure d'azote est très-volatil ; mis en contact avec l'air à la température ordinaire, il s'y vaporise promptement, et lui communique une odeur insupportable qui le rend presque irrespirable. Exposé à une chaleur de 30°, il détonne avec violence, en donnant lieu à un grand dégagement de calorique. Son action sur le phosphore est très-grande ; mis en contact avec ce corps, à la température ordinaire, il détonne avec force. Il se comporte de même avec les huiles ; mêlé avec le soufre, il est décomposé, mais sans détonnation.

Le cuivre, et probablement plusieurs métaux, le décomposent. Il est formé de :

Chlore.	100
Azote.	9,7222

USAGES.

Le chlorure d'azote est sans usages ; ce composé n'est intéressant qu'au point de vue de ses propriétés détonnantes, mais sa préparation est tellement dangereuse, que la plupart des chimistes qui s'en sont occupés ont éprouvé des accidents plus ou moins graves.

On ne connaît pas d'autres combinaisons du chlore avec l'azote.

COMBINAISONS DU CHLORE AVEC LE SOUFRE.

Le chlore forme avec le soufre plusieurs combinaisons, dont deux seulement ont pu être obtenues isolées : la première est le protochlorure de soufre ; la seconde, le bichlorure. Nous allons décrire successivement le mode de préparation de ces deux composés.

Protochlorure de soufre.

PRÉPARATION.

On prépare ce composé en faisant passer un courant de chlore sec à travers de la fleur de soufre. On produit le chlore dans un ballon A, par les moyens ordinaires, puis on le dessèche en le faisant passer au travers d'un tube contenant du chlorure de calcium, auquel on adapte un autre tube qui va plonger au fond d'une éprouvette à pied, où l'on a mis de la fleur de soufre lavée et séchée. Cette éprouvette est placée dans un vase renfermant un mélange frigorifique. Elle est fermée par un bouchon de liège traversé par un tube recourbé qui vient plonger dans un vase contenant de la chaux éteinte pour absorber l'excès du gaz.

Pour le succès de l'opération, il faut que le dégagement du chlore se fasse très-lentement. A mesure que ce gaz se trouve en contact avec le soufre, il s'y combine et forme du chlorure de soufre. On continue jusqu'à ce qu'une grande partie du soufre ait été transformé en chlorure ; mais comme celui-ci contient toujours une certaine quantité de soufre en dissolution, on en élimine ce corps en soumettant le produit brut à une distillation ménagée. Le protochlorure dont le point d'ébullition est à 140 degrés environ, distille intact, et laisse le soufre non combiné dans la cornue.

On modifie quelquefois ce mode de préparation en faisant arriver le chlore dans du soufre liquide. La combinaison des deux corps s'opère et il se forme du protochlorure de soufre qui, sous l'influence de la température élevée du bain de soufre, entre en vapeur à mesure qu'il se produit. On le recueille dans un récipient en verre adapté au vase qui contient le soufre, et pour avoir le produit parfaitement pur, on le soumet à une nouvelle distillation. On peut également

obtenir ce corps en distillant dans une cornue en verre, munie d'une allonge et d'un récipient, du protochlorite d'étain avec la moitié de son poids de fleur de soufre.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le protochlorure de soufre est un liquide rouge-brun, très-volatil. Son odeur est vive, piquante et très-désagréable; sa saveur est très-forte; vu par transmission, il parait d'un rouge-brunâtre, et par réflexion, d'une couleur verte jaunâtre. Il rougit fortement le tournesol; sa pesanteur spécifique à 10° est de 1630.

Chauffé dans une cornue, il entre promptement en ébullition et ne s'altère pas; mis en contact avec l'air, il répand des vapeurs épaisses blanches, et il peut être décomposé par un grand nombre de corps.

Si l'on mêle ensemble parties égales d'eau et de chlorure, il résulte de ce mélange une ébullition très-vive accompagnée d'un grand dégagement de chaleur; l'eau est décomposée; on obtient en dissolution des acides chlorhydrique, sulfureux et sulfurique. Les mêmes phénomènes se manifestent avec l'alcool et l'éther, seulement les effets sont plus marqués à cause de la volatilité des deux liquides. La réaction est même telle, qu'à chaque fois qu'on laisse tomber une goutte de chlorure, il se produit une sorte de décrépitation.

Si, au lieu de verser le chlorure de soufre dans l'éther et l'alcool, on le verse dans l'ammoniaque, il se manifeste une ébullition; du soufre est précipité en entraînant avec lui un peu d'alcali; si celui-ci est en excès, il se forme tout à la fois du sulfite, du sulfate et du chlorhydrate d'ammoniaque; on voit en outre se développer d'épais tourbillons d'un rouge violacé. Les dissolutions de soude et de potasse produisent à peu près le même effet. Si l'on verse le chlorure sur du mercure, la surface du métal se ternit, et bientôt, à la place du mercure, on ne trouve plus qu'une masse grise pulvérulente formée de sulfure et de chlorure de mercure. Il est composé de :

Soufre..	47.43
Chlore..	52.57
	<hr/>
	100.00

Bichlorure de soufre.

Cette seconde combinaison du chlore avec le soufre, renferme une quantité de chlore double de la première.

On obtient ce bichlorure en continuant à faire passer un courant de chlore sec à travers le protochlorure, préalablement refroidi à une température voisine de 0. On reconnaît que la saturation est complète, quand le chlorure a acquis une belle couleur rouge.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le bichlorure de soufre est un liquide rouge, d'une odeur extrêmement forte et désagréable. A l'état de pureté, il bout à la température constante de 95°. Sa densité est de 1,625, l'eau étant prise pour 1,000. Mis en contact avec l'eau, il se décompose comme le protochlorure. Il se forme de l'acide chlorhydrique, de l'acide sulfurique, de l'acide sulfureux et du soufre.

Le bichlorure de soufre est aussi décomposé par un grand nombre de métaux. Il est composé en poids de :

Soufre.	31.08
Chlore.. . . .	68.92
	100.00

Il existe d'autres combinaisons du chlore avec le soufre, mais ces combinaisons n'ayant aucune application dans les arts, ont été peu étudiées jusqu'à présent.

COMBINAISONS DU CHLORE AVEC LE SÉLÉNIUM.

Le chlore forme deux combinaisons avec le sélénium; ces combinaisons sont le protochlorure et le bichlorure.

Protochlorure de sélénium.

Ce chlorure s'obtient en faisant passer un courant de chlore sec sur du sélénium en excès.

Ce composé forme un liquide oléagineux, d'un jaune brunâtre, d'une densité plus grande que celle de l'eau. Mis en contact avec l'eau, il se décompose et forme de l'acide chlorhydrique, de l'acide sélénieux, et du sélénium qui se dépose.

Bichlorure de sélénium.

On l'obtient en mettant du sélénium dans un tube de verre, et en y faisant passer un courant de chlore jusqu'à ce que le métal ait acquis une couleur blanche. On le chauffe ensuite pour le sublimer.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Il se présente sous forme de petits cristaux blancs. Soumis à l'action de la chaleur, il fond et se sublime; il est soluble dans l'eau, et au moment de sa dissolution, il produit une sorte d'effervescence: il la décompose; il est converti en acide sélénique et chlorhydrique. Il est formé de :

Sélénium.	100.0
Chlore.. . . .	175.6

Les chlorures de sélénium ont beaucoup d'analogie avec les chlorures correspondants du soufre. Comme ces derniers, ils n'ont reçu aucune application dans l'industrie.

COMBINAISONS DU CHLORE AVEC LE TELLURE.

Le chlore et le tellure se combinent en deux proportions et forment deux chlorures qui correspondent à ceux du sélénium.

Protochlorure de tellure.

On obtient ce corps dans un état de pureté convenable en distillant le bichlorure de tellure sur du tellure métallique préalablement réduit en poudre.

Le chlorure de tellure se décompose dans l'eau en produisant de l'acide chlorhydrique, de l'acide tellureux et du tellure. Ce corps est solide, mais si on le chauffe à une température plus élevée que son point de fusion, il se volatilise en belles vapeurs jaunes sans se décomposer.

Bichlorure de tellure.

On prépare ce bichlorure en traitant le tellure par le chlore sec; on peut introduire le tellure dans un tube de verre à travers lequel on fait arriver le gaz. On doit dégager le chlore très-lentement afin d'éviter une réaction trop vive; on reconnaît que la combinaison est complètement opérée, lorsque la

matière contenue dans le tube est devenue parfaitement blanche.

Le bichlorure de tellure forme un corps blanc, solide, mais excessivement hygrométrique. Comme le protochlorure, il se décompose dans l'eau en donnant naissance à de l'acide chlorhydrique et à de l'acide tellureux sans dépôt de tellure. Chauffé au-dessus de son point de fusion, il entre en vapeur. Les usages de ces deux corps sont nuls.

SECTION HUITIÈME.

BROME.

Équivalent = 978.3.

ÉTAT NATUREL.

Le brome n'existe pas libre dans la nature, il ne se rencontre qu'à l'état de bromure dans les eaux de la mer, dans quelques eaux minérales, dans les éponges, dans les fucus, etc.; on le rencontre aussi quelquefois dans les minerais d'argent et de zinc, mais il ne s'y trouve qu'en très-minimes proportions.

HISTORIQUE.

La découverte de ce corps fut faite en 1826, par M. Balard, qui l'obtint en analysant les eaux-mères d'une des salines de la Méditerranée. Ce savant chimiste lui donna le nom de *muride*, et en décrivit les principales propriétés, ainsi que le mode d'extraction, dans un mémoire très-étendu, qu'il adressa à l'Académie des sciences. Gay-Lussac, rapporteur de la commission chargée de l'examen de ce mémoire, proposa de remplacer le nom de *muride*, que M. Balard avait donné à ce nouveau corps simple, par celui de brome, sous lequel il est connu. Ce nom, dérivé du grec (βρωμος), signifie mauvaise odeur. Le brome a, en effet, une odeur fétide très-prononcée.

EXTRACTION.

Le brome s'extrait principalement des eaux-mères des marais salants, c'est-à-dire de l'eau de mer dont on a, par cristallisation, séparé le sel marin. Trois procédés peuvent

être employés pour en extraire le brome : on est redevable du premier à M. Balard, du deuxième à M. Desfosses, et du troisième à M. Emerol ; nous allons les décrire dans l'ordre indiqué.

Premier procédé.

1° M. Balard prescrit de faire passer dans les eaux-mères des salines, un courant de chlore ; les bromures sont alors décomposés : il se forme des chlorures et le brome mis à nu se dissout dans la liqueur. Lorsque la liqueur contient un léger excès de chlore, à cette époque, la solution cesse d'acquies de l'intensité de couleur ; on arrête le dégagement du chlore pour retirer la liqueur. Après l'avoir versée dans un flacon que l'on n'emplit qu'aux deux tiers, on y ajoute assez d'éther sulfurique pour le remplir, il faut alors agiter le mélange. L'éther sulfurique enlève le brome à l'eau et se colore plus ou moins. On laisse reposer, l'éther se rassemble à la partie supérieure : après l'avoir décantée, on y ajoute une solution de potasse caustique qui s'empare du brome et forme du bromure de potassium très-soluble et du bromate de potassium peu soluble ; l'éther se trouve alors décoloré et peut servir pour une autre opération. La potasse, par des opérations subséquentes, étant presque neutralisée, on fait alors évaporer la solution, et par le refroidissement, il se forme des cristaux cubiques qui sont du bromure de potassium. Ce sont ces cristaux que l'on emploie avec avantage pour l'extraction du brome. On les fait alors dessécher, et après les avoir réduits en poudre, on les mélange avec quatre parties de leur poids de peroxyde de manganèse et deux d'acide sulfurique étendu de son poids d'eau.

On introduit le mélange de manganèse et de bromure de potassium dans une cornue en verre tubulée ; on fait plonger le col de la cornue dans un vase qui contient de l'eau, on y ajoute alors l'acide et l'on chauffe légèrement. Le brome arrive dans le récipient à l'état de vapeur et se dissout dans l'eau. Une portion se condense sous la forme de gouttelettes et se précipite au fond du vase. Pour l'obtenir à l'état de pureté, on décante l'eau qui le surnage, et on le distille de nouveau avec du chlorure de calcium. Pour se rendre compte des phénomènes qui se passent dans cette opération, il faut d'abord examiner les corps que l'on met en contact. Nous avons déjà vu que le brome existait dans les eaux-mères des salines à l'état de bromure de magnésium. En y faisant passer un courant de chlore, on transforme le bromure de

magnésium en chlorure de magnésium, et le brome est mis en liberté. L'éther sulfurique ayant une puissance dissolvante plus grande que l'eau, s'empare du brome ; la potasse que l'on y ajoute ensuite se combine avec le brome, et forme du bromure de potassium et du bromate de potasse. La formation de ces deux sels est facile à expliquer. Une portion de la potasse abandonne son oxygène au brome et donne naissance à de l'acide bromique qui se combine avec la potasse non décomposée, tandis que la potasse privée de son oxygène (potassium) se combine avec le brome et forme le bromure. Le bromure de potassium étant séparé des corps étrangers, est mêlé avec le peroxyde de manganèse et l'acide sulfurique.

Produits employés :

- 1 atome bromure de potassium,
- 1 — peroxyde de manganèse,
- 2 — acide sulfurique.

Le peroxyde de manganèse pour se combiner avec l'acide sulfurique abandonne une portion de son oxygène, et forme un protosulfate de manganèse ; cet oxygène s'unit à son tour avec le potassium qui se combine avec une autre portion de l'acide et produit du sulfate de potasse. Le brome, devenu libre, se dégage par la chaleur.

Produits obtenus :

- 1 atome brome,
- 1 — sulfate de potasse,
- 1 — protosulfate de manganèse.

Deuxième procédé.

2^o Ce mode d'extraction, dont on est redevable à M. Desfosses, consiste à saturer l'eau-mère des salines par un sixième en poids de chaux vive délayée dans une suffisante quantité d'eau pour en former une bouillie claire ; on porte ensuite à l'ébullition. L'eau-mère contient de l'hydrobromate de magnésie, des chlorures de potassium, de calcium et de magnésium, des sulfates de magnésie de chaux et de potasse : la chaux décompose tous ces sels. Après avoir laissé déposer la liqueur, on la décante, et le résidu est lavé avec de l'eau ; l'eau de lavage est réunie aux premières liqueurs pour les évaporer dans une chaudière en fonte. Cette opération a pour but d'en séparer les sels étrangers qui se dépo-

(1) Dans la nouvelle nomenclature chimique, l'acide hydrobromique prend le nom d'acide bromhydrique,

sent au fond du vase à mesure que la liqueur se concentre; on les retire au moyen d'une écumoire; on continue l'opération jusqu'à ce que le sel ait acquis une saveur amère et piquante. L'eau-mère est alors réduite à un dixième de son volume. Pour en retirer le brome, on l'introduit dans une cornue en verre au col de laquelle se trouve adapté un tube de verre courbé à angle droit, qui plonge dans une éprouvette placée dans un mélange frigorifique. On ajoute dans la cornue de l'acide sulfurique en léger excès avec la moitié du poids de l'acide de peroxyde de manganèse. On procède ensuite à la distillation. Il se forme d'abord des vapeurs d'une couleur jaune orangée foncée, qui viennent se condenser dans le col de la cornue, et par suite dans l'éprouvette lorsque la température de l'appareil est plus élevée. L'opération est terminée lorsque les vapeurs rouges cessent d'avoir lieu. On laisse refroidir l'appareil pour le démonter, et l'on renferme le produit dans un flacon bouché à l'émeri.

1000 kilogrammes d'eaux-mères peuvent fournir 280 grammes de brome.

THÉORIE.

Les divers phénomènes qui se passent dans cette opération sont les suivants : le bromhydrate se trouve décomposé par l'acide sulfurique; l'acide hydrobromique (bromhydrique) est mis à nu, et la base se combine avec l'acide pour former un sulfate; le peroxyde de manganèse cède une portion de son oxygène à l'hydrogène de l'acide hydrobromique (bromhydrique) pour former de l'eau; le brome se trouve mis à nu et se volatilise par l'élévation de température, pour venir se condenser dans le récipient placé dans le mélange frigorifique.

Troisième procédé.

Ce procédé, beaucoup plus économique que les deux précédents, consiste à traiter les dernières eaux-mères incristallisables des salines, ou mieux, celles des cendres de varech, par un léger excès d'acide sulfurique. On transforme ainsi la faible quantité de soude libre et carbonatée qu'elles renferment, en sulfate, qu'on en sépare par l'évaporation. Le sel se dépose en cristaux par le refroidissement : après quelques jours de repos, on décante les liqueurs claires.

Ces liqueurs ou eaux-mères tiennent en dissolution de l'iode et du bromure de potassium. On les étend d'eau jusqu'à ce qu'elles marquent 25. degrés Baumé, et on décompose l'iode par un courant de chlore; il y a formation de

chlorure de potassium et précipitation à peu près complète d'iode. On sépare l'iode par filtration, et les eaux-mères étant concentrées dans une chaudière de plomb, jusqu'à consistance sirupeuse, sont mélangées avec des quantités convenables d'acide sulfurique et de peroxyde de manganèse. On introduit ce mélange dans une cornue tubulée A, qu'on chauffe au bain-marie, en la plaçant dans une petite chaudière remplie d'eau (voir la pl. 3, fig. 46). On adapte au col de la cornue, au moyen d'un bouchon, une allonge B, communiquant avec un récipient C, placé dans un vase rempli d'eau froide, qu'on renouvelle à mesure qu'elle s'échauffe; il serait préférable d'entourer ce récipient d'un mélange frigorifique.

L'appareil étant convenablement disposé et luté, on chauffe légèrement la cornue, en allumant du feu sous la chaudière du bain-marie. Sous l'influence de la chaleur, la réaction se produit; l'acide sulfurique décompose le bromure de potassium avec lequel il forme du sulfate de potasse, qui reste dans la cornue; le brome devenu libre, se dégage sous forme de vapeurs rouges, qui viennent se condenser dans le récipient.

Le brome ainsi obtenu est toujours mélangé avec une certaine quantité d'eau; on sépare ce liquide par décantation, et le brome, mis en contact avec du chlorure de calcium en poudre parfaitement desséché, étant soumis à une nouvelle distillation au bain-marie, donne un produit complètement pur.

Nota. On recueille souvent le brome sous l'acide sulfurique à 64°. Cet acide n'en dissout qu'une quantité inappréciable, et comme il a une densité beaucoup moins grande que celle du brome, il forme une couche à la surface de ce corps qui préserve l'opérateur du contact des vapeurs du brome, qui sont extrêmement vénéneuses et dangereuses à respirer. Dans les laboratoires, on conserve aussi le brome sous une couche d'acide sulfurique.

MOYEN ÉCONOMIQUE DE SÉPARER LE BROME DU CHLORE.

M. Raffaele Piria a remarqué que parmi les nombreuses combinaisons de chlore et de brome avec les différents métaux, celles de baryum offrent un caractère distinctif, dont on peut tirer parti pour séparer ces deux corps. La solution de ce problème est devenue d'autant plus importante, que l'on a constaté, comme nous l'avons dit plus haut, la présence du brome dans plusieurs eaux minérales. Dans ce

nombre se trouvent presque toutes les eaux des environs de Naples, comme l'ont prouvé les nombreuses analyses qu'en a faites le savant M. Lancelloti.

L'on sait, en effet, que l'alcool absolu dissout facilement le bromure de baryum, tandis qu'il n'exerce aucune action sur le chlorure du même métal. On peut aisément obtenir ce résultat de la manière suivante :

On traite à plusieurs reprises, avec de l'alcool à 90°, le résidu salin obtenu par l'évaporation des eaux minérales. Par ce moyen, on sépare les bromures et chlorures des carbonates et sulfates ; on évapore à siccité la solution alcoolique (1) ; le résidu pulvérisé est introduit dans un matras luté, à l'ouverture duquel on adapte un tube en S, et un tube recourbé dont l'extrémité libre plonge au fond d'un vase rempli d'une solution de baryte. L'appareil ainsi disposé, et le matras légèrement chauffé, on verse par le tube en S de l'acide sulfurique étendu, et l'on élève graduellement la température ; les acides chlorhydrique et bromhydrique se dégagent sous la forme de gaz et sont absorbés par la dissolution barytique. L'on sépare l'excès de baryte de la solution, par un courant d'acide carbonique ; on filtre et l'on évapore à siccité, pour obtenir le mélange de bromure et de chlorure de baryum, dont le premier peut être séparé par l'alcool absolu (2) ; son poids indique la quantité de brome qu'il contient, et qu'on peut isoler en le traitant par un mélange d'acide sulfurique étendu de son poids d'eau et de peroxyde de manganèse. Pour les détails de l'opération et l'appareil employé, voir la page 141.

CARACTÈRES DISTINCTIFS DU BROME.

Le brome est liquide, transparent, d'un beau rouge en masse, hyacinthe sous un faible volume, d'une odeur forte et désagréable qui lui a valu le nom qu'il porte. Sa densité est égale à 2,97 ; il se congèle à 7.3 au-dessous de zéro, et offre alors l'apparence d'une masse feuilletée d'un gris de plomb, dont l'aspect est presque métallique. A la température or-

(1) En opérant l'évaporation de la solution alcoolique dans la cucurbitte d'alambic, on pourrait recueillir tout l'alcool employé, ce qui serait un avantage très-grand.

(2) Le bromure de potassium est très-soluble dans l'alcool absolu, mais l'éther sulfurique en dissout des proportions plus considérables. Il serait donc préférable d'employer ce dernier liquide qui, d'ailleurs, ne modifie en rien les résultats de l'opération.

dinaire, la tension de sa vapeur est considérable. Quand on verse quelques gouttes de brome dans un grand flacon, il se vaporise rapidement, et remplit l'intérieur du flacon de belles vapeurs rouges.

Le brome peut se combiner à un grand nombre de corps simples et donner naissance à des bromures. Par ses propriétés chimiques et par ses affinités, il a beaucoup d'analogie avec le chlore ; il peut comme lui former des acides avec l'oxygène et l'hydrogène. De même que le chlore, il agit avec énergie sur les fonctions animales, et ses vapeurs sont extrêmement vénéneuses et dangereuses à respirer. Comme le chlore aussi il attaque et détruit les matières colorantes organiques. Mis en contact avec la peau, il la teint orange, et si le contact est prolongé, il la corrode fortement.

APPLICATIONS.

Le brome est quelquefois employé dans l'usage médical à l'état de bromure, c'est-à-dire en combinaison avec les bases ; on s'en sert aussi dans les laboratoires pour produire des réactions sur les corps organiques et pour séparer l'iode du brome combinés ensemble avec un métal. Mais la principale application de ce corps est dans la préparation des épreuves photographiques auxquelles il donne de la fixité et de l'éclat. En France, la production annuelle du brome est de 1,000 kilogrammes environ, mais cette production pourrait être de beaucoup dépassée, si on trouvait des procédés d'extraction moins dispendieux que ceux actuellement en usage.

COMBINAISONS DU BROME AVEC L'OXYGÈNE.

Le brome peut former, en se combinant avec l'oxygène, deux acides distincts : l'acide bromique et l'acide hypobromeux ; il forme aussi, par ses combinaisons avec l'hydrogène, un troisième acide auquel on a donné le nom d'acide bromhydrique. Nous donnons les modes de préparation de ces acides dans la troisième partie de cet ouvrage.

COMBINAISON DU BROME AVEC L'AZOTE.

Bromure d'azote.

Ce bromure n'a pu être obtenu jusqu'à présent qu'en décomposant le chlorure d'azote par le bromure de potassium.

La préparation est extrêmement dangereuse et doit être entourée des plus grandes précautions, car ce composé est un des fulminants les plus énergiques que l'on connaisse. Comme il n'est d'aucun usage dans les arts, nous n'entrerons pas dans les détails de sa préparation.

Le bromure d'azote forme un liquide d'apparence oléagineuse, d'une odeur très-désagréable et d'une densité plus grande que celle de l'eau. Il est décomposé par l'ammoniaque et par les acides chlorhydrique et bromhydrique.

COMBINAISON DU BROME AVEC LE SOUFRE.

Bromure de soufre.

M. Balard obtient le bromure de soufre en mettant en contact le brome avec le soufre sublimé. La combinaison a lieu à la température ordinaire. Il se produit un liquide d'un aspect oléagineux, d'une couleur rougeâtre, qui, dans son contact avec l'air, répand des vapeurs blanches.

L'eau, à la température ordinaire, exerce une action lente sur le bromure de soufre : à 100° l'action est vive et même accompagnée d'une légère détonation ; il se produit alors de l'acide bromhydrique, de l'acide sulfurique et sulfhydrique.

COMBINAISON DU BROME AVEC LE SÉLÉNIUM.

Bromure de sélénium.

Cette combinaison donne naissance à un corps solide, d'un jaune brunâtre. On l'obtient en combinant directement le brome avec le sélénium. On doit opérer à une température peu élevée, car si l'on chauffe trop fortement, le bromure se décompose en partie.

Ce composé, peu étudié encore, est sans applications dans les arts. Nous croyons cependant que l'on a fait quelques tentatives pour l'employer à la préparation des plaques photographiques.

COMBINAISON DU BROME AVEC LE CHLORE.

Chlorure de brome.

Le chlorure de brome s'obtient en faisant passer un courant de chlore à travers le brome et en condensant les va-

peurs dans un mélange réfrigérant. Il est liquide, d'une couleur moins forte que le brome. Son odeur est pénétrante; mis en contact avec l'air, il répand des vapeurs d'un jaune foncé qui provoquent le larmolement; sa saveur est désagréable. Il peut se dissoudre dans l'eau sans la décomposer, mais il la colore fortement en jaune. Il détruit les couleurs végétales comme les chlorurés décolorants.

SECTION NEUVIÈME.

IODE.

Équivalent = 127.2.

ÉTAT NATUREL.

De même que le chlore et le brome, l'iode ne se rencontre dans la nature qu'à l'état de combinaison soit avec le potassium, soit avec le sodium; il forme alors des iodures. On trouve ces deux sels dans les eaux de la mer et dans certaines eaux minérales auxquelles ils communiquent des propriétés thérapeutiques qui les font rechercher pour le traitement des maladies scrofuleuses. Toutes les plantes marines contiennent aussi des iodures et principalement les fucus, les varechs, etc.; on les trouve encore dans les mollusques, dans les éponges et dans quelques minerais d'argent et de zinc. Des expériences récentes ont démontré que l'iode libre existe en quantité excessivement minime dans l'air atmosphérique.

HISTORIQUE.

L'iode a été découvert en 1812 par Courtois, manufacturier à Paris, qui le trouva parmi les produits de la distillation des eaux mères des cendres de varechs, traitées par l'acide sulfurique. Mais c'est à Gay-Lussac, dont le nom se rattache si honorablement à toutes les grandes découvertes du commencement de ce siècle, qu'on doit la connaissance exacte des propriétés chimiques de ce nouveau corps. Ce chimiste fut, en effet, le premier qui indiqua les principales combinaisons de l'iode avec les corps simples et qui démontra les nombreuses et très-remarquables analogies qu'il présente avec le chlore et le brome.

EXTRACTION.

Premier procédé.

Dans l'industrie, on extrait généralement l'iode des eaux-mères provenant de la lixiviation de la soude de varech. Cette soude est d'abord pilée grossièrement et lessivée à l'eau froide dans des filtres cylindriques en tôle, à doubles fonds percés de trous. Après un contact de 25 ou 30 heures, on fait écouler la solution dans un bassin inférieur également en tôle, et on continue à lessiver la soude jusqu'à ce que l'eau se soit emparée de toutes les parties solubles, ce qu'on reconnaît quand les dernières liqueurs ne marquent plus que zéro à l'aréomètre Baumé. Dans un travail régulier, les liqueurs qui marquent au-dessous de 12 degrés sont employées au lieu d'eau pure, pour recommencer un autre lessivage de soude brute neuve, on économise ainsi les frais de main-d'œuvre et de combustible que ces liqueurs auraient nécessités pour leur concentration.

Les solutions marquant 15 degrés au moins sont filtrées, puis évaporées dans des chaudières de fonte jusqu'à forte pellicule; on les coule ensuite dans un cristalliseur en bois doublé en plomb, où, par le refroidissement, le chlorure de potassium et de sodium, le sulfate de potasse et de soude qu'elles renferment, cristallisent. Comme ces sels ont des degrés différents de solubilité dans l'eau, on utilise cette propriété pour opérer leur séparation par des dissolutions et des cristallisations successives.

Les eaux mères incristallisables qui proviennent de cette opération marquent de 50 à 55 degrés à l'aréomètre Baumé: elles contiennent de l'iodure de potassium. Pour en extraire l'iode, on les sature par un léger excès d'acide sulfurique; on porte le mélange à l'ébullition dans une chaudière de fonte et on l'y maintient pendant une demi-heure au moins; on arrive ainsi à décomposer les chlorures, les sulfures et les hyposulfites qui existent toujours dans les eaux mères et dont la présence rendrait l'extraction de l'iode presque impossible.

La réaction terminée, on laisse déposer la liqueur; quand elle est refroidie, on la décante avec soin et on l'introduit dans de grandes cornues en verre tubulées, munies d'une allonge et d'un ballon. On y ajoute une quantité égale à celle de l'acide sulfurique employé, de peroxyde de manganèse en poudre impalpable. On chauffe doucement ces cornues sur

un bain de sable : des vapeurs violettes viennent, sous forme d'écaillés brillantes de couleur gris d'acier, se condenser dans les allonges et les ballons : c'est l'iode.

On reconnaît que l'opération est terminée, lorsqu'en augmentant la température des cornues, il ne se produit plus de vapeurs violettes. L'iode est alors retiré des vases qui le contiennent, puis est lavé avec de l'eau chargée de potasse et ensuite à l'eau pure. On le fait ensuite égoutter pendant quelque temps, soit sur des caisses recouvertes d'une forte toile, soit dans des filtres coniques munis d'un faux-fond percé de trous. On le fait ensuite sécher, en le plaçant sur des feuilles de papier sans colle qu'on dispose sur des caisses remplies de cendres sèches, tassées, qu'on ferme aussitôt des couvercles. On évite ainsi la volatilisation d'une partie de l'iode, et de plus, la propriété hygroscopique des cendres rend la dessiccation plus prompte.

L'iode, ainsi obtenu, n'est jamais complètement pur ; on le purifie par sublimation, c'est-à-dire, en lui faisant subir une nouvelle distillation. Nous décrirons cette opération à la suite du deuxième procédé.

Deuxième procédé.

Ce deuxième procédé, plus manufacturier que le premier, repose sur la propriété que possède le chlore de décomposer l'iodure de potassium, et de mettre l'iode en liberté.

L'iodure de potassium existe, comme nous l'avons vu, dans les eaux mères inertes des soudes de varech. Comme pour le premier procédé, lorsque ces eaux ne donnent plus de cristaux, on les sature par l'acide sulfurique employé en léger excès ; on fait bouillir pour opérer la décomposition des sulfures, hyposulfites, sulfites, chlorures et carbonates.

Après la réaction, les eaux mères marquent froides 55° Baumé ; on les amène à 25° par l'addition d'une suffisante quantité d'eau : on les filtre pour les avoir parfaitement limpides ; et lorsqu'elles sont en cet état, on les sature par un courant de chlore (voir, pages 109 et suivantes, les procédés employés pour produire le chlore). On arrête l'action du gaz au moment précis où l'on reconnaît que la saturation est terminée : car si elle n'était pas complète, une partie de l'iodure ne serait pas décomposée et diminuerait d'autant le produit en iode ; si, au contraire, la saturation est dépassée, l'excès de chlore s'unit à une portion équivalente d'iode et forme un chlorure d'iode ; il est donc important de surveiller attentivement l'opération et d'arrêter l'émission du chlore lorsque tout l'iodure de potassium est

décomposé ; on reconnaît qu'il en est ainsi quand une petite quantité de la liqueur essayée à part dans un verre à réactif, ne précipite ni par le chlorure, ni par l'iodure de potassium.

Dans cette opération, la précipitation de l'iode est due à la décomposition de l'iodure et à la formation du chlorure de potassium qui reste en dissolution dans la liqueur. Quand celle-ci est complètement éclaircie, on la décante, et l'iode qui reste au fond du vase sous la forme d'une poudre noirâtre, est soumis à plusieurs lavages à l'eau pure, que l'on renouvelle jusqu'à ce que l'eau décantée ne marque plus que zéro, ce qui annonce l'élimination complète de tout le chlorure de potassium que pouvait retenir l'iode. On recueille l'iode qui se trouve au fond du vase et on le met égoutter sur des toiles ou sur des filtres, puis on le dessèche entre des feuilles de papier sans colle, qu'on place sur une caisse remplie de cendres, comme nous l'avons indiqué dans le premier procédé.

Dans les laboratoires, lorsqu'on veut préparer de petites quantités d'iode pur, on décompose l'iodure de potassium, par le peroxyde de manganèse en poudre et l'acide sulfurique étendu de son poids d'eau. On introduit les matières dans une cornue en verre munie d'une allonge et d'un récipient (voir pl. 3, fig. 46), on chauffe ensuite la cornue sur un bain de sable ; sous l'influence de la chaleur, il se produit une vapeur d'une belle couleur violette, qui se condense dans l'allonge et le récipient ; c'est l'iode.

On peut encore préparer l'iode en petite quantité en décomposant une dissolution d'iodure de potassium pur par un courant de chlore ; on obtient l'iode sous la forme d'une substance noirâtre qu'on lave à l'eau pure pour éliminer le chlorure de potassium et qu'on purifie ensuite par sublimation.

Purification de l'iode par sublimation.

L'iode obtenu par les procédés que nous venons de décrire n'est jamais absolument pur. On le purifie par distillation ou sublimation. Cette opération s'effectue dans des cornues en grès ou en fonte chauffées dans un bain de sable. Par la chaleur, l'iode se volatilise et vient se condenser dans des récipients.

Voici la description de l'appareil employé pour cette opération. (Voir la planche 3, figure 47.)

AA, massif du four ; B, foyer ; C, cendrier.

EE, grande caisse en fonte remplie de sable et contenant six cornues, trois de chaque côté.

FF, cornues en grès ou en fonte servant à la sublimation.

GG, récipients en grès de forme ellipsoïdale. Chacun de ces vases est muni de trois tubulures : l'une de ces tubulures est destinée à recevoir le col de la cornue ; la deuxième reçoit un tube recourbé qui conduit les vapeurs aqueuses et celles d'iode non condensées dans un vase de condensation. Les récipients sont en outre munis d'un couvercle mobile **HH**, afin de pouvoir en retirer l'iode après chaque opération.

On introduit dans chaque cornue 20 à 25 kilogrammes d'iode ; ces vases sont ensuite placés dans la caisse **EE**, sur le fond de laquelle on a mis une couche de sable de 6 à 8 centimètres d'épaisseur. L'espace vide laissé entre les cornues est également rempli de sable. Cette condition est indispensable pour la réussite de l'opération ; car par la faible quantité de chaleur latente que contient la vapeur d'iode, cette vapeur se condenserait dans le col des cornues, y cristalliserait et ne pourrait alors arriver dans les récipients. On évite ces inconvénients, en recouvrant entièrement les cornues de sable, de manière que l'extrémité seule de leur col soit libre et puisse s'adapter dans la tubulure du récipient.

Tout étant ainsi disposé, on commence à chauffer l'appareil en allumant le feu au fourneau. Au commencement de l'opération, il doit être conduit avec lenteur pour donner aux cornues le temps de s'échauffer graduellement. Quand la température est suffisamment élevée, l'eau qui se trouve interposée dans l'iode se dégage, et immédiatement après, la sublimation de l'iode commence. Cette sublimation ne doit être ni trop lente ni trop rapide, et vers la fin de l'opération, on donne un coup de feu pour volatiliser les dernières portions d'iode.

L'iode recueilli dans les récipients se présente sous la forme de petites lames brillantes ; mais lorsqu'on veut l'obtenir en cristaux plus volumineux, on procède à plusieurs opérations successives avant d'enlever l'iode qui se trouve condensé dans les récipients.

CARACTÈRES DISTINCTIFS DE L'IODE.

L'iode purifié par sublimation se présente en paillettes solides ou en cristaux d'un noir bleuâtre avec éclat métallique, ressemblant au proto-sulfure d'étain et au peroxyde

de manganèse cristallisé. Son odeur est vive et piquante, excite le larmolement; elle se rapproche de celle du chlorure de soufre. Il cristallise en octaèdres. Sa pesanteur spécifique est de 4,950, l'eau étant prise pour 1,000. Appliqué sur la peau, il la colore en jaune, couleur qui disparaît après quelques heures; mis en contact avec le papier, il le colore en brun rougeâtre et finit par le corroder; son action sur l'économie animale est aussi des plus énergiques.

L'iode entre en fusion à 107° et forme un liquide presque noir; il bout vers 180° et donne alors des vapeurs d'un violet magnifique. La densité de sa vapeur est, d'après les récentes expériences de M. Dumas, 8,716. Cette vapeur est presque 9 fois aussi lourde que l'air atmosphérique. L'iode est très-peu soluble dans l'eau, qui n'en dissout que 1/7000 environ de son poids; mais il est très-soluble dans l'alcool, l'éther et surtout dans le sulfure de carbone auquel il communique une coloration violette.

Cette coloration est tellement intense que le sulfure de carbone est un des réactifs les plus délicats pour découvrir la présence des plus faibles traces d'iode dans un liquide.

L'iode présente, dans ses combinaisons, une grande analogie avec le chlore et avec le brome, mais ses affinités sont en général plus faibles. Il ne peut se combiner à l'oxygène que quand celui-ci est à l'état naissant. Il a au contraire une très-grande affinité pour l'hydrogène. Elle est telle qu'il l'enlève à plusieurs corps; cependant son action décolorante sur les couleurs végétales est beaucoup moins énergique que celle du chlore.

APPLICATIONS.

Pendant un certain temps, l'iode n'était employé que dans les laboratoires de chimie. Depuis, la découverte de M. Coindet, médecin très-distingué de Genève, qui désirait se rendre compte des divers médicaments employés pour le traitement des goîtres, trouva que, d'après des analyses récentes, ces divers médicaments renfermaient de l'iode à l'état de combinaison. Partant de ce principe, que ces matières n'agissant que par les combinaisons d'iode qu'elles renfermaient, on pourrait alors les remplacer avec avantage par les combinaisons d'iode. L'expérience confirma son opinion. Toutefois, l'emploi des préparations d'iode ne doit être fait qu'avec circonspection. L'iode employé à haute dose est un poison violent, il détruit en peu de temps la membrane intérieure de l'estomac, et donne promptement la mort.

Enfin, les préparations d'iode sont encore employées par

les fabricants d'indiennes pour obtenir sur les étoffes la belle couleur de l'iodure de mercure, dont nous parlerons dans l'étude des iodures.

Mais l'application la plus importante de l'iode tient à l'usage qu'on en fait (concurrément avec le brome) pour la préparation des épreuves protographiques. Depuis son application à cet art nouveau, la production annuelle de l'iode s'est considérablement accrue. Pour la France, cette production s'est élevée dans ces dernières années à 9 à 10,000 kilogrammes. Le prix moyen de l'iode est de 34 fr. le kilogramme.

Une des propriétés les plus remarquables de l'iode est celle qu'il présente avec l'amidon. Si l'on prend une dissolution d'amidon à l'état d'empois et qu'on y ajoute une très-faible quantité d'iode, à l'instant même tout le liquide se colore en bleu très-vif. Cette propriété, qui n'appartient qu'à l'iode, peut servir à constater la présence d'un millionième d'amidon dans l'eau pure; réciproquement l'amidon peut également déceler les plus faibles traces d'iode tenu en dissolution dans un liquide neutre ou très-légèrement acidulé par l'acide chlorhydrique. Il est essentiel d'opérer sur des solutions froides, car l'iode ne détermine pas de colorations bleues sur les dissolutions bouillantes d'amidon.

MOYENS POUR RECONNAITRE LA PURETÉ DE L'IODE.

Depuis que l'iode a trouvé de nouvelles applications, des commerçants peu délicats ont cherché à le falsifier en y mêlant des substances étrangères. Parmi ces substances, celles qu'on emploie principalement, sont : 1° le charbon animal et minéral obtenu bien brillant ; 2° le sulfure d'antimoine et la plombagine ; 3° le peroxyde de manganèse bien cristallisé. Deux moyens peuvent être employé pour reconnaître ces substances : 1° on traite 5 grammes d'iode par 50 à 60 grammes d'alcool pur ; si l'iode est pur, il se dissout entièrement sans laisser de résidus ; 2° on chauffe dans une petite capsule de porcelaine 1 ou 2 grammes d'iode. S'il est pur, il doit se volatiliser sans résidu. Soit que l'on opère par l'un ou l'autre des moyens ci-dessus, l'obtention d'un résidu indique toujours le mélange de l'iode avec des substances étrangères.

Généralement, l'iode pur est remarquable par sa belle cristallisation et son reflet métallique.

PROCÉDÉ POUR EXTRAIRE L'IODE DES BAINS IODURÉS.

Le prix élevé de l'iode, l'usage chaque jour plus fréquent qu'on en fait contre certaines maladies, nous engageant à publier le procédé suivant indiqué par M. Liebig. Ce qui a surtout engagé ce savant à s'occuper de cette matière, c'est la proportion considérable d'iode qu'on introduit dans un seul bain ; quantité qui jusqu'à présent avait été totalement perdue. Voici en quoi consiste ce procédé :

On fait une dissolution d'une partie de sulfate de cuivre et de deux parties un quart de sulfate de fer, dans douze parties d'eau. La dissolution achevée, on la verse dans le bain ioduré, duquel on veut séparer l'iode. Il en résulte le plus souvent instantanément un précipité ; quelquefois cependant l'addition d'une petite quantité d'ammoniaque est nécessaire pour qu'il soit complet. Cette addition doit se faire avec beaucoup de précaution ; ordinairement 2 à 3 grammes suffisent par bain. Quand le précipité s'est bien déposé, on examine, avant de le rejeter, si le liquide surnageant ne précipite plus par la dissolution métallique.

Par ce procédé, dit M. Liebig, on précipite si complètement l'iode, qu'aucun réactif n'est capable d'en montrer ensuite la présence dans les liquides ; on réunit les précipités provenant du traitement de six ou huit bains ; on les jette en dernier lieu sur un filtre et on les y lave parfaitement. On dessèche la masse, puis, comme dans la préparation de l'iode, par le premier procédé que nous avons décrit page 146, on prend 5 parties du résidu desséché que l'on mêle avec 2 parties de peroxyde de manganèse et 3 parties d'oxyde sulfurique à 66 degrés étendu de son poids d'eau. On introduit le mélange dans une cornue munie d'une allonge et d'un récipient (voir la planche 3, fig. 46), et on distille au bain de sable jusqu'à siccité. Vers la fin de l'opération, on augmente l'action du feu pour volatiliser les dernières portions d'iode. On peut ensuite purifier l'iode par sublimation, mais nous avons pu nous convaincre que lorsque la distillation est conduite avec beaucoup d'attention, le produit se trouve toujours suffisamment pur pour l'industrie.

Ce procédé très-économique donne les résultats les plus satisfaisants. Il peut être appliqué avec avantage dans les établissements de bains iodurés et dans les hôpitaux. 40 bains iodurés contenant ensemble 640 grammes d'iodure de potassium, ont produit 450 grammes d'iode pur.

COMBINAISONS DE L'IODE AVEC L'OXYGÈNE.

L'iode peut former trois acides en se combinant avec l'oxygène. Ces acides sont :

- 1° L'acide iodique ;
- 2° L'acide periodique ;
- 3° L'acide hypiodique.

Nous traiterons de leur préparation dans la troisième partie de cet ouvrage. Nous renvoyons également à cette troisième partie de l'ouvrage pour la préparation de l'acide iodhydrique, acide résultant de la combinaison de l'iode avec l'hydrogène.

COMBINAISON DE L'IODE AVEC L'AZOTE.

Iodure d'azote.

La découverte de cet iodure est due à Courtois. On le prépare en mettant de l'iode préalablement réduit en poudre fine en contact avec de l'ammoniaque. Après 25 ou 30 minutes de réaction, on verse la matière sur de petits filtres afin de séparer l'excès d'ammoniaque ; il se dépose une poudre d'un gris noir qu'on lave très-rapidement avec un peu d'eau distillée. On enlève cette poudre de dessus les filtres pendant qu'elle est humide, puis on la fait sécher sur des feuilles de papier. Cette poudre est l'iodure d'azote.

La théorie de cette réaction peut s'expliquer comme il suit : une portion de l'ammoniaque est décomposée ; l'azote s'unit à une partie de l'iode, forme de l'iodure qui se dépose sous forme de poudre noirâtre ; l'autre partie d'iode se combine avec l'hydrogène pour former de l'acide iodhydrique.

Comme cet iodure est très-détonnant, on n'en prépare jamais que de petites quantités à la fois, 5 à 6 grammes par exemple.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

L'iodure d'azote se présente sous forme d'une poudre noire grisâtre. Il fulmine avec la plus grande force ; sec, il peut même détonner spontanément ; humide, la détonnation n'a lieu que par une légère pression : elle est accompagnée d'un dégagement de lumière très-sensible dans l'obscurité. Cette production de lumière est due à ce que l'iode et l'azote se

séparent à l'état de gaz. L'iodure d'azote peut être décomposé par un très-grand nombre de corps ; tels sont surtout les alcalis. A peine la potasse liquide est-elle versée sur cet iodure, qu'il se dégage un grand nombre de bulles formées de gaz azote.

COMBINAISON DE L'IODE AVEC LE SOUFRE.

Sulfure d'iode.

PRÉPARATION.

Le soufre s'unit facilement à l'iode. Pour obtenir le sulfure d'iode, on introduit dans un tube de verre, que l'on chauffe légèrement, un mélange de fleur de soufre et d'iode ; la combinaison ne tarde pas à avoir lieu. A une température un peu plus élevée que celle nécessaire pour opérer sa combinaison, ce sulfure se décompose.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le sulfure d'iode est rayonné et brillant comme celui d'antimoine.

COMBINAISONS DE L'IODE AVEC LE CHLORE.

L'iode peut former deux combinaisons avec le chlore : un protochlorure et un perchlorure.

Protochlorure d'iode.

Le protochlorure d'iode peut s'obtenir de plusieurs manières : 1° en faisant arriver un courant de chlore sec sur de l'iode placé dans un tube ayant la forme d'un U, ou dans une éprouvette contenant un peu d'iode. L'iode absorbe rapidement le chlore, et forme, en produisant une élévation de température de 100° centigrades environ, un composé déliquescent, dont quelques parties sont d'un jaune orangé clair et quelquefois d'un rouge orangé, qui donnent lieu, par leur mélange avec l'eau, les premières, à de l'acide chlorhydrique et iodique, et les secondes, à de l'acide chlorhydrique et iodique ioduré. Ce mode de préparation ne donne que très-rarement un produit pur ; le second mode permet d'arriver à de meilleurs résultats.

Second procédé.

Ce procédé consiste à décomposer le chlorate de potasse par l'iode. On introduit dans une petite cornue en verre munie d'une allonge et d'un récipient, un mélange formé de 4 parties de chlorate et d'une partie d'iode. On chauffe légèrement pour faciliter la réaction ; il se forme du perchlorate et de l'iodate de potasse qui restent dans la cornue. Le protochlorure qui se produit pendant la réaction, distille et vient se condenser dans le récipient.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le protochlorure d'iode obtenu par le second procédé forme un liquide oléagineux d'un jaune rougeâtre. Son odeur est vive et piquante, sa saveur est âcre et amère ; mis en contact avec de l'eau bouillante, il se décompose ; le chlore se dégage et l'iode colore la liqueur en brun ; par l'addition d'une petite quantité de colle d'amidon, cette coloration brune passe immédiatement au bleu. Sa composition pour 100 est de :

Iode.	78.11
Chlore.	21.89
	<hr/>
	100.00

USAGES.

Le protochlorure d'iode est employé dans les laboratoires pour produire certaines réactions ; dans les arts, on s'en sert pour la préparation des plaques daguerriennes.

Perchlorure d'iode.

Ce perchlorure s'obtient en faisant passer un grand excès de chlore sec sur de l'iode ; on place l'iode dans une éprouvette ; à mesure que la combinaison des deux corps s'opère, il se forme un liquide brun qui n'est qu'un protochlorure d'iode ; mais, sous l'influence d'un excès de chlore, ce liquide se concrète, devient solide et offre l'apparence d'une matière cristalline d'un jaune clair.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Comme nous l'avons vu plus haut, ce corps est solide et d'une nuance qui varie du jaune clair au jaune foncé. Chauffé

à une température au-dessus de son degré de fusion, il se décompose et est ramené à l'état de protochlorure. La solution aqueuse de ce chlorure est presque incolore : il est décomposé par l'éther et l'alcool anhydre ; cette décomposition donne naissance à de l'acide chlorhydrique, de l'acide iodique et du protochlorure d'iode. Sa composition en poids est de :

Iode.	45.61
Chlore.	54.39
	100.00

Il est présumable qu'il existe encore d'autres combinaisons d'iode et de chlore, mais l'étude de ces combinaisons est encore incomplète.

COMBINAISONS DE L'IODE AVEC LE BROME.

L'iode peut se combiner en deux proportions avec le brome et former le proto et le perbromure ; les deux combinaisons sont liquides.

PRÉPARATION.

On peut obtenir directement les bromures d'iode, en mettant en contact l'iode avec les vapeurs de brome. Si l'on met un excès d'iode relativement au brome, on obtient le protobromure ; si le brome domine sur l'iode, on forme du perbromure.

USAGES.

Les bromures d'iode sont principalement employés pour la préparation des épreuves photographiques.

SECTION DIXIÈME.

FLUOR.

Équivalent = 239.8.

ÉTAT NATUREL.

Le fluor ne se rencontre nulle part dans la nature à l'état libre, mais il fait partie d'un grand nombre de combinaisons

naturelles dont la plus importante est le spath fluor ou chaux fluatée. Les chimistes ont classé ce corps parmi les métalloïdes, et cependant, son existence comme corps simple n'a pas encore été démontrée d'une manière bien certaine. Cette impuissance de la science tient peut-être moins à la grande affinité de ce corps pour ses combinaisons qu'à l'action énergique qu'il exerce sur les vases que l'on emploie pour l'isoler. Par une propriété remarquable et unique, il attaque toutes les substances avec lesquelles on le met en contact : il perce rapidement le verre et se combine immédiatement au silicium avec lequel il forme du fluorure de silicium. Le platine lui-même, qui résiste aux plus hautes températures et à l'action des alcalis caustiques et des acides les plus puissants et les plus énergiques, est fortement attaqué par le fluor.

Divers procédés ont été indiqués pour isoler le fluor. Humphry Davy, célèbre chimiste anglais, l'a obtenu en faisant passer un courant de chlore sec sur du fluorure d'argent chauffé en vase clos ; sous l'influence du chlore, le fluorure est décomposé et le fluor, mis en liberté, se dégage sous la forme d'un gaz incolore.

Nota. — Ce procédé repose sur l'affinité du chlore pour l'argent, et ses affinités pour ce métal sont tellement énergiques, qu'il l'enlève à la plupart de ses combinaisons. Mais, lorsqu'on produit la réaction dans des vases en verre, le fluor n'est jamais complètement pur ; il attaque la silice, s'y combine et forme, comme nous l'avons dit plus haut, du fluorure de silicium, de sorte que ce procédé ne permet pas d'obtenir le fluor à l'état de pureté.

MM. J. Knox et I. Knox, ont adressé un mémoire à l'Académie des sciences, dans lequel ils décrivent un nouveau procédé pour préparer le fluor à l'état de pureté. D'après ces chimistes, on ne doit employer dans la préparation du fluor que des vases en spath fluor, qui est la seule substance connue sur laquelle le fluor soit sans action. Ces vases sont garnis de fil-de-fer, afin d'égaliser la température et d'empêcher qu'ils ne se brisent par l'application de la chaleur ; les allonges et les récipients sont aussi en spath fluor.

On introduit du fluorure de mercure dans un de ces vases, et après l'avoir convenablement disposé, on y adapte une allonge et un récipient. Cela fait, on chauffe le vase qui renferme le fluorure et on y fait arriver un courant de chlore sec. Le chlore se combine avec le mercure et forme du bichlorure de mercure (sublimé corrosif), et le fluor, mis en liberté, se dégage.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le fluor, ainsi obtenu, forme un gaz incolore, ayant une saveur forte, non piquante, et très-facile par conséquent à distinguer du chlore et de l'acide fluorhydrique. Ce gaz, exposé à l'air humide, ne répand pas de fumée, comme cela aurait lieu s'il renfermait la moindre quantité d'acide fluorhydrique. Il n'éteint pas le phosphore en ignition, propriété qui semblerait devoir le placer parmi les soutiens de la combustion; lorsqu'il est en dissolution dans l'eau, il possède toutes les propriétés de l'acide fluorhydrique; il attaque le verre, rongit les couleurs bleues végétales de tournesol et de violette et forme des précipités avec les dissolutions de chaux et de baryte. Quand on expose du verre humide à l'action de ce gaz, le verre est vivement attaqué et dépoli; dans les arts, on utilise cette propriété pour graver sur le verre. C'est aussi par le même gaz libre ou combiné (acide fluorhydrique) qu'on parvient à dépolir intérieurement les globes et les cylindres employés pour les lampes.

Des combinaisons du fluor.

Le fluor se rencontre dans un grand nombre de combinaisons naturelles; on ne connaît pas encore de combinaisons de ce corps avec l'oxygène; mais il a une grande affinité pour l'hydrogène, avec lequel il forme l'acide fluorhydrique, acide très-important par ses applications, et sur la préparation duquel nous reviendrons dans la troisième partie de cet ouvrage.

SECTION ONZIÈME.

PHOSPHORE.

Équivalent = 387.5.

ÉTAT NATUREL.

Le phosphore ne se rencontre nulle part à l'état de liberté dans la nature; car son affinité pour l'oxygène est telle que dès qu'il est en présence de ce gaz ou de l'air atmosphérique, il éprouve une combustion spontanée qui le transforme en acide phosphorique. Cet acide ne s'y peut non plus rencon-

trer libre, car son affinité pour les bases le ferait s'y combiner aussitôt. Le phosphore ne peut donc exister dans la nature que combiné avec l'oxygène et les bases : il forme alors la série si nombreuse des phosphates ; ces sels sont très-répandus dans les trois règnes ; mais c'est surtout dans le règne animal que le phosphore se trouve en plus grande abondance ; il forme alors le phosphate de chaux, sel qui, à lui seul, constitue environ les deux tiers de la matière solide des os des mammifères et des oiseaux.

HISTORIQUE.

La découverte du phosphore date de 1669 ; elle fut faite accidentellement par Brandt, alchimiste de Hambourg, pendant ses infructueuses recherches sur la pierre philosophale. Il l'obtint, le premier, par la distillation des résidus solides de l'évaporation de l'urine. Brandt fit part de sa découverte à Kunckel, sans toutefois lui communiquer son procédé. Celui-ci sachant que le phosphore existait dans l'urine chercha le moyen de l'en extraire, et y parvint après de nombreuses expériences. En 1769, Gahn et Scheele découvrirent le phosphore dans les os et donnèrent le moyen de l'en extraire par un procédé simple et sûr.

Fabrication du phosphore en grand.

On extrait le phosphore des os par divers procédés. Le premier que nous allons décrire est le plus généralement suivi. On commence par brûler les os au contact de l'air, afin de détruire complètement la matière organique, qui se dégage à l'état de produits gazeux. On reconnaît que la calcination est terminée lorsque les os sont devenus blancs et qu'ils ne répandent plus aucune odeur sensible ; on peut employer pour cette calcination un four à réverbère semblable à ceux qui servent à la fabrication de la soude artificielle ou à celle de la chaux. On étale les os dans le four préalablement chauffé au rouge, et on entretient la combustion par le foyer jusqu'à ce que les os soient entièrement calcinés ; la durée moyenne de chaque opération est de 15 à 18 heures. Lorsqu'elle est terminée, on vide le four et on le recharge immédiatement.

100 kilogrammes d'os donnent de 40 à 45 pour 100 de leur poids de résidu blanc incombustible. Ce résidu est un mélange de phosphate de chaux basique et de carbonate de chaux ; le premier de ces sels y existe dans la proportion de

-80 à 82 pour 100. Le second dans celle de 15 à 18. Le reste est formé de sable et d'argile.

PULVÉRISATION.

Les os calcinés à blanc sont la matière qui fournit le phosphore. Mais comme après cette opération, ils ont conservé leur structure primitive, il est indispensable d'en opérer la pulvérisation avant de les traiter par l'acide sulfurique. Cette pulvérisation se fait au moyen de pilons en bois ; mais on a trouvé plus avantageux d'employer pour cette opération un moulin à meules verticales semblable à celui que nous avons représenté pl. 3, fig. 48. Les os pulvérisés sont tamisés dans un blutoir, pareil à celui dont on se sert pour bluter le noir animal. On sépare ainsi les parties qui n'ont pas été suffisamment pulvérisées et on les reporte sous les meules. La poudre tamisée est ramassée et recueillie dans des tonneaux où on la conserve pour l'usage.

DÉCOMPOSITION PAR L'ACIDE SULFURIQUE.

Cette opération a pour but de transformer le phosphate de chaux basique en biphosphate et le carbonate en sulfate de chaux. Le premier de ces sels étant très-soluble reste en dissolution dans la liqueur, tandis que le sulfate l'étant au contraire très-peu, se précipite presque complètement. Il devient alors très-facile de séparer ces deux sels ; mais n'anticipons pas.

Voici la manière de procéder : on prend un cuvier doublé en plomb de la capacité de 5 à 600 litres ; on y verse d'abord 150 litres d'eau bouillante, puis 40 à 45 kilogrammes d'acide sulfurique à 66° Baumé. On délaie alors peu à peu dans cette liqueur et en remuant bien à chaque fois avec une spatule en bois, 50 kilogrammes d'os calcinés à blanc et réduits en poudre fine.

L'acide sulfurique décompose le carbonate de chaux, se combine à cette base avec laquelle il forme du sulfate de chaux et déplace l'acide carbonique qui se dégage avec une vive effervescence. L'acide sulfurique décompose aussi le phosphate, mais il ne lui enlève pas la totalité de la chaux ; il ne lui en enlève seulement qu'une partie avec laquelle il forme une nouvelle quantité de sulfate de chaux et laisse le phosphate à l'état de biphosphate.

Pour favoriser la réaction et la rendre plus complète, on abandonne le mélange au repos pendant 3 ou 4 jours, ayant

soin de le remuer de temps à autre dans les deux premiers jours.

Par le repos, le sulfate de chaux se sépare de la liqueur claire; celle-ci est alors décantée à l'aide d'un siphon en plomb ou en verre placé au-dessus du dépôt; cette liqueur est recueillie dans un deuxième cuvier vide doublé en plomb.

Dans un travail en grand, on a ordinairement un grand nombre de cuiviers qu'on dispose sur des chantiers par bandes de six. Chaque cuvier reçoit un chargement de 150 litres d'eau bouillante, 40 à 45 kilogrammes d'acide sulfurique à 66° Baumé, et 50 kilogrammes d'os en poudre. Pour la conduite des opérations, on procède comme il est dit ci-dessus.

LAVAGE DU DÉPÔT.

Lorsqu'on a décanté la liqueur claire, on verse le dépôt de sulfate de chaux dans de grands tonneaux de 600 litres environ, ayant au tiers de leur hauteur un contrefond en bois percé de trous et recouvert de paille pour servir de filtre. A la partie inférieure du tonneau, est placée une canelle en bois servant à tirer les liqueurs. Le dépôt étant convenablement égoutté, on commence par le laver avec les liqueurs faibles des opérations précédentes et on finit par des lavages successifs à l'eau pure. Les liqueurs marquant un degré inférieur à 10° Baumé servent pour le lavage des dépôts d'opérations ultérieures; celles qui sont au-dessus sont mélangées avec les liqueurs fortes et soumises à l'évaporation. Comme ces liqueurs retiennent toujours une certaine quantité de sulfate de chaux en suspension, il est avantageux de les passer au travers d'un filtre de laine afin d'en éliminer ce sel le plus complètement possible. Quelques fabricants se dispensent de filtrer les liqueurs en les abandonnant au repos pendant plusieurs semaines dans de grands bassins doublés en plomb. Lorsqu'elles sont devenues parfaitement limpides, on les soutire à l'aide de siphons placés au-dessus du dépôt et on les soumet à l'évaporation.

ÉVAPORATION OU CONCENTRATION DES LIQUEURS.

Ces liqueurs, comme nous l'avons vu plus haut, contiennent en dissolution tout le phosphate acide de chaux qu'on a enlevé aux os; elles contiennent en outre une très-petite quantité de sulfate de chaux qui s'en sépare pendant l'évaporation. Ces liqueurs sont d'abord concentrées dans une chau-

dière en plomb qui est ordinairement d'une seule pièce et dont la grandeur varie suivant les localités et l'importance de la fabrication. Lorsque la concentration a atteint 25 degrés, on dépose les liqueurs dans des cristallisoirs, afin que la portion de sulfate de chaux devenue insoluble par l'évaporation puisse s'en séparer. Au bout de quelques jours, on soutire la liqueur éclaircie et on la concentre jusqu'à consistance sirupeuse. Lorsqu'elle est en cet état, on la mélange par petites portions avec le quart de son poids de charbon de bois bien sec et réduit en poudre fine. On dessèche ensuite complètement la matière dans une chaudière en fonte chauffée par un foyer. Pendant la dessiccation, on remue continuellement la masse avec une forte spatule en fer pour empêcher qu'elle s'agglutine. Dans cette opération, l'excès d'acide sulfurique employé pour la conversion du phosphate basique de chaux en phosphate acide, est décomposé par le charbon : cette décomposition donne lieu à la formation d'une grande quantité d'acide sulfureux qui se répand dans l'atelier. Pour préserver les ouvriers de l'action délétère de cet acide, on surmonte la chaudière d'une large hotte communiquant par son sommet avec une ouverture pratiquée dans la cheminée et par laquelle toutes les vapeurs sont entraînées par le tirage. On reconnaît que l'opération est terminée, lorsque la dessiccation a été portée jusqu'au rouge naissant ; par le refroidissement la matière acquiert une grande dureté. Si l'on élevait davantage la température, une partie du phosphore serait mise à nu et se réduirait en vapeur. Lorsque ce mélange charbonneux est desséché aussi complètement que possible, on procède à sa décomposition par voie de distillation.

DISTILLATION DU PHOSPHORE.

Pour extraire le phosphore du mélange de phosphate acide de chaux et de charbon, on en opère la décomposition à une haute température. Cette opération se fait dans des cornues en grès ou mieux en terre à creuset ; ces dernières sont généralement préférées, parce qu'elles sont moins fragiles et résistent mieux à une température élevée. Si l'on opère sur une seule cornue, la distillation se fait dans un fourneau à reverbère. (Voir la planche 3, figure 49 du 1^{er} volume.) Si au contraire, on en a plusieurs, l'opération s'effectue ordinairement dans une galère, que nous allons décrire.

(Pl. 3, Fig. 50) façade de la galère. ABCD, massif sur lequel est construit le four.

EF GH, massif du four.

II', porte des foyers servant à introduire le combustible.

KK', grille.

LL', porte des cendriers.

Largeur **AC** du massif, 3^m.14.

Hauteur 75 centimètres.

La longueur est la même que celle de la galère.

Largeur **FG** du four, 1^m.65.

Hauteur **EF**, 88 centimètres.

Les parties **II'**, ont 22 centimètres de large et 22 centimètres de hauteur.

Celles **LL'**, ont 16 centimètres de large et 17 centimètres de hauteur.

Elles correspondent au centre des foyers et des cendriers.

(Pl. 3, fig. 51) plan de la galère. Nous avons déjà déterminé la longueur et la largeur; il ne nous reste plus qu'à donner la longueur et la largeur intérieurement.

ABCD, massif sur lequel repose le four.

EE, foyer.

FF, ouverture pour donner passage à la flamme, comme nous le verrons dans la description de la coupe du foyer.

GG, four où se placent les cornues; elles reposent sur les appuis **HHH'H'**.

II', cheminées.

KK, murs de séparation des fours et des foyers.

LL', massif du four.

MM', massif formant les foyers.

Longueur des foyers **EE'**, 0^m.490.

Largeur, 0^m.27.

Longueur des fours **GG'**, 1^m.14.

Largeur prise entre les appuis **HHH'H'**, 0^m.22.

Largeur prise au-dessus des appuis, 0^m.42.

Largeur des cheminées **II'**, 0^m.21, sur 0^m.29.

Épaisseur du massif de séparation des fours, 0^m.22.

Épaisseur prise aux foyers, 0^m.40.

Épaisseur des massifs **LL'**, 0^m.33.

Épaisseur des massifs **MM'**, 0^m.21.

(Pl. 3, fig. 52) coupe des foyers. **ABCD**, massifs.

EE', cendriers.

FF', foyers.

GG', grille.

HH', ouverture pour le passage de la flamme.

Largeur des cendriers **EE'**, 0^m.27.

Profondeur, 0^m.26.

Hauteur jusqu'à la grille, 0^m.21.

Les foyers ont la même largeur et profondeur que les cendriers.

La hauteur totale de la voûte à la grille, qui a 0^m.27 d'épaisseur, est de 49.

(Pl. 3, fig. 53) coupes de l'intérieur des fours.

ABCD, massif.

Distance de la sole du four à la ligne CD, 0^m.55.

Épaisseur des massifs AA, 0^m.10.

Hauteur de la sole du four à la naissance de la voûte, 87 centimètres.

Celle-ci est formée par des briques de champ; lorsque la voûte est fermée, on la recouvre de terre pour conserver la chaleur. Mais dans les fours de construction récente, on utilise la chaleur perdue en faisant passer les produits de la combustion sous une voûte générale, que l'on ferme avec une chaudière en plomb S; cette chaudière sert à concentrer une grande partie des liqueurs de phosphate acide de chaux.

La matière charbonneuse étant refroidie, on l'introduit dans les cornues qu'on remplit aux trois-quarts; on adapte au col de la cornue A (pl. 3, fig. 54) une allonge en cuivre recourbée B, qui entre à frottement dans le collet C du récipient en cuivre R: à la partie supérieure du récipient est pratiquée une ouverture D, de 10 centimètres de diamètre, fermant au moyen d'un couvercle E, et il porte latéralement une ouverture F, pour servir au dégagement du gaz.

Les cornues sont placées dans la galère, qui, pour les dimensions indiquées, en contient trois de chaque côté. Le cul de la cornue a sa jonction avec l'allonge en cuivre et se trouve pris dans la maçonnerie; on lute toutes les jointures avec un mélange de 1 partie de limaille de fer, 2 de blanc d'Espagne, 1/8 de sel ammoniac en poudre, que l'on réduit en pâte avec du sang. On recouvre des bandes de toile qui servent à entourer les tubulures. Le tout est maintenu avec des ficelles: on laisse sécher le lut pendant 24 heures. Sur celui-ci, on en applique un autre de lut gras, que l'on maintient sur les tubulures au moyen de vessies liées avec des fils. On enduit ensuite toutes les tubulures d'une couche de plâtre. Les diverses cornues étant ainsi préparées, il faut fermer la partie de la voûte qu'on a laissée ouverte pour les introduire. Pour les préserver de l'action trop directe de la flamme, on les recouvre d'un lut réfractaire formé d'argile et de crottin; on fait ensuite un patin à chaque cornue, qui prend du mur du four et vient se terminer à la partie

moyenne de l'allonge. On laisse sécher le tout pendant quelques jours.

Les récipients sont placés dans une espèce d'auge remplie d'eau, que l'on maintient à une température moyenne de 40 à 45 degrés, pour que le phosphore ne puisse pas se solidifier et obstruer les tubulures des cornues.

Tout étant ainsi disposé, on allume le feu; le premier jour, afin de faire sécher complètement les luts, on conduit l'opération avec un feu très-doux, que l'on augmente graduellement le second jour; la distillation du phosphore commence à avoir lieu vers le troisième. Alors il faut avoir soin de soutenir le feu; on commence ordinairement le chauffage avec de la tourbe; par sa combustion lente et régulière, elle donne une chaleur uniforme qui diminue considérablement les chances de rupture des cornues. Lorsque celles-ci sont bien échauffées, on continue et on termine l'opération avec du bois très-sec.

Dans le commencement de l'opération, il distille de l'eau; cette eau était chimiquement combinée avec le phosphate acide de chaux, et s'en dégage sous l'influence d'une haute température. Mais au moment où elle devient libre, elle se trouve en contact avec du charbon incandescent qui la décompose en partie, en produisant du gaz hydrogène et du gaz oxyde de carbone, qui se dégagent. Le phosphate acide de chaux est transformé en phosphate de chaux basique et en acide phosphorique. La portion de charbon non combinée s'empare de l'oxygène de l'acide phosphorique et forme une nouvelle quantité d'oxyde de carbone; le phosphore mis à nu, se volatilise et vient se condenser, à l'état liquide, dans les récipients.

Il arrive quelquefois, que vers la fin de l'opération, les récipients ont besoin d'être dégorgés; on le reconnaît lorsque les gaz se dégagent difficilement et font entendre un bruit sourd. Le phosphore est alors arrêté dans le col de l'allonge du récipient et en bouche l'ouverture. On passe la main, enveloppée d'un gant en peau de chamois, par l'ouverture supérieure; une autre précaution également indispensable est de fermer l'orifice latéral, et d'entourer l'ouverture supérieure avec un linge mouillé que l'on serre près du bras; on prévient ainsi l'accès de l'air qui pourrait enflammer le phosphore et occasionner des accidents très-graves pour l'opérateur. Ces précautions prises, on peut, à l'aide d'un couteau en os de 20 centimètres de longueur, enlever le phosphore qui obstrue l'allonge et le faire tomber dans le récipient. On répète cette opération toutes les deux heures,

ou mieux, lorsque le dégagement du gaz se fait difficilement. Sans cette précaution, la vapeur de phosphore ne trouvant pas d'issue, se comprimerait dans les cornues et en déterminerait la rupture.

Quelquefois aussi, les cornues ont peine à marcher, ce qui provient de la trop grande quantité d'eau contenue dans les récipients; on fait disparaître cet inconvénient en faisant écouler une partie de ce liquide par le trop-plein; mais il est indispensable que la tubulure soit toujours couverte.

Enfin, il arrive quelquefois que les récipients s'échauffent beaucoup trop. On parvient à les ramener à la température de 40 à 45 degrés en retirant une partie de l'eau chaude contenue dans l'auge, qu'on remplace par une quantité équivalente d'eau froide. Il serait encore mieux d'avoir un réservoir supérieur renfermant de l'eau froide, et d'amener cette eau par un tube extérieur à la partie inférieure de l'auge. De cette manière, l'eau froide arriverait très-lentement dans la partie inférieure, déplacerait l'eau échauffée qui se déverserait par une tubulure placée à la partie supérieure de l'auge. On réglerait l'arrivée de l'eau froide par un robinet, de telle façon que l'eau de l'auge n'atteigne jamais une température supérieure à 45 degrés, qui est toujours suffisante pour maintenir le phosphore en liquéfaction dans les récipients.

La durée totale de l'opération est de 4 à 5 jours; on reconuait qu'elle est terminée, lorsque, malgré un feu très-vif, le phosphore cesse de couler dans les récipients, et que le dégagement des gaz ne se fait plus entendre. La distillation étant terminée, on laisse refroidir l'appareil, on délute toutes les tubulures et on retire le phosphore de chaque récipient; on enlève aussi avec un couteau en os celui qui est adhérent aux allonges; pour éviter l'inflammation du phosphore, on doit placer les allonges dans de l'eau froide. Toute la masse de phosphore est ensuite conservée dans un vase qu'on remplit d'eau.

Après l'opération, il reste dans les cornues du phosphate de chaux basique indécomposable par la température la plus élevée, quelque considérable que soit la quantité de charbon qu'on y ajoute. Ce phosphate est tellement dur qu'on ne peut l'extraire des cornues sans les casser. Cette circonstance rend l'opération plus coûteuse, car chaque cornue ne peut servir qu'une seule fois et son prix de revient est de 3 à 4 francs, selon qu'elle est en grès ou en terre à creuset. Comme nous l'avons dit, les premières sont, malgré leur prix plus élevé, généralement préférées, parce qu'elles résistent mieux à la chaleur.

ÉPURATION.

Le phosphore obtenu par le procédé que nous venons de décrire, n'est jamais complètement pur; il contient toujours un peu d'oxyde et de charbon qu'on en sépare en le filtrant au travers d'une peau de chamois qui doit être parfaitement lavée, ce qu'on reconnaît quand l'eau en sort claire. Pour procéder à l'épuration du phosphore, on le fait fondre dans des pots de terre; on place plusieurs de ces pots dans une chaudière en fonte contenant de l'eau qu'on chauffe à 60 ou 65° C.; alors on met par portions le phosphore; lorsqu'il est fondu, on en ajoute d'autre de manière à remplir les pots. Ceux-ci étant pleins, on les laisse refroidir sous l'eau; on les brise pour en retirer le pain de phosphore qu'on enveloppe dans une peau de chamois, qu'il est essentiel de prendre d'une bonne qualité; comme nous l'avons dit plus haut, cette peau doit avoir été bien lavée. On en fait un nouet, dont le nœud est fait aussi solidement que possible. La peau est ensuite mouillée à l'extérieur. Quelques fabricants sont dans l'usage d'employer une espèce de pince en bois pour presser le nouet après que le phosphore a été fondu dans de l'eau chauffée à 60 degrés; mais ce procédé est très-dangereux, car il peut arriver que la peau venant à crever, le phosphore rejaillisse sur les personnes employées à cette opération: nous donnons donc la préférence à la presse. Cette presse, qui est ordinairement en bois, est représentée pl. 4, fig. 55; à sa partie inférieure est placé un cylindre A, en étain percé de petits trous par lesquels s'échappe le phosphore; un disque B de même métal entre à frottement dans ce cylindre et y est pressé au moyen de la vis C; on place cette presse dans une chaudière en cuivre DD, dans laquelle on maintient de l'eau chauffée à 60 degrés; dans le cylindre, on met le nouet de phosphore. Au contact de l'eau chaude, le phosphore entre en fusion. Lorsque cette fusion est complète, on recouvre du disque le nouet et l'on fait jouer la vis lentement, puis on augmente graduellement la pression. Le phosphore parfaitement transparent, s'écoule à travers les pores de la peau et laisse dans l'intérieur le mélange des matières étrangères. On laisse refroidir le pain de phosphore qui s'est rassemblé au fond de la chaudière; on le lave pour enlever les impuretés qu'il peut retenir et qui viennent nager à sa surface.

Le phosphore est alors suffisamment pur pour les usages ordinaires, mais ce mode d'épuration est très-dispendieux,

car une peau de chamois ne peut servir qu'à une seule opération. Des expériences récentes ont prouvé qu'on pouvait obtenir la purification du phosphore d'une manière plus économique, en le filtrant à travers du noir animal en grains. L'appareil employé pour cette opération est fort simple; il consiste en un vase cylindrique A (pl. 4, fig. 56), muni d'un double fond B percé de trous. Ce vase est entouré d'une double enveloppe C contenant de l'eau chauffée à 60 ou 70°; mais on trouve plus commode de faire circuler de la vapeur entre les deux vases. Cette vapeur entre par un tuyau D et sort par un autre E. Le vase A porte à sa partie inférieure au-dessous du double fond B, un tube F, qui traverse l'enveloppe extérieure C, et vient plonger dans un vase inférieur G, rempli aux deux tiers d'eau.

Quant à la manière de procéder, elle est facile. On pose sur le double fond B, un canevas en toile claire et on étend dessus une couche de 12 à 15 centimètres de noir en grains qu'on doit choisir de la meilleure qualité possible. On recouvre le noir de 20 à 25 centimètres d'eau et on ajoute dans le même vase le phosphore que l'on veut purifier. Celui-ci se trouve toujours sous l'eau. Cette eau est chauffée à 60 ou 70° C. par un bain-marie, ou mieux par la vapeur. Sous l'influence de la chaleur, le phosphore entre en fusion, filtre spontanément au travers du noir et s'écoule par le tube F, dans le vase ou récipient G, où il se refroidit sous l'eau. On sépare les dernières portions de phosphore qui peuvent adhérer au noir par un lavage à l'eau bouillante.

Ce mode de purification est maintenant employé dans la plupart des fabriques de phosphore. Il est plus simple et moins coûteux que l'ancien et ne présente aucun danger dans son application.

Dans les laboratoires, lorsqu'on veut avoir du phosphore parfaitement et chimiquement pur, il faut lui faire subir une nouvelle distillation. Cette distillation est une opération très-délicate qui demande à être faite avec beaucoup de soins, à cause de l'inflammabilité du phosphore. Pour cela, on introduit le phosphore dans une cornue en verre A; le col de la cornue s'engage dans une allonge courbe en verre plongeant dans l'eau contenue dans un flacon C; enfin un tube de sûreté D, adapté au flacon, sert au dégagement des gaz (voir la figure 57, planche 4).

Lorsque la cornue est suffisamment échauffée, le phosphore se volatilise et vient se condenser sous l'eau du flacon C; si l'eau est à une température supérieure à 40°, le phosphore reste liquide, et ne se solidifie que par un abaissement de

température au-dessous de 40°. Ce mode de purification par distillation n'est employé que dans les laboratoires. Dans la grande industrie, on purifie toujours le phosphore soit en le faisant passer au travers d'une peau de chamois, soit en le filtrant sur du charbon animal en grains.

Le résidu de l'épuration du phosphore constitue une matière qui contient toujours une certaine quantité de ce corps ; en traitant ce résidu par l'acide azotique très-étendu, on en extrait un peu de phosphore qu'on purifie par une nouvelle distillation ; mais la production en phosphore est si minime qu'elle compense à peine les frais de l'opération. Aussi, ce résidu, de même que le phosphate basique qui reste dans les cornues après la distillation en grand du phosphore, n'a aucune valeur appréciable.

MOULAGE.

Cette opération est la dernière qu'on fait subir au phosphore purifié : elle a pour objet de donner à la matière la forme de baguettes, qui est celle qu'on demande dans le commerce. Pour cela, on prend des tubes de verre légèrement coniques, de la longueur de 60 centimètres environ et d'un demi-centimètre de diamètre. On fait fondre le phosphore dans l'eau ; il ne faut pas élever la température au-dessus de celle que peut supporter la main (environ 50 degrés), on plonge dans l'eau la portion du tube dont le diamètre est le plus grand ; on aspire par son autre extrémité, d'abord l'eau pour échauffer le tube, puis on le plonge dans le phosphore fondu et on aspire de nouveau, mais avec précaution pour le faire monter. Quand le tube est rempli jusqu'à $\frac{4}{5}$ de sa hauteur, on applique la langue sur l'ouverture supérieure, et l'index de la main droite sert à fermer l'ouverture inférieure. On porte le tube, en le tenant toujours fermé avec l'index, dans un baquet plein d'eau froide où le phosphore se solidifie. Lorsque la solidification est opérée, on retire le bâton de phosphore du tube en le poussant avec une tige, que l'on introduit par la partie la plus étroite de ce tube ; on renouvelle cette opération jusqu'à ce que tout le phosphore soit moulé.

Un autre mode de moulage différent de celui que nous venons de décrire, et qui nous paraît préférable en ce qu'il prévient tout danger pour l'opérateur, a été récemment appliqué dans les fabriques de phosphore. Il consiste à opérer la fusion du phosphore dans un bain-marie A A (pl. 4, fig. 58) dans lequel se trouve un vase conique B ; à la partie infé-

rieure de ce dernier vase est adapté un tube coudé terminé par un robinet C, soudé à la paroi latérale d'un réservoir D, renfermant de l'eau froide. Pour mouler le phosphore en fusion contenu dans le vase B, on introduit dans la douille du robinet C un tube en verre EE, dont on ferme avec le doigt l'autre extrémité. En ouvrant le robinet C, le phosphore liquéfié coule dans ce tube et le remplit. Lorsqu'il est plein, on ferme le robinet et on plonge immédiatement le tube dans de l'eau très-froide qui solidifie complètement le phosphore. On retire celui-ci du tube comme il est dit plus haut. On continue de la même manière jusqu'à ce que le moulage soit terminé.

Depuis quelques années, on trouve dans le commerce du phosphore sous forme de grains arrondis. L'appareil ci-dessus rend très-facile ce mode de moulage. On place à la superficie, de l'eau froide, et à la hauteur du robinet C, une plaque de cuivre percée de trous comme une écumoire et sur laquelle on verse une couche d'eau chauffée à 50 degrés environ; cette couche spécifiquement plus légère que l'eau froide contenue dans le réservoir DD, ne s'y mêle pas et conserve une température suffisamment élevée pour que le phosphore liquide qu'on fait arriver très-lentement sur la plaque de cuivre, puisse s'écouler par les trous de cette plaque. Mais comme chaque goutte de phosphore qui découle des trous, se trouve presque immédiatement en contact avec la masse d'eau froide qu'elle est obligée de traverser pour gagner le fond du vase, elle se contracte, s'arrondit et forme une petite sphère plus ou moins régulière qui se précipite au fond du vase.

Quelle que soit la forme qu'on donne au phosphore par le moulage, on doit toujours, avant comme après cette opération, le conserver sous l'eau. Son affinité pour l'oxygène est telle qu'il suffit de l'exposer pendant quelques instants à l'air pour déterminer son inflammation.

En opérant dans les conditions que nous avons indiquées, 100 kilogrammes d'os calcinés à blanc donnent un produit moyen de 8 kilogrammes de phosphore raffiné.

Deuxième procédé.

Ce procédé consiste à décomposer un phosphate soluble par l'acétate ou par l'azotate de plomb. On emploie ordinairement le phosphate de soude, mais il est plus avantageux de remplacer ce sel par le phosphate acide de chaux qu'on peut préparer en traitant 10 kilogrammes d'os calcinés à

blanc et réduits en poudre par 6 kilogrammes d'acide azotique à 34° B, préalablement étendu de 10 fois son poids d'eau. Après 48 heures de réaction, on filtre la liqueur et on la décompose par une dissolution d'acétate de plomb formée de 8 kilogrammes de ce sel et 20 litres d'eau (1). Par le mélange des deux liqueurs, il se forme un précipité blanc de phosphate de plomb qu'on sépare de la partie liquide par une nouvelle filtration. Comme le phosphate ainsi obtenu contient une certaine quantité d'azotate de chaux, on le débarrasse de ce sel par plusieurs lavages à l'eau. Sa purification étant achevée, on le sèche; et, comme ce sel occupe un grand volume, avant de procéder à sa décomposition par le charbon, on le soumet à une calcination préalable dans des creusets chauffés au rouge. Sous l'influence d'une température élevée, ce phosphate diminue considérablement de volume et forme une masse pulvérulente, qu'on réduit facilement en poudre par la trituration. Après l'avoir mêlée avec 1/6 de son poids de poussier de charbon végétal, on l'introduit dans une ou plusieurs cornues en grès ou mieux en terre à creuset que l'on place dans un four convenable, et l'on procède à la distillation, purification et moulage du phosphore, ainsi que nous l'avons indiqué pour le premier procédé.

Troisième procédé. — Extraction du phosphore du phosphate d'ammoniaque.

Ce procédé repose sur la propriété qu'a le phosphate d'ammoniaque de se décomposer par la chaleur. L'ammo-

(1) Ce procédé est peu employé dans l'industrie, parce qu'il est peu économique; car en opérant dans les meilleures conditions, on n'obtient, des proportions de matières indiquées, que 1000 à 1300 grammes au plus de phosphore. Mais comme la solution de laquelle on a séparé le phosphate de plomb, contient, indépendamment de l'azotate de chaux, tout l'acide acétique provenant de l'acétate de plomb décomposé, si on concentre cette solution pour en extraire l'azotate de chaux, elle renferme encore une grande quantité d'acide acétique, qu'on peut en retirer avec avantage par la distillation. On pourrait également reformer une nouvelle solution d'acétate de plomb, si après avoir séparé l'azotate de chaux de la liqueur, on la faisait bouillir avec du carbonate de plomb. Cette solution pourrait être employée avec le même succès que la première pour opérer la transformation du phosphate acide de chaux en phosphate de plomb. De plus, comme après la distillation, le résidu des cornues renferme tout le plomb qui était contenu dans le phosphate de plomb, il serait facile d'opérer la réduction du métal par les procédés métallurgiques ordinaires.

Ce n'est qu'en utilisant tous les résidus secondaires de l'opération, qu'on parviendrait à rendre plus économique l'extraction manufacturière du phosphore par ce procédé.

niac se dégage et l'acide phosphorique reste dans la cornue. On décompose ensuite celui-ci à l'aide du charbon pour en extraire le phosphore.

On prépare le phosphate d'ammoniaque avec le phosphate acide de chaux, obtenu de la décomposition des os, par l'acide sulfurique, comme nous l'avons indiqué dans le premier procédé : après avoir séparé le sulfate de chaux de la liqueur claire, on verse dans celle-ci du carbonate d'ammoniaque en léger excès, et l'on donne la préférence à celui qui provient de la distillation des os en vase clos. Mais il faut le filtrer à travers du charbon animal en poudre, pour le dépouiller, en partie, de son huile empyreumatique. Les deux sels sont décomposés : il en résulte du phosphate et du carbonate de chaux insoluble, qui se précipitent, et du phosphate d'ammoniaque qui reste en solution. On sépare le phosphate et le carbonate de chaux par filtration. La liqueur obtenue est blanchie par le charbon animal, puis filtrée et évaporée à sec dans une chaudière en fonte. 100 parties de ce sel, privé par la dessiccation de son eau de cristallisation, sont introduites dans plusieurs cornues de grès; si l'on veut recueillir le gaz ammoniac qui se dégage pendant l'opération : dans le cas contraire, la matière est mise dans des creusets que l'on expose dans un fourneau à une température rouge. Le phosphate se décompose et donne naissance à de l'ammoniaque qui se dégage, et l'acide phosphorique reste à l'état de verre fondu dans les cornues ou dans les creusets, suivant que l'on a employé l'un ou l'autre de ces vases.

Quel que soit le procédé que l'on suive, on obtient pour 100 kilogrammes de phosphate d'ammoniaque privé de son eau de cristallisation, 58 kilogrammes d'acide phosphorique vitrifié. Après avoir réduit en poudre cet acide, on le mêle avec un cinquième ou 20 pour 100 de son poids de charbon végétal.

Ce mélange est introduit dans des cornues qui ne doivent en contenir que les trois-quarts de leur capacité environ, et l'on procède à la distillation, soit dans un fourneau à réverbère, si l'on opère sur une seule cornue (pl. 3, fig. 49), soit dans une galère si l'on en a plusieurs, comme nous l'avons indiqué pour la distillation du phosphore en grand.

En résumant cette opération, on voit que 100 kilogrammes de phosphate d'ammoniaque anhydre, donnent 58 kilogrammes d'acide phosphorique vitrifié et fondu, lesquels produisent, par leur décomposition par le charbon, de 19 à 20 kilogrammes de phosphore. Si les produits étaient purs, la

quantité de phosphore obtenue se rapprocherait davantage du rendement que la théorie indique, et serait par conséquent plus considérable; mais ces conditions sont difficiles à réaliser dans les manufactures de produits chimiques, où l'on opère sur de grandes masses.

L'opération terminée, on trouve le phosphore au fond des récipients. L'eau qui le couvre étant refroidie, on le retire pour en opérer la purification, puis le moulage par les moyens que nous avons décrits dans le premier procédé.

Ce procédé est quelquefois employé dans les fabriques de produits chimiques, lorsqu'on ne veut préparer que de petites quantités de phosphore : il est d'une grande simplicité et offre une économie de temps, de main-d'œuvre et de combustible. Deux cornues de la capacité de 20 litres chacune, peuvent suffire pour distiller la quantité de phosphore précédemment indiquée.

Quatrième procédé.

Par ce procédé, dont la récente initiative est attribuée à M. Fleck, chimiste allemand, on peut extraire le phosphore des os, sans avoir recours à la calcination. Voici sommairement en quoi il consiste :

La première opération que l'on fait subir aux os est le dégraissage. Pour cela, on les concasse et on les soumet à une longue ébullition dans l'eau. La graisse surnage et est recueillie et purifiée. On emploie cette graisse à la fabrication des savons et de la stéarine. Les os ainsi dégraissés sont mis en digestion dans l'acide chlorhydrique faible, qui donne naissance à du chlorure de calcium et du phosphate acide de chaux. A cette effet, on se sert de grandes cuves en bois doublées en plomb. Pour 100 parties d'os on emploie 20 parties d'acide chlorhydrique étendu de 5 à 6 fois son poids d'eau; on laisse en contact pendant plusieurs jours, et les liqueurs saturées de sels calcaires étant soutirées, les os sont soumis à un deuxième traitement par l'acide. La réaction terminée, ces liqueurs sont décantées et réunies aux premières. Les os privés de leurs sels calcaires sont devenus transparents et flexibles; ils sont lavés dans une eau de chaux, puis à l'eau pure; on les porte ensuite dans une chaudière de fonte où on les fait bouillir avec de l'eau. On obtient par le refroidissement de la liqueur une gélatine très-belle et très-pure, sur la préparation de laquelle nous reviendrons dans le quatrième volume de cet ouvrage.

La liqueur qui renferme le chlorure de calcium et le phosphate acide de chaux est évaporée. Cette opération peut

s'effectuer dans des chaudières en plomb ou en fonte : mais on préfère employer des bassines en grès vernies ou en terre à creusets fortement cuite, attendu que les chaudières en métal ne résistent pas suffisamment à l'action de cette liqueur acide. Ces bassines sont chauffées par des foyers ou mieux par la chaleur perdue du four à distillation du phosphore. On poursuit l'évaporation jusqu'à ce que la liqueur marque 38 à 40 degrés Baumé. On la fait alors écouler dans des cristallisoirs où elle dépose par le refroidissement une cristallisation abondante de phosphate acide de chaux. Après quelques jours, on décante les eaux-mères et on les soumet à une nouvelle concentration qu'on porte à 45 degrés Baumé. Elles abandonnent par le refroidissement dans les cristallisoirs une nouvelle quantité de cristaux de phosphate acide de chaux. Aux eaux-mères de cette seconde cristallisation, on mélange un lait de chaux pour recueillir la portion de phosphate de chaux qui s'y trouve dissoute, et ce sel calcaire, ainsi que le résidu des cornues, est de nouveau traité par l'acide chlorhydrique étendu de 5 à 6 parties d'eau.

Le phosphate acide de chaux qui, à raison de sa solubilité, ne peut être lavé, est soumis à une pression énergique entre des toiles pour en séparer, autant que possible, les eaux-mères qu'il contient encore : on l'obtient ainsi en une masse blanche, très-dure et d'un éclat nacré. On mélange cette masse avec le quart de son poids de charbon de bois en poudre fine ; et on la dessèche complètement dans une chaudière en fonte, chauffée au rouge naissant. Après le refroidissement, la matière est pulvérisée et introduite dans les cornues.

On procède à la distillation du phosphore, comme nous l'avons indiqué pour le premier procédé. En Allemagne, on effectue cette distillation dans des cylindres en terre réfractaires, semblables aux cornues des fours à gaz. Le nombre de ces cylindres ou cornues est de cinq pour un foyer. Les tuyaux qui partent de ces cinq cornues débouchent dans un récipient commun, disposé dans une gouttière, à travers laquelle coule de l'eau. Ce premier récipient est en communication avec un second disposé de la même manière. On se sert pour le chauffage de coke ou de houille.

Une des conditions essentielles au succès de l'opération est, comme nous l'avons dit, d'opérer sur du phosphate acide de chaux, bien exempt d'eaux-mères ; ces eaux retiennent du chlorure de calcium qui forme à la distillation, de l'acide chlorhydrique, et par conséquent le produit en phosphore est moindre.

Le phosphore brut, ainsi obtenu, est purifié et moulé par les procédés que nous avons déjà décrits.

Ce procédé (si son application pour l'extraction en grand du phosphore se présente, comme l'affirme l'inventeur, aucune difficulté dans l'exécution), nous paraît infiniment plus avantageux que ceux qui sont en usage en France. En effet, il donne pour 100 kilog. d'os gras ou frais :

Graisse.	5 à 6 kilog.
Gélatine.. . . .	12 à 15
Phosphore purifié.	6 à 7

A l'extraction du phosphore par ce procédé, devrait naturellement être annexée la fabrication de la gélatine.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le phosphore, lorsqu'il est pur, est ordinairement incolore et transparent; il est solide et insipide à une température de 12 à 15° centigrades; il est cassant lorsque la température est voisine de 0. La présence d'une petite quantité de soufre lui donne aussi cette propriété à la température ordinaire. Pur, il est flexible et ductile; l'ongle le rase facilement.

Le phosphore a une densité de 1.83 environ. Il entre en fusion vers 44° centigrades et bout à 290; c'est sur cette propriété qu'est fondé son mode de purification par distillation; car il distille sans s'altérer. Exposé à une température de 70 à 80° centigrades, et subitement refroidi, il devient noir; si on le fond de nouveau et qu'on le laisse refroidir très-lentement, il redevient incolore et transparent. Ce phénomène, très-remarquable, est attribué à un changement dans la disposition moléculaire du phosphore. Il éprouve, par son exposition à la lumière, une altération analogue à la précédente, mais beaucoup plus lente; aussi, pour le conserver transparent et incolore, on le met dans des vases en grès, à l'abri du contact de l'air, et remplis d'eau qu'on a fait préalablement bouillir et refroidir.

Le phosphore, exposé au contact de l'air, devient lumineux dans l'obscurité; cette lumière est due à une véritable combustion du phosphore par l'oxygène de l'air; sa combustion est beaucoup plus vive dans l'oxygène pur, mais elle ne peut se produire qu'à une température plus élevée. Cette expérience se fait en introduisant dans un flacon à large orifice et rempli d'oxygène, un peu de phosphore fondu, placé dans une petite capsule de métal maintenue au moyen d'un

fil de cuivre qui traverse le bouchon du flacon; avant d'introduire le phosphore, il faut l'enflammer et avoir la précaution de ne point boucher le flacon exactement, pour prévenir la rupture du vase, ce qui pourrait avoir lieu par la dilatation de gaz que produit la grande élévation de température. Dans cette expérience, le phosphore se combine avec l'oxygène et produit de l'acide phosphorique, qui se dépose sous la forme d'une poussière blanche contre les parois du flacon.

USAGES ET APPLICATIONS.

Avant l'immense développement qu'a pris en France la fabrication des allumettes phosphorées, les usages du phosphore étaient restreints et peu nombreux. Dans les laboratoires, il est employé pour obtenir l'azote à l'état de pureté, et à préparer les divers acides dont il est la base; dans les arts, on s'en sert pour la préparation des phosphures; en médecine, on l'emploie, mais très-rarement, comme excitant, après l'avoir fait dissoudre dans des sirops, des huiles ou des graisses. Mais, ainsi que nous l'avons dit, la plus grande partie du phosphore fabriqué en France est employée pour la fabrication des allumettes. Cette fabrication, à elle seule, en consomme 40,000 kilogrammes environ, représentant les deux tiers de la production annuelle de la France, qui s'élève à 62,000 kilogrammes. L'excédant est expédié à l'étranger.

Comme la fabrication de ces allumettes constitue aujourd'hui une véritable industrie, nous croyons devoir entrer dans quelques détails pratiques sur leur préparation. Mais avant, nous décrivons le procédé que M. Schrötter a fait connaître pour la fabrication en grand du phosphore rouge ou amorphe. Ce phosphore est aussi et surtout employé dans la confection des pâtes des allumettes chimiques où il remplace souvent le phosphore ordinaire, dont il n'a pas les propriétés vénéneuses et délétères.

Phosphore rouge ou amorphe.

Lorsqu'on chauffe le phosphore ordinaire en vase clos, à une température de 200 degrés environ, il se transforme en une masse rouge, opaque et dure, qui n'entre en fusion que vers 250° centigrades. Dans cet état, ce corps présente des propriétés physiques et chimiques complètement différentes de celles que possède le phosphore ordinaire. Exposé à l'air, il

n'y devient pas lumineux et ne s'y enflamme qu'à une température supérieure à 250°, cette propriété aussi importante que remarquable fait qu'on peut le travailler sans danger et avec une parfaite sécurité. Ces propriétés et son absence de toute action vénéneuse sur l'économie animale, justifient l'utilité et la supériorité de son application dans la fabrication des allumettes chimiques et autres produits inflammables.

Voici le procédé qu'a fait connaître M. Schrötter pour la préparation du phosphore amorphe.

La planche 4, fig. 59, donne le plan de l'appareil employé par l'inventeur.

AA, vase en fonte disposé sur un massif en maçonnerie avec foyer au-dessous ; B, autre vase semblable en fonte suspendu à l'intérieur du premier à l'aide de boulons qui traversent des oreilles ménagées dans la partie supérieure des deux vases. L'intervalle que ceux-ci laissent entre eux est rempli par un bain ou alliage métallique composé de parties égales de plomb et d'étain. Le vase B est pourvu d'un couvercle en fonte C, portant tout autour de son bord inférieur une languette qui s'adapte dans une rainure correspondante dans le haut du vase B et assujettie par son collet sur celui du vase A par des boulons D. Ce couvercle est destiné surtout à prévenir les accidents et n'est pas absolument nécessaire. E est un troisième vase mobile en fer placé dans un bain de sable F, et renfermant un vase G en verre ou en porcelaine qui reçoit le phosphore. Dans le couvercle H du vase E, on a vissé l'extrémité d'un tube courbe I, en fer ou en cuivre qui passe librement à travers un trou percé dans le couvercle C et plonge par son autre extrémité dans un vase J, contenant du mercure ou de l'eau (si c'est du mercure il doit être recouvert d'eau). Ce tube remplit les fonctions de tube de sûreté, attendu que le mercure ou l'eau s'oppose au retour de l'air atmosphérique dans le vase E. Ce tube est muni d'un robinet K pour empêcher l'ascension dans le vase E du contenu du vase J ou de l'air atmosphérique ; on le ferme au terme de l'opération avant de laisser refroidir l'appareil ou d'enlever le vase J.

Pendant l'opération, on suspend une lampe à alcool au-dessous de la courbure du tube I, pour le maintenir chaud et empêcher qu'il ne s'obstrue par la condensation du phosphore qui pourrait distiller.

Le couvercle H est maintenu en place sur le haut du vase E par une vis M, qui passe par le centre taraudé d'un étrier à trois branches et serre fortement ledit couvercle en appuyant

sur son centre. Sous la pointe de la vis, on place un petit disque concave ou un ressort d'acier qui procure un jeu léger au couvercle H, en cas d'action violente à l'intérieur du vase E ou si le tube I venait à être obstrué.

Pour produire du phosphore amorphe au moyen de l'appareil ci-dessus décrit, on prend du phosphore du commerce, on le fait fondre et refroidir sous l'eau, on le sèche autant qu'il est possible, et on le traite ainsi qu'il suit :

Ce phosphore ayant été déposé dans le vase G, on fixe à leur place les couvercles C et H. On allume alors le feu sous le vase A, et la température est élevée à un degré suffisant pour chasser l'air et les gaz qui peuvent se générer dans le vase intérieur, qui s'échapperont par l'extrémité du tube I et s'élèveront à travers le mercure et l'eau. L'action de l'eau dans le vase J, quand on emploie du mercure, est utile pour couvrir le phosphore qui pourrait distiller et descendre par le tube I.

En cet état, on élève la température jusqu'à ce qu'il s'échappe à l'extrémité de ce tube des bulles qui s'enflamment dès qu'elles arrivent dans l'air. Lorsque ces bulles se sont échappées librement pendant quelque temps, on élève la température entre 162 et 172 degrés, et on la maintient à ce terme pendant 8 à 12 jours (1). On détermine cette température à l'aide d'un thermomètre à mercure dont la boule plonge dans le bain métallique contenu dans le verre A.

Aussitôt que le phosphore est converti en phosphore amorphe au rouge, on laisse refroidir complètement l'appareil, et après avoir enlevé le couvercle du vase E, on extrait le produit contenu dans le vase J. Comme par le refroidissement le phosphore amorphe est devenu extrêmement dur, on le détache au ringard ; mais ce moyen ne réussit pas toujours, on est alors obligé de briser le vase qui le renferme.

(1) La température à laquelle le phosphore devient amorphe n'a pas encore été déterminée avec une parfaite exactitude. M. Schrötter pensait qu'une température de 260 degrés était indispensable pour opérer cette transformation. Des expériences ultérieures lui ont démontré que la conversion du phosphore ordinaire en phosphore amorphe pouvait avoir lieu entre 192 à 200 degrés dans un espace de temps de 60 heures environ : enfin nos fabricants français ont trouvé que cette transformation pouvait également s'opérer à une température de 170 degrés, à la condition de maintenir le phosphore à cette température l'espace de temps que nous avons indiqué, et qui varie de huit à dix jours. Ce dernier mode, généralement employé en France, paraît plus efficace, et donne un produit dont les propriétés inflammables sont plus énergiques que celui qu'on obtient en exposant le phosphore à une température de 260 degrés.

PURIFICATION DU PHOSPHORE AMORPHE.

Les chimistes expliquent la transformation du phosphore ordinaire en phosphore amorphe par une sorte de changement moléculaire ou de modification isomérique provoquée par l'action d'une température élevée. Mais cette transformation n'est jamais absolument complète, et la masse renferme toujours une certaine quantité de phosphore ordinaire qu'il faut en séparer. Pour atteindre ce but, M. Schrötter a d'abord employé la distillation pour isoler la portion de phosphore non modifiée par la chaleur de celle qui l'avait été. Cette séparation a bien lieu, mais le phosphore amorphe forme des croûtes tellement adhérentes au verre qu'on a de la peine à le détacher. On en perd d'ailleurs une certaine quantité quand on élève la température assez haute pour que le phosphore ordinaire distille, parce que cette température est voisine de celle à laquelle le phosphore amorphe repasse à l'état de phosphore ordinaire.

On a dû chercher des moyens différents, et parmi ces moyens, on a trouvé avantageux d'employer le suivant : après que le phosphore a été enlevé du vase G, on le broie sous l'eau et lorsqu'il a été amoué à l'état de poudre fine, puis on le traite à plusieurs reprises par le sulfure de carbone qui dissout le phosphore ordinaire et laisse intact le phosphore amorphe. On sépare ce dernier par la filtration. Pour compléter la purification, on le fait bouillir dans une lessive de potasse caustique à 25° Baumé, puis on le lave d'abord avec de l'eau pure et ensuite avec une eau très-légerement saturée par l'acide azotique ; enfin, pour éliminer les dernières traces d'acide, on donne plusieurs lavages à l'eau.

On peut encore purifier le phosphore amorphe par un moyen plus facile et d'une application moins coûteuse que celui que nous venons de décrire. Après que ce phosphore a été broyé sous l'eau et tandis qu'il est encore humide, on l'étend en couches minces sur des baquets peu profonds en plomb que l'on chauffe par-dessus au moyen de la vapeur.

Fabrication des allumettes phosphoriques ou chimiques.

La fabrication de ces allumettes, que l'on appelle aussi allumettes inflammables par le frottement, comporte une

série d'opérations que nous allons décrire très-sommairement dans l'ordre qui suit :

- 1° La coupe du bois et ses divisions en allumettes ;
- 2° La mise en presse ou en châssis des allumettes ;
- 3° Le trempage au soufre ;
- 4° Le trempage dans la pâte ou composition chimique ;
- 5° La dessiccation.

COUPE DU DIVISION DU BOIS.

Le bois que l'on emploie généralement est le tremble : quelques fabricants donnent la préférence au bois de bouleau ; il donne des résultats meilleurs que le premier, mais il est plus cher. Quelle que soit l'espèce de bois dont on se sert, on doit toujours en opérer la dessiccation préalable dans une étuve ; cette dessiccation n'est bien complète qu'à une température de 150 à 200 degrés ; les bûches sont alors divisées en cylindres de 7 ou 8 centimètres de hauteur qui correspondent à la longueur que l'on donne ordinairement aux allumettes. Ces cylindres étant convenablement équarris, on les découpe au moyen d'une plane dans le sens du fil des bois, de manière à en former des planchettes d'une égale épaisseur ; toutes ces petites planchettes sont ensuite subdivisées en petites baguettes ou tiges qui forment autant d'allumettes.

Lorsqu'on veut obtenir des allumettes cylindriques, on procède d'une manière différente. Voici, d'après M. E. Pélignot, comment s'effectue cette partie du travail dans les fabriques d'Allemagne.

Les allumettes allemandes, dit ce savant chimiste, sont débitées au moyen d'un rabot qui n'a pas encore été employé en France, bien qu'il le soit en Allemagne depuis plus de vingt ans. Rien de plus simple que sa confection : le fer de ce rabot consiste en une petite barre quadrangulaire et plate d'acier fondu, de 14 à 15 centimètres de longueur sur 1 centimètre de largeur et 1/2 centimètre d'épaisseur ; cette barre est un peu recourbée à l'une de ses extrémités qu'on use à la lime : on y ménage la place de trois trous cylindriques qu'on perce avec un foret à archet, et qui deviennent, par le travail de la lime, les emporte-pièces qui doivent pénétrer dans le bois et le débiter en petites baguettes cylindriques. Ce fer est monté dans un bois de rabot ordinaire.

Le bois dont on tire ces baguettes est de sapin sans nœuds, en grosses bûches de 70 à 80 centimètres de longueur. La

pièce de bois, fixée sur un établi, est d'abord égalisée et planée avec un rabot ordinaire. L'ouvrier tire de cette pièce, ainsi préparée, trois baguettes cylindriques de la longueur de la bûche à chaque coup de rabot qu'il donne, et il opère avec une telle rapidité qu'il fournit par minute (nous l'avons constaté) soixante coups de rabots; or, comme chaque baguette donne ensuite 14 allumettes, on voit qu'un ouvrier fait par heure 151,200 allumettes ou 1,814,440 dans une journée de 12 heures.

Les baguettes sont assemblées en bottes que l'on divise en 20 ou 21 longueurs par autant de coupes transversales, opération que l'on pratique avec un couteau dont l'extrémité de la lame est mobile autour d'un axe.

MISE EN PRESSE OU EN CHASSIS DES ALLUMETTES.

Voici la manière dont on procède à cette opération dans la plupart des établissements. Les allumettes ayant été disposées en bottes ou en paquets, les garnisseuses les étendent rapidement dans des cadres ou châssis en bois pouvant contenir 40 rangées de 50 allumettes; chaque rangée est formée par une règle mince en bois qui porte dans sa longueur 40 crans servant chacun à recevoir une allumette. Cette première règle est recouverte par une deuxième que l'on garnit également d'allumettes, et ainsi de suite, de manière que les règles garnies se superposent et se fixent les unes sur les autres. Lorsque le cadre est rempli par les 40 règles, on les fixe toutes par deux vis. Chaque cadre ainsi garni renferme 2,000 allumettes.

Une ouvrière active et exercée peut garnir 50 cadres dans sa journée, qui, à 2,000 allumettes chaque, font un total de 100,000. Depuis quelque temps, on a trouvé plus expéditif de supprimer les règles de séparation et de remplir toute la capacité du cadre. On arrive ainsi à opérer avec une très-grande rapidité, puisqu'une ouvrière peut dans une journée de 12 heures mettre en cadre 1 million d'allumettes. Quoique plus expéditive, cette manière est loin de valoir la première parce que les allumettes n'étant pas suffisamment écartées les unes des autres, se collent ensemble lorsqu'on les trempe dans le bain de soufre.

TREMPAGE AU SOUFRE.

Avant d'entrer dans les détails, d'ailleurs fort simples, de cette opération, nous décrirons l'appareil dont on se sert dans

les principales fabriques de Paris (voyez pl. 4, fig. 60). A et B, chaudières carrées en fonte. La première sert à opérer la fusion des canons de soufre ; elle est munie d'un foyer à grille C. La seconde est contiguë à la première et est chauffée par le même foyer. Elle est peu profonde et à fond plat ; elle sert à recevoir et à maintenir en fusion le soufre dans lequel on plonge les extrémités des allumettes.

DDD, carneaux couverts par une épaisse plaque en fonte EE chauffée par la chaleur perdue du foyer. Cette plaque dont la température atteint 200° centigrades environ, sert à dessécher complètement les allumettes qu'on y dépose pendant quelques instants avant de les plonger dans le soufre.

Pour commencer, on remplit de soufre la chaudière A, et on allume le feu au fourneau. Quand le soufre est fondu, on le verse dans la chaudière B, qu'on remplit jusqu'à 1 centimètre des bords (on pourrait faire couler le soufre liquéfié par un trop-plein). On remplit de nouveau la première chaudière de canons de soufre, et on en ajoute de temps à autre quelques canons pour remplacer celui qu'on consomme dans la deuxième chaudière pour le trempage des allumettes.

Tout étant ainsi disposé, on prend un cadre garni et on le pose pendant quelques instants sur la plaque en fonte EE, afin d'échauffer fortement les bouts des allumettes ; on reprend ensuite ce cadre à deux mains, et on plonge à la fois l'extrémité des 2,000 allumettes dans le bain de soufre de la chaudière B, chauffé à 125 degrés environ. Une immersion de quelques secondes suffit ; on retire alors le cadre que l'on secoue fortement afin de détacher l'excès de soufre liquide qui adhère aux allumettes et qui retombe dans la chaudière.

Pendant qu'un ouvrier procède au trempage, un autre ouvrier pose au fur et à mesure de nouveaux cadres sur la plaque de fonte, et on continue ainsi jusqu'à ce que toutes les allumettes aient passé dans le bain de soufre. Cette opération est tellement rapide, qu'en notre présence, nous avons vu dans l'espace de moins de 10 minutes, tremper au soufre 8 cadres renfermant ensemble 16,000 allumettes.

Il est important pour le succès de cette opération de ne pas laisser refroidir le soufre au-dessous de 120° centigrades, car alors il devient plus pâteux et les allumettes en enlèvent une plus grande quantité que lorsqu'il est maintenu au degré de fluidité convenable. On peut d'ailleurs parfaitement régulariser la température et la maintenir au degré voulu en plongeant la boule d'un thermomètre à mercure dans le bain de la chaudière B.

PRÉPARATION DE LA PÂTE INFLAMMABLE POUR LES
ALLUMETTES.

Cette pâte, que l'on nomme aussi mastic ou composition chimique, a toujours pour base le phosphore. Ce corps est le principe combustible qui détermine l'inflammation des allumettes lorsqu'on les frotte sur un corps dur et rugueux. Mais le phosphore n'est pas la seule substance qui entre dans la composition de cette pâte; on y introduit quelquefois aussi des matières riches en oxygène et facilement décomposables par la chaleur. Ces matières sont ordinairement de l'azotate et du chlorate de potasse, ou des oxydes métalliques et principalement le bioxyde de manganèse ou l'oxyde rouge de plomb, connu sous le nom de minium. Pour rendre le mélange de ces diverses substances, homogène et en former une pâte demi-fluide, on emploie une solution de gomme arabique ou mieux de colle forte; cette dernière substance, moins coûteuse que la première, a encore sur celle-ci l'avantage de rendre la pâte plus siccativè, ce qui permet d'opérer la dessiccation des allumettes dans un temps beaucoup plus court.

La préparation de cette pâte, ainsi que les proportions respectives des matières qui entrent dans sa composition, varient suivant les établissements. Parmi les meilleures formules employées par nos fabricants de Paris, nous donnons les deux principales: la première sert pour les allumettes inflammables avec bruit, la seconde pour les allumettes inflammables sans bruit.

Première formule.

Pâte pour les allumettes inflammables avec bruit :

Chlorate de potasse.	1 kil. »
Phosphore.	2 500
Colle forte.	2 »
Vermillon.. . . .	» 100
Ocre rouge ou minium.. . . .	» 500
Sable blanc en poudre impalpable. 2	»
Eau limpide.	4 500

La propriété détonnante de cette composition est due à la présence du chlorate de potasse. Cet inconvénient qui n'est pas sans danger pour le consommateur, lequel est souvent atteint par les projections enflammées qui se produisent lorsqu'on frotte ces allumettes contre un corps dur, a dé-

terminé beaucoup de fabricants à renoncer à l'emploi du chlorate de potasse dans la confection de leurs pâtes. Ils remplacent généralement la première formule par la deuxième qui donne une pâte qui s'enflamme et brûle tranquillement sans la moindre explosion.

Deuxième formule.

Pâte pour les allumettes inflammables sans bruit :

Phosphore.	2 kil. »
Azotate de potasse pur.. . . .	» 200
Colle forte.	2 »
Oxyde rouge de plomb (minium). 1	»
Sable blanc en poudre impalpable. 1	500
Eau.. . . .	4 500

Si on veut obtenir une pâte d'une couleur brune, on remplace l'oxyde rouge de plomb; par le même poids d'oxyde brun de plomb. La couleur noire s'obtient en substituant au premier oxyde, le bioxyde de manganèse, et la couleur bleue par le bleu de Prusse qu'on emploie dans la proportion de 100 grammes pour les quantités de matières indiquées (1).

Pour former avec les substances ci-dessus une pâte qui puisse être appliquée sur les allumettes soufrées, on procède comme il suit : on commence à ramollir la colle en la mettant en contact avec la totalité de l'eau (4 kil. 500) pendant 18 ou 20 heures. Par cette immersion, la colle augmente considérablement de volume et forme une masse gélatineuse qu'on liquéfie complètement en la chauffant à 80° centigrades environ dans un bain-marie. Quand la solution est bien fluide, on retire le vase de son bain-marie et on y ajoute le phosphore qu'on n'introduit que par petites portions à la fois. Lorsqu'il est fondu, on agite vivement le mélange avec une spatule et on continue l'agitation jusqu'à ce qu'on ait obtenu le phosphore dans un grand état de division. On ajoute successivement les autres substances en commençant par le sable préalablement trituré et passé au tamis de soie. Lorsque l'incorporation de toutes ces substances avec la masse fluide est opérée, on soumet le mélange au broyage. Divers appareils peuvent être employés pour ce broyage. Dans quelques fabriques, on se sert d'un moulin à meules.

(1) Il est inutile que nous fassions remarquer que les doses que nous indiquons dans ces deux formules peuvent être réduites ou augmentées à volonté, pourvu que la réduction ou l'augmentation ait lieu dans les mêmes proportions.

Ces meules, au nombre de deux, sont ordinairement en porphyre. La meule supérieure est mobile et repose sur un pivot placé au centre de la première. Ce pivot, au moyen d'une vis, peut s'élever et s'abaisser à volonté. La meule supérieure est percée à son centre et surmontée d'un entonnoir dans lequel on verse le mélange. L'axe qui communique le mouvement traverse l'entonnoir. A la partie antérieure et au niveau de la première meule, est placée une gouttière pour laisser sortir le mélange broyé; ce mélange est recueilli dans un vase placé au-dessous du moulin. On doit continuer le broyage jusqu'à ce que l'on ait obtenu une pâte parfaitement liée et homogène, et qu'on n'aperçoive plus aucune particule de phosphore.

Le trempage des allumettes soufrées, dans la pâte ainsi préparée, se pratique de plusieurs manières. On se sert généralement d'une table en marbre sur laquelle on étend une couche de quelques millimètres d'épaisseur de pâte; cette opération se fait au moyen d'une règle. On trempe les extrémités soufrées des allumettes dans cette pâte, puis on porte les cadres qui les contiennent dans un séchoir à air libre. Dès que le trempage a été opéré, on égalise de nouveau la couche de pâte qu'on maintient constamment à 2 ou 3 millimètres d'épaisseur par des additions souvent répétées. On continue ainsi le trempage des allumettes, en maintenant la pâte convenablement fluide, résultat qu'on obtient en plaçant la table de marbre au-dessus d'un bain-marie, contenant de l'eau chauffée à 40° centigrades environ.

Une manière de procéder, qui nous paraît préférable, consiste dans l'emploi d'une chaudière semblable à celle dont on se sert pour le trempage au soufre; cette chaudière est à fond plat, en fonte ou en cuivre, de forme carrée et ayant seulement quelques centimètres de profondeur; elle est placée sur un petit fourneau en maçonnerie, afin de pouvoir maintenir la pâte à une température de 40° centigrades environ. Pour commencer, on remplit la chaudière de pâte; lorsque celle-ci a été chauffée à 35 ou 40 degrés, on y trempe les allumettes soufrées de manière que la pâte ne s'attache qu'à leur extrémité, puis on continue ainsi pour tous les cadres. On compense les pertes par des additions successives de pâte neuve.

Ce mode de trempage a plusieurs avantages sur le précédent. 1° Il procure une plus grande rapidité dans le travail; 2° il évite d'égaliser la pâte après chaque imprégnation d'allumettes; 3° il évite tout danger sérieux pour les ouvriers, ce qui n'a pas toujours lieu lorsqu'on opère le trem-

page sur une table de marbre. Il suffit, en effet, que l'ouvrier trempeur laisse sécher un peu de pâte autour de la table, pour que cette pâte s'enflamme par le moindre frottement. Ces inflammations toujours imprévues, peuvent donner lieu à des accidents plus ou moins graves et même occasionner l'incendie de l'établissement.

DESSICCATION DES ALLUMETTES.

Comme nous l'avons déjà dit, après le trempage dans la pâte phosphorique ou chimique, les allumettes sont portées dans un séchoir à air libre où elles éprouvent un commencement de dessiccation. Mais pour que cette dessiccation soit complète, il est indispensable, l'hiver surtout, de la compléter à l'étuve. Nous dépasserions de beaucoup les limites de cet article, déjà très-étendu, si nous devions entrer dans la description des divers moyens de chauffage. Nous nous bornerons à dire que l'étuve doit être construite en matériaux incombustibles et qu'on doit en opérer le chauffage au moyen de la vapeur qu'on fait circuler au travers de tuyaux placés à quelque distance du sol. Quelques fabricants remplacent ce mode de chauffage, qui est incontestablement le meilleur et le plus sûr, par l'emploi des calorifères à air chaud ; mais ce dernier moyen, qui est rarement employé dans les grands établissements, augmente considérablement les chances déjà si nombreuses d'incendies. Il suffit en effet, d'une seule étincelle échappée au foyer pour mettre le feu à toutes les allumettes contenues dans l'étuve.

Les cadres qui contiennent les allumettes sont étagés horizontalement dans l'étuve entre des montants en fer ; on a soin de laisser un espace de 10 centimètres entre chaque cadre, afin que l'air échauffé puisse y circuler librement autour. La température doit être portée à 35° centigrades environ ; en maintenant cette température, la dessiccation des allumettes, déjà commencée à l'air, s'achève en 6 ou 8 heures, en admettant toutefois que la pâte dont elles sont imprégnées a été préparée à la colle-forte, car si l'on s'était servi de gomme, la dessiccation exigerait beaucoup plus de temps et ne pourrait être complète qu'en 18 ou 20 heures. Le sol de l'étuve est ordinairement recouvert d'une couche de sable, afin de pouvoir éteindre plus promptement le feu si un incendie venait à se déclarer.

Lorsque les allumettes sont suffisamment sèches, on enlève les cadres qui les contiennent et on les porte dans un atelier spécial, où des ouvrières les dégarnissent. Cette opé-

ration se fait avec beaucoup de dextérité, et ce sont ordinairement les mêmes ouvrières qui démontent les couches, qui mettent en boîtes les allumettes qu'elles en retirent. Ces boîtes sont de diverses formes et de diverses dimensions; il y en a de carrées et de rondes; les premières sont presque toujours en fort papier et les secondes en bois, minces. Mais quelle que soit leur forme ou leur dimension, elles portent sur une de leur surface un papier saupoudré de verre pilé ou de tout autre corps dur et rugueux, qui sert à déterminer l'inflammation des allumettes par la simple friction.

Tel est dans son ensemble et dans ses détails les plus importants, le mode général de fabrication des allumettes chimiques dites à frottement. Une foule de petits détails utiles à connaître, mais qui ne peuvent entrer dans cette description, doivent être observés par les personnes qui se livrent à l'exploitation de cette industrie. L'humanité doit engager MM. les fabricants à apporter dans leurs opérations toutes les améliorations indiquées par la science et par la pratique, soit dans l'outillage, soit dans la disposition des ateliers où le renouvellement de l'air doit être aussi fréquent que possible. Le phosphore en vapeur exerce une influence aussi rapide que délétère sur les divers organes de l'économie; ce n'est donc que par une ventilation énergique des ateliers qu'on peut en enlever les vapeurs acides du phosphore et du soufre qui s'y forment à chaque instant, et dont la présence est si nuisible à la santé des ouvriers qui sont obligés de vivre dans cette atmosphère. Cette industrie deviendrait beaucoup moins dangereuse et beaucoup plus salubre, si le prix du phosphore amorphe permettait de le substituer avec avantage au phosphore ordinaire. Malheureusement, la différence de prix entre ces deux produits est encore trop grande pour qu'on puisse remplacer, dans la fabrication courante, le phosphore ordinaire par le phosphore amorphe. Quelques fabricants en emploient cependant des quantités considérables pour la confection de leur pâte qu'ils préparent d'après la formule suivante :

Phosphore amorphe en poudre.	400 gram.
Chlorate de potasse.	400
Verre pilé et passé au tamis de soie. . .	250
Colle-forte.	350
Eau.	1000
Vermillon.	30

On opère la fonte de la colle en la faisant tremper pendant 24 heures dans l'eau. On chauffe ensuite le mélange

dans un bain-marie dont on élève la température à 55° centigrades seulement. Quand la solution est bien fluide, on y ajoute le phosphore amorphe en poudre, puis on agite le mélange pendant 15 ou 20 minutes; on ajoute alors le chlorate de potasse préalablement dissous dans la moindre quantité d'eau possible, puis enfin le verre pilé et le vermillon. On peut remplacer cette matière colorante par un poids égal de bleu de Prusse en poudre, si l'on veut avoir la pâte bleue. Le mélange étant convenablement broyé est appliqué sur le bout soufré des allumettes par les moyens que nous avons fait précédemment connaître.

Les allumettes préparées par le phosphore amorphe se vendent 15 centimes le mille au lieu de 10 centimes, qui est le prix moyen de celles préparées par le phosphore ordinaire. Malgré cette augmentation de prix, beaucoup de consommateurs préfèrent les premières, parce qu'elles sont d'un usage plus sûr, et que leur pâte n'étant nullement vénéneuse, n'exerce aucune action délétère sur l'économie, comme l'ont évidemment démontré des expériences récentes.

COMBINAISONS DU PHOSPHORE AVEC L'OXYGÈNE.

Les combinaisons du phosphore avec l'oxygène sont au nombre de cinq; quatre de ces combinaisons sont acides, ce sont :

L'acide phosphorique.

L'acide phosphoreux.

L'acide hypophosphoreux.

L'acide phosphatique.

Nous reviendrons sur la préparation de ces acides dans la troisième partie de cet ouvrage. La cinquième combinaison du phosphore avec l'oxygène forme un composé particulier non acide, auquel les chimistes ont donné le nom d'oxyde de phosphore.

Oxyde de phosphore.

L'existence de l'oxyde de phosphore a été pendant longtemps problématique; mais depuis les expériences récentes de plusieurs chimistes et notamment celles de M. Leverrier, l'existence de cet oxyde a été complètement établie. L'oxyde de phosphore se présente sous deux états isomériques différents : l'un est rouge et l'autre jaune.

On obtient le premier en dégageant un courant de gaz oxygène dans du phosphore fondu sous l'eau. L'appareil employé pour cette opération se compose d'une petite cornue en verre A, destinée à produire du gaz oxygène par la décomposition du chlorate de potasse; à la tubulure de cette cornue est adapté un tube recourbé B, dont l'extrémité vient plonger au fond d'une éprouvette C, contenant du phosphore en fusion, au-dessous d'une couche d'eau chaude. En chauffant la cornue au moyen d'une petite lampe à alcool, le chlorate se décompose et fournit un courant de gaz oxygène qui arrive au fond de l'éprouvette. Ce gaz détermine la combustion du phosphore, qui brûle avec une grande intensité, quoique étant sous l'eau. Cette combustion donne naissance à de l'acide phosphorique qui se dissout et à de l'oxyde rouge de phosphore qui flotte dans la liqueur sous forme de flocons rouges très-volumineux. Lorsque l'opération est terminée, ce qu'on reconnaît quand tout le phosphore a été dissous, on verse la liqueur sur un filtre qui retient l'oxyde rouge de phosphore. Comme cet oxyde retient toujours de faibles quantités d'acide phosphorique et de phosphore, on enlève le premier de ces corps par des lavages à l'eau pure et le second par du sulfure de carbone qui dissout complètement le phosphore libre qui se trouve mêlé à l'oxyde.

La purification opérée, on fait sécher rapidement l'oxyde entre des feuilles de papier joseph, et on le conserve dans des flacons exactement bouchés.

L'oxyde de phosphore ainsi obtenu est d'un rouge-brun, quand il est vu en masse. Il est insipide et incolore; chauffé à 400 degrés, il se décompose en phosphore qui distille et en acide phosphorique, qui reste dans la cornue sous la forme d'une masse vitreuse et fondue.

Oxyde de phosphore jaune.

Cet oxyde n'est qu'une modification isomérique du premier, car sa composition est exactement la même. On l'obtient par le procédé suivant :

On dissout du phosphore avec du protochlorure de phosphore dans un ballon qu'on laisse ouvert et que l'on expose à la lumière. Au bout d'un certain laps de temps, il se produit, à la surface de la liqueur, une efflorescence blanchâtre, qui est un mélange d'acide phosphorique et phosphoreux, et sur les parois du vase une croûte qui est une combinaison d'oxyde de phosphore et d'acide phosphorique. Cette croûte jaune s'est aussi formée à la surface du phosphore.

Après avoir décanté le liquide, on traite la partie solide par l'eau qui dissout cette combinaison et l'acide phosphorique libre ; le phosphore reste seul intact. On le sépare de la dissolution aqueuse par décantation ou filtration, et on la chauffe à 80 degrés environ ; sous l'influence de la chaleur, l'oxyde se dépose à l'état d'hydrate sous la forme d'une poudre jaune. Pour l'avoir anhydre, on en opère la dessiccation dans le vide.

Ces diverses modifications de l'oxyde de phosphore ont une composition identique ; d'après M. Leverrier, cette composition est :

Phosphore.....	88.89
Oxygène.....	11.11
	<hr/>
	100.00

Nous n'avons cité cet oxyde que pour mémoire, car jusqu'à présent il a été sans application dans les arts.

COMBINAISONS DU PHOSPHORE AVEC L'HYDROGÈNE.

Le phosphore se combine en trois proportions avec l'hydrogène et donne naissance :

1° A une combinaison gazeuse connue sous le nom d'hydrogène phosphoré ;

2° A une combinaison liquide nommée phosphore d'hydrogène liquide ;

3° A une combinaison solide appelée phosphore d'hydrogène solide.

Hydrogène phosphoré..

Ce gaz, qu'on a nommé aussi hydrogène deutophosphoré et perphosphoré, peut s'obtenir par plusieurs procédés que nous allons décrire.

Premier procédé.

On fait une bouillie claire avec 20 grammes de chaux vive et une suffisante quantité d'eau : on l'introduit dans un petit matras de la capacité d'un dixième de litre environ, et on y ajoute 2 grammes de phosphore coupé en petits morceaux. On adapte de suite au col du matras le bouchon qui doit recevoir le tube pour recueillir le gaz. (*Voyez les dis-*

positions de l'appareil, pl. 4, fig. 61). On chauffe lentement le mélange pour faciliter la réaction ; on doit éviter de chauffer trop fortement, car si la température est trop élevée, la matière se houe et passe par le tube. Il faut laisser perdre les premières portions de gaz qui se trouvent toujours mélangées avec l'air qui était contenu dans l'appareil. On recueille ensuite le gaz qui se dégage en grande quantité dans des flacons remplis d'eau bouillie qu'on place successivement sur l'orifice du tube de dégagement.

On reconnaît que l'opération est terminée, lorsque les bulles de gaz qui arrivent du matras ont perdu la propriété de s'enflammer, lors de leur contact avec l'air.

Deuxième procédé.

Dans ce deuxième procédé, on remplace la chaux hydratée par une dissolution concentrée de potasse caustique dont on remplit aux deux tiers un matras semblable à celui qui a été indiqué pour l'opération précédente. On y ajoute quelques grammes de phosphore coupé en petits morceaux, et on adapte au matras un tube abducteur, afin de pouvoir recueillir le gaz sous l'eau. En chauffant légèrement, la réaction commence, et chaque bulle de gaz qui se dégage sous l'eau, s'enflamme immédiatement au contact de l'air. Lorsque l'air du matras est expulsé, on recueille le gaz dans des flacons remplis d'eau bouillie, en opérant comme nous l'avons indiqué dans le premier procédé.

La théorie des réactions qui se produisent dans les deux procédés que nous venons de décrire peut s'expliquer de la manière suivante : le phosphore seul ne décompose pas l'eau, mais quand il se trouve en présence d'une base énergique (potasse ou chaux), cette décomposition a lieu. L'oxygène se combine avec une portion du phosphore pour former de l'acide hypophosphoreux, qui, avec la potasse ou la chaux, produit de l'hypophosphite de potasse ou de chaux suivant la base employée : l'hydrogène se combine avec une autre portion de phosphore et donne naissance à de l'hydrogène phosphoré qui se dégage sous forme de gaz.

Troisième procédé.

Ce procédé, principalement employé dans les laboratoires de chimie, donne un produit plus pur que les précédents. Il consiste à décomposer le phosphure de calcium par l'eau très-légèrement acidulée. Voici comment on opère : on introduit dans une petite cornue préalablement remplie d'eau

acidulée par l'acide chlorhydrique, quelques grammes de phosphure de calcium ; au col de la cornue doit être adapté un tube pour recueillir le gaz. L'appareil ainsi disposé, on le chauffe légèrement pour faciliter la décomposition. On recueille le gaz à la manière ordinaire.

La théorie de cette réaction est la même que celle que nous avons développée pour les deux premiers procédés ; mais indépendamment des divers produits qu'on obtient en opérant d'après les deux premiers procédés, celui-ci donne naissance à du chlorure de calcium qui se forme par la réaction de l'acide chlorhydrique employé pour faciliter la décomposition du phosphure de calcium.

Dans les cours de chimie, on se sert souvent du phosphure de calcium pour produire spontanément de l'hydrogène phosphoré. Cette réaction donne lieu à une expérience très-intéressante. Si on jette quelques fragments de ce phosphure dans un verre rempli d'eau, il se décompose immédiatement en produisant de l'hydrogène phosphoré ; chaque bulle qui arrive au contact de l'air s'enflamme avec explosion et produit une auréole de vapeurs lumineuses qui s'élargit, et forme un cône régulier à mesure qu'elle s'élève.

Le gaz hydrogène phosphoré obtenu par les divers modes de préparation que nous venons de décrire n'est jamais complètement pur. Il contient toujours une certaine quantité d'hydrogène libre et de phosphure d'hydrogène liquide. C'est à la présence de ce dernier composé qu'il doit la remarquable propriété d'être spontanément inflammable au contact de l'air, propriété qu'il n'a pas lorsqu'il est chimiquement pur, comme l'a très-bien démontré Paul Thenard.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

L'hydrogène phosphoré est un gaz incolore ; son odeur est forte et persistante, analogue à celle de l'ail. L'eau en dissout une très-petite quantité et acquiert une saveur désagréable. Lorsqu'il est pur, sa densité est de 1,185 au lieu de 0,9027, comme l'ont indiqué quelques chimistes.

La composition du gaz hydrogène phosphoré pur a été trouvée pour 100 parties en poids :

Hydrogène.	8.82
Phosphore.. . . .	91.18
	<hr/>
	100.00

ou en volume :

1 1/2 volume de gaz hydrogène.. .	0.1032
1/4 volume vapeur de phosphore.	1.0710
	1.1742

Ce gaz a été jusqu'à présent sans usage.

Phosphure d'hydrogène liquide.

Ce composé forme la deuxième combinaison du phosphore avec l'hydrogène ; il a été découvert par Paul Thenard, qui le premier en a déterminé les propriétés et la composition. Dans son état de pureté, ce composé forme un liquide incolore qu'on n'a pu solidifier par un froid de 20 degrés au-dessous de zéro. Il a la propriété de s'enflammer spontanément au contact de l'air et il communique cette propriété à tous les gaz combustibles ; comme nous l'avons fait remarquer plus haut, c'est à la présence de ce phosphure que le gaz hydrogène phosphoré doit son inflammabilité spontanée dans l'air.

Pour obtenir ce composé, Paul Thenard prescrit la marche suivante : on prépare d'abord du phosphure de calcium en faisant passer du phosphore en vapeur dans un tube en porcelaine renfermant des fragments de chaux pure chauffés au rouge. Ces vapeurs se combinant avec la chaux, produisent du phosphure de calcium. Quand la réaction est terminée, on laisse refroidir le tube et on retire le produit que l'on conserve dans un flacon bien sec qu'on bouche exactement.

Pour préparer le phosphure liquide, on emploie un appareil composé d'un flacon à large ouverture A (voyez la planche 4, fig. 62) ; on remplit ce flacon aux trois quarts d'eau et on y adapte un tube droit B, dont un des bouts plonge dans l'eau. Ce tube large de 2 centimètres sert à introduire le phosphure de calcium ; un autre tube en C, également adapté dans le bouchon, mais ne plongeant pas dans le liquide, sert, au commencement de l'opération, à dégager le gaz mêlé d'air. Enfin un troisième tube DE F est spécialement destiné à recevoir et à condenser le phosphure au fur et à mesure qu'il se produit. Ce tube forme une forte courbe qui plonge dans un bassin H J, contenant un mélange réfrigérant de glace pilée et de sel marin. Le flacon A est placé dans un vase G renfermant de l'eau chauffée à 60° centigrades.

L'appareil ainsi disposé, on ferme le tube récepteur en F,

et on introduit par le tube droit B quelques fragments de phosphure de calcium. La réaction commence immédiatement ; le gaz hydrogène phosphoré se dégage et entraîne l'air du flacon par le tube C qu'on tient ouvert. On reconnaît que l'air est entièrement expulsé, quand on voit le gaz s'enflammer à l'orifice du tube C ; on bouche alors ce tube et on enlève le bouchon placé en F ; le gaz passe alors par le tube DEF : le phosphure liquide et la vapeur d'eau qu'il entraîne viennent se condenser dans la partie courbe du tube plongé dans le mélange réfrigérant. L'eau est ordinairement congelée ; le gaz hydrogène phosphoré se dégage en entraînant un peu de phosphure liquide et prend feu au contact de l'air ; cette combustion produit une grande quantité de vapeurs blanches d'acide phosphorique qui sont lumineuses dans l'obscurité ; comme ces vapeurs sont très-délétères, on peut se soustraire à leur influence en opérant en plein air ; mais dans ce cas on doit entourer le tube DEF d'une enveloppe de laine noire, afin de le garantir de l'action de l'air, car le phosphure d'hydrogène liquide se décompose très-rapidement à la lumière.

On peut arrêter l'opération, lorsqu'on a employé 40 ou 50 grammes de phosphure de calcium. Le phosphure liquéfié forme un liquide incolore surnageant au-dessus de l'eau congelée dans la partie courbe du tube. On retire alors ce tube du mélange réfrigérant et on fait couler le produit dans la partie du tube où il ne s'est pas congelé d'eau.

Le phosphure d'hydrogène liquide s'enflamme spontanément au contact de l'air ; on ne peut bien le conserver que dans un tube dont les bouts sont fermés à la lampe. Une expérience très-curieuse prouve évidemment que c'est à la présence de ce phosphure que le gaz hydrogène phosphoré doit la propriété de s'enflammer à l'air. Il suffit, en effet, d'introduire dans un flacon plein de gaz hydrogène pur, une seule goutte de phosphure liquide pour avoir un mélange gazeux immédiatement inflammable au contact de l'oxygène et de l'air atmosphérique.

L'analyse prouve que ce phosphure est composé pour 100 parties en poids :

Hydrogène.	5.89
Phosphore.. . . .	94.11
	100.00

C'est à la formation de ce phosphure dans les cimetières humides qu'on doit la production spontanée des flammes qui

s'élèvent de la terre et auxquelles on a donné le nom de feux follets. Ainsi s'explique un phénomène naturel auquel la crédulité et la superstition ont attribué pendant bien longtemps des causes mystérieuses et occultes.

Phosphure d'hydrogène solide.

C'est à cette troisième combinaison du phosphore avec l'hydrogène que les chimistes ont donné le nom de phosphure d'hydrogène solide. Ce composé, qui a été obtenu pour la première fois par Rose, renferme une plus grande quantité de phosphore que les deux combinaisons précédentes et c'est sans doute à cette circonstance qu'il doit son état solide.

Dans son état de pureté, ce corps est d'une belle couleur jaune, qui passe progressivement au rouge au contact de la lumière. Chimiquement pur, il est insipide et ne devient inflammable que lorsqu'on le chauffe à 150 degrés environ : il brûle alors avec une grande vivacité. A la température ordinaire, il n'est pas lumineux dans l'obscurité.

Son mode de préparation, encore bien imparfait, consiste à faire arriver un courant de gaz hydrogène phosphoré sous une grande cloche placée sur le mercure et remplie d'un mélange de chlore et d'acide carbonique. L'hydrogène se combine avec le chlore pour former de l'acide chlorhydrique, et le phosphure d'hydrogène se dépose sur les parois de la cloche en un corps solide d'un beau jaune orangé.

Ce phosphure est composé de :

Hydrogène.	1.54
Phosphore.. . . .	98.46
	<hr/>
	100.00

COMBINAISON DU PHOSPHORE AVEC L'AZOTE.

Phosphure d'azote.

Ce composé est peu important pour les arts ; on attribue sa découverte à Davy. Mais ce chimiste ne l'avait que très-imparfaitement étudié, et c'est à Henry Rose que revient réellement la priorité de la découverte de ce corps.

La préparation du phosphure d'azote est une opération délicate et compliquée. Pour l'obtenir, on chauffe au rouge, dans une atmosphère d'acide carbonique parfaitement sec,

du chlorure de phosphore ammoniacal. Il se forme du chlorhydrate d'ammoniaque, du phosphure d'azote et de l'ammoniaque. On traite le produit par l'eau distillée qui élimine le chlorhydrate d'ammoniaque et l'ammoniaque. Le phosphure d'azote étant insoluble dans l'eau, se présente sous la forme d'une poudre blanche ayant une texture cristalline. On peut encore l'obtenir en faisant passer du gaz ammoniacal sec à travers du chlorure liquide de phosphore. Le phosphure se dépose sous la forme d'une matière cristallisée blanchâtre qu'on purifie en la chauffant fortement dans un petit matras en verre. Il se dégage du chlorhydrate d'ammoniaque et différents gaz. Le phosphure d'azote étant infusible et indécomposable par la chaleur reste au fond du matras; après le refroidissement, on le recueille dans des flacons.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le phosphure d'azote se présente sous la forme d'une poudre blanche; il est insipide et inodore et peut être chauffé à la chaleur rouge sans se décomposer, comme nous l'avons déjà dit. Il est insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; sa composition en poids est de :

Phosphore..	53.25
Azote.	46.75
	<hr/>
	100.00

Ce corps est sans usage dans les arts.

COMBINAISONS DU PHOSPHORE AVEC LE SOUFRE.

Le phosphore et le soufre peuvent se combiner en plusieurs proportions définies, mais ces combinaisons sont peu importantes et n'ont trouvé jusqu'à présent aucune application dans les arts.

Généralement, on prépare les sulfures de phosphore, en fondant le phosphore sous l'eau dans un ballon de verre. Lorsqu'il est fondu, on y ajoute successivement, et par petites portions à la fois, du soufre en poudre; on facilite la combinaison en agitant le mélange avec une baguette de verre. On proportionne la quantité de soufre suivant le composé qu'on veut obtenir. La préparation du protosulfure exige environ 1 partie de soufre contre deux de phosphore.

Toutes les combinaisons de phosphore et de soufre, sont

en général liquides, lumineuses dans l'obscurité, et éminemment combustibles.

Nota. — Les combinaisons de phosphore et de soufre n'ont pas été encore complètement étudiées; ce que nous savons, c'est que la préparation de ces composés est extrêmement dangereuse et qu'on doit opérer sous l'eau pour éviter les accidents.

COMBINAISONS DU PHOSPHORE AVEC LE CHLORE.

Il existe deux combinaisons du phosphore avec le chlore : l'une liquide, c'est le protochlorure; l'autre solide c'est le perchlorure. Le premier correspond à l'acide phosphoreux, le second à l'acide phosphorique.

Protochlorure de phosphore.

PRÉPARATION.

On l'obtient en faisant passer du chlore sec sur du phosphore; on arrête l'opération quand le liquide se trouble et laisse déposer du perchlorure, comme nous l'indiquerons en traitant de celui-ci; on le rectifie en le distillant dans une cornue; on peut encore l'obtenir, et ces procédés sont préférables aux autres, soit en combinant sept parties de perchlorure avec une partie de phosphore, soit en faisant passer du phosphore en vapeur à travers du perchlorure de mercure chauffé dans un tube de verre ou de porcelaine fermé à l'une de ses extrémités; on y met le phosphore et ensuite le perchlorure, puis on adapte à cette portion du tube un autre tube qui va plonger dans un flacon placé dans un mélange frigorifique; on chauffe d'abord la partie du tube contenant le perchlorure de mercure, et on y fait passer ensuite le phosphore en vapeur, le chlorure se forme et vient se condenser dans le flacon. L'appareil (pl. 4, fig. 63) se compose d'un tube A étranglé vers la partie inférieure, quand il est en verre. Le tube est entouré d'une grille B. Le tube C communique du tube A au flacon D placé dans un vase. A ce flacon est adapté un autre tube E qui se rend dans un autre vase en F également placé dans un vase destiné à contenir le mélange réfrigérant. On ne doit chauffer que quand l'appareil est luté.

L'appareil représenté (pl. 4, fig. 64) est encore employé très-avantageusement pour la préparation du protochlorure

de phosphore. Il consiste en un ballon A où l'on produit du chlore qui passe dans un flacon laveur B; en sortant de ce flacon le gaz traverse un tube C en U, contenant du chlorure de calcium où il se dessèche : il arrive ensuite dans une petite cornue tubulée D, contenant du sable sur lequel on place le phosphore. Le sable a pour objet de prévenir la rupture de la cornue, rupture qui pourrait avoir lieu sous l'influence de la haute température qui se produit pendant la combinaison du phosphore avec le chlore. Enfin l'appareil se complète par un ballon tubulé E pour recueillir le produit. Voici la manière d'opérer : on développe un courant de chlore dans le ballon A, et on chauffe le phosphore contenu dans la cornue D, à une température voisine de son point d'ébullition. Le chlore, se trouvant en contact avec le phosphore en vapeur, s'y combine immédiatement et forme du protochlorure de phosphore qui distille à mesure qu'il se produit et vient se condenser dans le ballon tubulé E, que l'on a soin d'entourer d'un mélange frigorifique. On purifie le produit par une nouvelle distillation qu'on opère cette fois dans une cornue munie d'une allonge et d'un récipient,

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le protochlorure de phosphore est un liquide incolore, très-limpide, ayant une densité de 1.45, par conséquent plus grande que celle de l'eau. Il est très-caustique et ne rougit pas le papier de tournesol sec, mais il le rougit s'il est humide. Son point d'ébullition est à 78 degrés, et la densité de sa vapeur est 4.85. Mis en contact avec l'air, il y répand des vapeurs très-piquantes. L'eau le décompose tout-à-coup en le transformant en acide chlorhydrique et en acide phosphoreux. L'ammoniaque en précipite à la fois du phosphore et du chlorure de phosphore ammoniacal. Ce protochlorure se comporte avec l'oxygène et les métaux comme le perchlore; il peut dissoudre une assez grande proportion de phosphore, mais qui n'a pas encore été déterminée. Il acquiert la propriété de mettre le feu au papier joseph que l'on en imbibe. Sa composition en poids est de :

Phosphore..	: . . .	23.10
Chlore..		76.90
		<hr/>
		100.00

USAGES.

Le protochlorure de phosphore est employé pour la préparation de l'acide phosphoreux.

Perchlorure de phosphore.

PRÉPARATION.

On fait arriver du chlore sec dans un tube contenant du phosphore également sec, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès. Le phosphore est d'abord converti en protochlorure qui est liquide; mais si l'on continue d'en faire passer, on le transforme en perchlorure qui est solide et sous forme de flocons neigeux. On conçoit que l'on peut, en arrêtant l'opération, former le proto ou le perchlorure en la continuant. La planche 4, fig. 65 donne une idée de l'appareil que l'on doit employer; il consiste en un ballon A placé au bain de sable, un flacon de Woulf B, un tube C contenant du chlorure de calcium pour dessécher le gaz, et un tube D légèrement courbé pour recevoir le phosphore. Ce tube se termine par un tube qui porte l'excédant du gaz au-dehors du laboratoire, ou dans un vase contenant de la chaux pour l'absorber. Toutes les diverses parties de cet appareil sont unies par des tubes.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le perchlorure de phosphore est solide, d'un blanc de neige, très-volatil, mais moins que le protochlorure. Le papier de tournesol exposé à sa vapeur, se colore en rouge. Chauffé doucement, et soumis à une certaine pression, il cristallise en prismes dont la transparence est parfaite. Si on le fait passer à travers un tube incandescent, avec de l'oxygène, il se forme de l'acide phosphorique et du chlore. L'hydrogène et les métaux le décomposent à l'aide de la chaleur, en donnant lieu, l'hydrogène à de l'acide chlorhydrique, les métaux à des chlorures et phosphures métalliques. Son action sur l'eau est très-grande; à peine ces substances sont-elles en contact qu'elles se décomposent, et alors il se produit de l'acide chlorhydrique et phosphorique. Si l'on projette dans l'eau un morceau de chlorure, la chaleur qui se produit réduit en vapeurs la plus grande partie du chlorure: si au contraire il est en poudre, et la quantité d'eau considérable, il s'en perd très-peu, et il se forme à sa surface des gouttelettes d'un liquide comme oléagineux qui tombent au fond du vase et finissent par disparaître; ce nouveau produit est probablement un hydrate de chlorure. Il se combine intimement avec l'ammoniaque; le composé triple qui en résulte est blanc, insipide, fixe, insoluble dans l'eau, indé-

composable par les alcalis. Le perchlorure de phosphore est composé de :

Phosphore..	19.15
Chlore..	80.85
	<hr/>
	100.00

USAGES.

Le perchlorure de phosphore peut être employé pour préparer l'acide phosphorique.

Chloroxyde de phosphore.

Ce composé, encore peu étudié, s'obtient en introduisant du perchlorure de phosphore dans un ballon à long col contenant un peu d'eau. Le perchlorure et l'eau se décomposent réciproquement, et de cette double décomposition, résulte de l'acide chlorhydrique qui se dégage et un liquide plus dense que l'eau ayant pour densité 1.7. Ce liquide est le chloroxyde de phosphore; comme il contient un peu d'acide chlorhydrique, on le purifie par la distillation; on a soin de laisser perdre les premières portions de liquide qui contiennent toujours de faibles quantités d'acide chlorhydrique.

Il paraît que dans cette réaction, l'hydrogène de l'eau décomposée enlève au perchlorure une partie de chlore qui est remplacée par une quantité équivalente d'oxygène également fournie par l'eau décomposée.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le chloroxyde de phosphore est un liquide jaunâtre à la température ordinaire. Sa densité est, comme nous l'avons dit, de 1.7, celle de l'eau étant 1. Chauffé à 115 degrés environ, il entre en ébullition et se décolore complètement. L'eau-le décompose; mis en contact avec les bases, il se décompose aussi et produit des réactions assez compliquées.

COMBINAISONS DU PHOSPHORE AVEC LE BROME.

Bromures de phosphore.

Il existe deux combinaisons du phosphore avec le brome, le protobromure, et le perbromure. Nous allons indiquer très-sommairement leur préparation.

Protobromure de phosphore.

On l'obtient en mettant le brome et le phosphore en contact dans un vase rempli d'acide carbonique. La réaction a lieu de suite et est accompagnée de lumière. Pour éviter la formation du perbromure, on doit employer un excès de phosphore. Après la réaction, le protobromure est purifié par la distillation.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le protobromure de phosphore est un liquide volatil, d'une teinte jaunâtre. Exposé au contact de l'air, il y répand des vapeurs blanches très-piquantes; il peut dissoudre du brome et se transformer en perbromure. Il est liquide jusqu'à 14° centigrades; il est composé de :

Phosphore.	11.80
Brome.	88.20
	<hr/>
	100.00

Perbromure de phosphore.

Comme nous l'avons vu, le perbromure s'obtient en mettant le protobromure en contact avec un excès de brome. Il se forme un produit solide et cristallisé que l'on sépare de la partie liquide dès que la réaction est terminée. Ce produit est le perbromure de phosphore.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le perbromure de phosphore est d'une couleur jaune et est solide à la température ordinaire; chauffé, il devient liquide et prend une couleur rouge. Sa vapeur prend également la même coloration et produit, en se condensant, une cristallisation confuse. Un excès de phosphore le transforme en protobromure. Traité par l'eau, il se décompose et donne naissance à de l'acide phosphorique et de l'acide bromhydrique. Sa composition est de :

Phosphore.	11.78
Brome.	88.22
	<hr/>
	100.00

COMBINAISONS DU PHOSPHORE AVEC L'IODE.

Iodures de phosphore.

Le phosphore peut se combiner avec l'iode en un grand nombre de proportions ; ces combinaisons prennent le nom d'iodures de phosphore. On prépare ordinairement l'iodure de phosphore en mettant dans un tube de verre mince 1 partie de phosphore et 10.41 parties d'iode. On chauffe légèrement : la réaction est très-vive, et il en résulte un corps solide d'un brun rougeâtre, que l'on retire du tube en brisant ce dernier. L'iodure doit être conservé dans des flacons bouchés. Ce composé est fusible à 100 degrés ; si l'on fait un mélange de 1 partie de phosphore avec 20.82 parties d'iode, la réaction est plus vive encore, et l'on obtient une substance noire, fusible à 46° centigrades.

On peut encore obtenir les iodures de phosphore en traitant par le sulfure de carbone des mélanges de phosphore et d'iode. Ce procédé est préférable aux précédents, car le sulfure offre le moyen de purifier ces produits.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

L'eau décompose tous les iodures de phosphore en se décomposant elle-même ; il résulte de cette double décomposition, de l'acide iodhydrique qui reste en dissolution dans l'eau, et de l'acide phosphoreux. On utilise souvent la propriété qu'ont les iodures de phosphore de se décomposer dans l'eau, en donnant naissance à de l'acide iodhydrique pour obtenir cet acide à l'état de gaz.

COMBINAISONS DU PHOSPHORE AVEC LE FLUOR.

Fluorure de phosphore.

Les combinaisons du phosphore avec le fluor sont encore peu connues, car il est extrêmement difficile de les obtenir à l'état de pureté. Cette difficulté provient de l'action corrosive que le fluor exerce sur les vases dans lesquels on opère : aussi la combinaison directe des deux corps ne peut être employée pour la préparation du fluorure de phosphore. Davy, qui le premier a préparé ce composé, l'a obtenu en exposant à l'action de la chaleur, dans un creuset de platine, un mélange

de phosphore et de fluorure de plomb ; mais, dans cette expérience, le creuset est très-fortement attaqué, de sorte qu'on n'a pu, jusqu'à présent, obtenir ce produit à l'état de pureté.

Le fluorure de phosphore ainsi obtenu, est un liquide incolore, fumant et combustible ; l'eau le décompose en donnant naissance à de l'acide phosphoreux et de l'acide fluorhydrique.

SECTION DOUZIÈME.

ARSENIC.

Équivalent = 937.5.

L'arsenic avait été classé, jusqu'en ces derniers temps, parmi les métaux, dont il se rapproche beaucoup par ses propriétés physiques et ses caractères extérieurs. Mais il diffère essentiellement de ces derniers par ses combinaisons ; et se basant surtout sur les nombreuses analogies que présentent les combinaisons de ce corps avec celles correspondantes du phosphore, les chimistes l'ont classé parmi les métalloïdes.

ÉTAT NATUREL.

On trouve l'arsenic à l'état natif, en masses brunes, peu brillantes et n'ayant un vif éclat métallique que dans ses cassures. Mais on le trouve surtout combiné : avec le fer et le soufre, il forme les pyrites arsénicales ou mispickel, qui est la source la plus importante dont on extrait l'arsenic commercial. Combiné avec le soufre, il forme deux sulfures naturels, le protosulfure et le bisulfure, plus communément connus sous les noms d'orpiment et de réalgar. Enfin, on le trouve dans la nature combiné avec le fer, le nickel, le cobalt, le cuivre, l'étain, l'antimoine et plusieurs autres métaux.

HISTORIQUE.

Quelques auteurs anciens affirment que l'arsenic était connu au commencement de l'ère chrétienne. Il a été étudié par presque tous les alchimistes ; mais la connaissance exacte des propriétés de ce corps et des nombreuses combinaisons qu'il forme, est due principalement aux travaux des chimistes modernes.

PRÉPARATION.

L'arsenic métallique se prépare en grand dans les arts en traitant les mines arsénicales de nickel, de cobalt et de bismuth. Par l'opération du grillage, une portion de l'arsenic se sublime à l'état métallique et se condense à la naissance de la cheminée; la partie oxydée se sublime dans la cheminée en planches à laquelle on donne une forme sinueuse. Les parties qui se condensent le plus près du fourneau forment des masses solides demi-vitreuses que l'on connaît dans le commerce sous le nom d'*oxyde blanc d'arsenic*. Celles qui se condensent plus loin sont en masses poreuses; on les emploie pour préparer le sulfure d'arsenic. L'arsenic métallique est ensuite sublimé de nouveau dans de grandes cornues de fonte dont le col se rend dans des vases cylindriques également en fonte et dans lesquels se condense le métal. On le retire de ces récipients pour le livrer au commerce. Dans cet état, il est en masses cristallines, d'une couleur noirâtre à la surface et ayant l'éclat métallique à l'intérieur. Réduit en poudre, il est désigné sous le nom de *cobalt* ou *tremouches*.

On extrait encore l'arsenic métallique des pyrites arsénicales ou mispickel, composé formé, comme nous l'avons vu plus haut, d'arsenic, de soufre et de fer. On introduit cette matière dans des tuyaux en terre cuite fermés par un bout. Chaque tuyau a environ un mètre de longueur et 25 centimètres de diamètre; on les dispose horizontalement les uns à côté des autres, dans un fourneau de galère. A l'orifice ouvert de chacun de ces tuyaux, on en adapte un second plus large qu'on lute à la jonction et qui sert de récipient. Tout étant convenablement disposé, on allume le feu au fourneau et on élève lentement et progressivement la température des tuyaux jusqu'au rouge. L'arsenic métallique se sublime et vient se condenser dans les récipients. Quand l'opération est terminée, on laisse refroidir complètement l'appareil, et on retire l'arsenic des tuyaux abducteurs ou récipients dans lesquels il s'est condensé. On remplace quelquefois les récipients en terre par des tuyaux en fonte ou en tôle.

Le résidu de l'opération est un sulfure de fer.

Dans les laboratoires, on peut préparer l'arsenic cristallisé en opérant de la manière suivante: on fait un mélange de parties égales d'acide arsénieux (arsenic blanc) et de charbon: on l'introduit dans une cornue en grès, qu'on ne remplit qu'au tiers; on place cette cornue dans un fourneau à

réverbère, et l'on dispose le feu de manière qu'elle ne soit chauffée qu'à la partie inférieure ; le col de la cornue est fermé par un bouchon percé d'un trou d'un petit diamètre pour donner issue aux divers gaz ; on chauffe légèrement la cornue ; on élève ensuite successivement la température ; l'arsenic est réduit, se sublime dans la partie supérieure de la cornue et dans le col : l'excès de charbon reste dans la cornue.

Lorsque l'opération est terminée, on laisse refroidir la cornue et on la brise pour en retirer l'arsenic. Comme l'arsenic s'oxyde facilement au contact de l'air, on peut lui rendre son éclat métallique en le laissant séjourner pendant quelques heures dans une dissolution aqueuse de chlore. Mais on peut en empêcher l'oxydation en le conservant dans un flacon plein d'eau, préalablement bouillie, que l'on ferme avec un bouchon à l'émeri.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

L'arsenic est solide, d'un blanc bleuâtre, se rapprochant du gris d'acier ; fragile, brillant, lorsque sa cassure est récente, terne au contraire lorsqu'elle est ancienne. Suivant le degré plus ou moins prompt du refroidissement, sa texture est grenue ou écailleuse : frotté entre les mains, il leur communique une odeur sensible. Sa pesanteur spécifique est de 5,7633, suivant M. Thompson. Exposé à une chaleur de 180 degrés dans un vase clos, l'arsenic se sublime lentement sans se fondre ; il cristallise en tétraèdres. Au-dessus de ce terme, la sublimation a lieu d'autant plus rapidement que la température est plus élevée. A la température ordinaire, il n'agit que lentement sur l'air et sur l'oxygène humides, et se convertit en oxyde noir ; à une température élevée, il agit fortement sur ces gaz secs ou humides. Il se convertit en acide arsénieux qui se sublime, et la vapeur qui s'en exhale a une odeur alliacée.

USAGES.

L'arsenic, à l'état métallique, entre dans la composition de quelques alliages, principalement dans celui employé pour les miroirs de télescope, dans l'alliage du plomb de chasse. Combiné avec le soufre, il sert dans la teinture pour dissoudre l'indigo ; à l'état d'acide, il fait partie des couleurs vertes.

COMBINAISONS DE L'ARSENIC AVEC L'OXYGÈNE.

Quelques chimistes admettent l'existence d'un oxyde d'arsenic, ayant une composition correspondante à celle de l'oxyde de phosphore; mais son existence n'est pas encore bien démontrée; il paraît être un mélange d'arsenic métallique et d'acide arsénieux. On l'obtient en exposant à la température ordinaire, des fragments d'arsenic au contact de l'air; ils se recouvrent d'une poudre noire qu'on présume être le protoxyde, car jusqu'à présent l'analyse a été impuissante pour résoudre complètement cette question. L'arsenic forme aussi deux combinaisons acides avec l'oxygène: l'acide arsénieux et l'acide arsénique. Nous renvoyons pour leur préparation, à la troisième partie de cet ouvrage.

Alliages d'arsenic.

Les alliages d'arsenic avec les métaux de la première et de la deuxième section sont sans emploi dans les arts. Il n'en est pas de même de ceux de la troisième.

FER ET ARSENIC.

On obtient difficilement un alliage saturé d'arsenic; pour y parvenir, M. Berthier indique la marche suivante: on fait un mélange de 100 parties de battitures de fer en poudre, 50 d'acide arsénieux, 50 de carbonate de soude et 20 d'amidon. Le mélange est introduit dans un creuset et chauffé à une chaleur blanche: on obtient un alliage que l'on réduit en poudre pour le chauffer de nouveau avec le carbonate de soude, l'acide arsénieux et l'amidon; il se combine alors avec une nouvelle quantité d'arsenic. On répète encore cette opération, et l'on obtient un alliage autant saturé que possible.

Ainsi obtenu, il est d'un gris de fer, très-fragile, ayant un aspect lamelleux, il est très-fusible; les acides sulfurique et chlorhydrique l'attaquent difficilement; l'acide azotique le dissout. Par le grillage, il se transforme en acide arsénieux et en sous-arséniat de fer. Nous devons faire observer qu'une petite quantité d'arsenic alliée au fer le rend cassant. L'alliage saturé d'arsenic contient sur 100 parties:

Fer.	59.03
Arsenic.	40.97
	<hr/>
	100.00

ARSENIC ET ZINC.

Cet alliage s'obtient facilement en introduisant dans une cornue en grès une partie d'arsenic métallique et en plaçant par dessus une partie de zinc en grenailles. On élève graduellement la température, et vers la fin de l'opération, on chauffe fortement pour fondre l'alliage. Ainsi obtenu, il est d'une couleur grisâtre et d'un aspect grenu. Mis en contact avec l'acide chlorhydrique concentré, il donne d'une part du chlorure de zinc; et d'autre part, de l'hydrogène arsénié pur. L'acide sulfurique le décompose, et il se produit du sulfate de zinc et de l'hydrogène arsénié. Ainsi préparé, il est formé de :

Arsenic..	43.81
Zinc.	56.19
	100.00

ARSENIC ET ÉTAÏN.

Pour obtenir la combinaison de ces deux métaux, il suffit de les fondre dans un creuset. La fusion étant complète, on coule alors la matière, dont les propriétés varient suivant que l'étain ou l'arsenic domine. Cependant, il est difficile de former des alliages où l'arsenic soit en plus grande proportion que l'étain, la température nécessaire pour former la combinaison volatilise une certaine quantité d'arsenic. Autrefois, l'alliage d'arsenic et d'étain était employé pour obtenir l'hydrogène arsénié; aujourd'hui on fait usage de zinc et d'arsenic.

L'alliage d'arsenic et d'étain est cassant, facile à réduire en poudre. Si on le prépare en quantité assez forte, 1 kilogramme par exemple, on obtient une masse ayant l'apparence de cristaux volumineux, doués d'un grand éclat métallique.

Les alliages de nickel et de cobalt avec l'arsenic sont sans usages.

COMBINAISONS DE L'ARSENIC AVEC L'HYDROGÈNE.

L'arsenic se combine en deux proportions avec l'hydrogène et forme : 1° un hydrure d'arsenic solide; 2° un arséniure gazeux, plus généralement connu sous le nom d'hydrogène arsénié ou arséniqué.

Hydruure d'arsenic.

Ce corps a été découvert par Davy, qui l'obtint en décomposant l'eau au moyen d'une pile ayant au pôle négatif un morceau d'arsenic; on l'obtint plus économiquement en décomposant par l'eau un alliage de potassium et d'arsenic, ou en laissant du gaz hydrogène arsénié en contact avec l'eau dans un flacon, l'hydruure d'arsenic se dépose sous forme de flocons d'un brun marron : on le met sur un filtre pour le laver et le faire sécher.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Cet hydruure est solide, brun rougeâtre, terne, sans odeur et sans saveur. On ignore quelle est sa pesanteur spécifique.

L'hydruure d'arsenic ne se décompose pas à une chaleur voisine de celle rouge cerise, à moins du contact de l'air. Il n'a aucune action sur l'air et l'oxygène à la température ordinaire; à une température élevée, il l'absorbe et il en résulte de l'eau et de l'acide arsénieux. Son action sur les corps combustibles n'a pas encore été étudiée.

Hydrogène arsénié ou arséniqué.

PRÉPARATION.

On obtient l'hydrogène arsénié en traitant par 5 à 6 fois son poids d'acide chlorhydrique concentré un arséniure de zinc, que l'on prépare en fondant dans un creuset 1 partie de zinc et 1 partie d'arsenic. (*Voyez alliage d'arsenic et de zinc, page 207.*)

On peut employer l'appareil que nous avons décrit pour la préparation du gaz hydrogène, pl. 1, fig. 8; seulement, le dégagement du gaz est quelquefois lent, on peut l'activer en plaçant le fond du flacon dans un bain-marie chauffé à 50 degrés environ; dans la réaction qui se produit, il se forme du chlorure de zinc et de l'hydrogène arsénié que l'on recueille sous des cloches pleines d'eau.

On peut encore préparer l'hydrogène arsénié en traitant un mélange de zinc parfaitement pur et d'acide arsénieux, par l'acide sulfurique étendu de 8 à 10 fois son poids d'eau. Lorsqu'on veut recueillir le gaz, on emploie le même appareil que précédemment.

Lorsqu'on veut reconnaître la présence de l'arsenic dans les recherches médico-légales, on se sert de l'appareil que nous avons représenté pl. 4, fig. 66. Cet appareil, dont l'idée première appartient à M. Marsh, se compose d'un flacon A, portant deux tubulures. A celle du milieu se trouve un tube droit B, de 1 centimètre de diamètre, qui plonge jusqu'au fond du flacon. A l'autre tubulure, on adapte un tube recourbé C, effilé à son extrémité.

On introduit dans le flacon, dont la capacité est d'un demi-litre, environ 50 à 60 grammes de zinc très-pur, qu'on recouvre de 4 à 5 fois son poids d'eau ; on ajoute alors la substance que l'on présume contenir de l'arsenic. Cela fait, on introduit par petites portions de l'acide sulfurique dans le mélange, que l'on verse par l'entonnoir qui surmonte le tube B. La réaction commence immédiatement. Au bout de quelques minutes, on allume le gaz qui se dégage à l'orifice du tube C. S'il existe de l'arsenic dans la substance essayée, le gaz brûle avec une flamme d'autant plus blanche qu'il en contient une plus forte proportion, car l'hydrogène pur brûle avec une flamme très-pâle et peu brillante. Mais ce caractère n'est pas suffisamment concluant ; on arrive à un plus grand degré de certitude, en dirigeant la flamme sur un corps froid, une soucoupe de porcelaine par exemple : si la substance essayée contient de l'arsenic, la soucoupe se recouvre, dans la partie exposée à la flamme, d'une tache noire miroitante, ayant un éclat particulier. Si l'arsenic n'existe pas dans le mélange, il ne se produit aucune tache sur la soucoupe.

La nature de cet ouvrage ne nous permet pas d'entrer dans l'ensemble des détails qu'exige une analyse légale. Qu'il nous suffise de dire que la science peut déceler, dans les cas d'empoisonnement par l'acide arsénieux, jusqu'à 1 millionième de cette substance dans les matières qui en contiennent.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Ce gaz est sans couleur, son odeur est nauséabonde et très-délétère. Sa pesanteur spécifique est, suivant M. Dumas : de 2,695.

L'hydrogène arsenié ne se décompose pas à la température ordinaire ; exposé à une chaleur rouge, il laisse déposer l'arsenic à l'état d'hydrure. Soumis à un froid de 30 degrés, il se liquéfie. L'oxygène sec n'a d'action sur lui qu'à l'aide de la chaleur. Il est décomposé par ce gaz, et cette décomposition donne naissance à de l'eau et à de l'acide arsénieux.

L'oxygène humide le décompose peu à peu; l'action de l'air est à peu près la même, si l'on excepte qu'il ne le brûle que difficilement. Le plus souvent l'arsenic reste combiné à l'hydrogène à l'état d'hydrure. L'eau distillée et récemment bouillie n'a pas d'action sur ce gaz; mais, quand elle contient de l'oxygène en dissolution, elle s'empare peu à peu d'une partie de l'hydrogène du gaz. Soumis à son action, le soufre, le potassium, le sodium et l'étain le décomposent à l'aide de la chaleur. L'action du chlore sur ce gaz est très-grande; il le décompose instantanément avec production de chaleur et de lumière; il se forme de l'hydrure d'arsenic et de l'acide chlorhydrique. Sa composition en poids est de :

Hydrogène.	3.84
Arsenic.	96.16
	<hr/>
	100.00

USAGES.

Ce gaz est sans usages; c'est un poison des plus violents; aussi doit-on, lors de sa préparation, prendre les plus minutieuses précautions pour ne pas le respirer; il suffit d'une très-petite quantité de ce gaz pour donner la mort.

COMBINAISONS DE L'ARSENIC AVEC LE SOUFRE.

L'arsenic peut se combiner en diverses proportions définies avec le soufre et former des sulfures dont les propriétés varient. Parmi ces diverses combinaisons, trois seulement sont importantes pour les arts; ce sont : le protosulfure, le bisulfure et le persulfure. Les autres paraissent être des mélanges des précédentes ou même des sulfures avec excès de base.

Protosulfure d'arsenic (réalgar).

Ce composé que plusieurs chimistes considèrent comme un bisulfure d'arsenic, se prépare en faisant chauffer dans un creuset fermé, un mélange de 2 parties d'arsenic et de 1 partie de soufre. Lorsque la combinaison a lieu, on donne un coup de feu pour faire fondre la matière. On peut le former également, en chauffant un mélange d'acide arsénieux, de soufre et de charbon qui sert à réduire l'acide arsénieux.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Il est solide, d'un rouge orangé, diversement cristallisé, toujours dérivant de la forme de prismes obliques. Chauffé en vase clos, il se volatilise; chauffé avec le contact de l'air, il se transforme en acide sulfureux et acide arsénieux. On le rencontre dans la nature, à Saint-Gothard, disséminé dans les roches avec le carbonate de chaux et de magnésie; souvent dans des filons métallifères, et dans les produits ignés (Vésuve et Etna).

Le réalgar du commerce est la combinaison produite par l'acide arsénieux et le soufre.

Il est principalement employé pour produire les feux blancs dans l'art de l'artificier; à cet effet, on le mélange avec 7 parties de soufre, 24 d'azotate de potasse et 2 de réalgar. Ce mélange, par son extrême combustibilité, répand une très-vive lumière. Dans la peinture, il est employé comme couleur orange, mais on doit éviter de l'employer avec la céruse et les sels de plomb, tels que le jaune de chrome, le minium, parce que ces diverses substances sont noircies par les sulfures. La composition de ce sulfure est pour 100 en poids de :

Arsenic.	70.19
Soufre.	29.81
	100.00

Bisulfure d'arsenic ou orpiment.

Ce composé, auquel on donne aussi le nom de trisulfure d'arsenic et d'acide sulfarsénieux, peut s'obtenir de plusieurs manières : en faisant passer un courant d'acide sulfhydrique à travers une dissolution d'acide arsénieux dans l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique. Le précipité qui se forme est d'un beau jaune; on le lave, puis on le fait sécher. On peut également préparer l'orpiment en sublimant, dans des vases en grès, un mélange d'arsenic et de soufre, à une chaleur insuffisante pour en opérer la fusion. Le mélange doit être fait dans les proportions suivantes : 2 parties d'arsenic métallique et 1 partie $\frac{1}{3}$ de soufre. Quelquefois on mélange l'acide arsénieux avec des pyrites, puis on procède à la sublimation. Ce sulfure correspond à l'acide arsénieux : il est solide, jaune, friable. Chauffé, il entre en ébullition et distille en

gouttelettes jaunes; il est plus fusible que l'arsenic. Sa pesanteur spécifique est de 3,65. Il n'exerce aucune action sur l'oxygène sec ou humide à la température ordinaire. A une température élevée, il se décompose, absorbe l'oxygène et est transformé en acide sulfureux et en acide arsénieux. Il se comporte avec l'air de la même manière qu'avec le gaz oxygène.

On le rencontre dans la nature en masses tendres et flexibles, ayant un aspect fibreux; il est formé de :

Arsenic.	60.85
Soufre.. . . .	39.15
	<hr/>
	100.00

USAGES.

L'orpiment est employé dans la peinture à cause de sa belle couleur jaune, mais on doit éviter de le mélanger soit avec le blanc de plomb, soit avec le minium. Le soufre du sulfure se combinerait peu à peu avec le plomb et produirait un sulfure de plomb qui est noir. Les fabricants de toiles peintes en font usage pour dissoudre l'indigo, soit au moyen de la chaux, de la potasse ou de la soude. Les sulfures d'arsenic ont la propriété de se dissoudre dans les alcalis, de les saturer et de former de véritables combinaisons, désignées sous les noms de sulfosels.

Le sulfure d'arsenic remplit le rôle d'acide, et le sulfure alcalin celui de base. Ces sulfosels ne sont employés que dans les fabriques de toiles peintes.

Persulfure d'arsenic.

Ce composé, qui est la troisième combinaison définie de l'arsenic avec le soufre, correspond à l'acide arsénique. On l'obtient de deux manières différentes: 1° en versant une dissolution d'acide sulfhydrique dans une dissolution suffisamment concentrée d'acide arsénique. Le sulfure se dépose sous la forme d'une poudre jaune que l'on lave et que l'on fait sécher; 2° en faisant passer un courant d'acide sulfhydrique dans une dissolution concentrée d'arséniate de potasse. On doit continuer le dégagement du gaz jusqu'à saturation complète de l'arséniate. Il se forme un sulfarséniate de potasse qui reste en dissolution dans la liqueur; on le décompose par l'acide chlorhydrique qui s'unit à la potasse; le sulfure d'arsenic se dépose sous la forme d'une poudre jaune; la composition de ce sulfure est de :

Arsenic.	48.48
Soufre.. . . .	51.52
	<hr/>
	100.00

Il existe encore un autre persulfure d'arsenic dont la composition est de :

Arsenic.	20.82
Soufre.. . . .	79.18
	<hr/>
	100.00

COMBINAISON DE L'ARSENIC AVEC LE SÉLÉNIUM.

Sélénure d'arsenic.

Ce sélénure s'obtient en projetant de l'arsenic métallique en poudre dans du sélénium en fusion. Il y a de suite combinaison et une faible chaleur volatilise le métal qui est en excès : il reste une masse d'un brun noirâtre, c'est le sélénure d'arsenic. Jusqu'à présent il n'a été que peu étudié ; il est sans usage.

COMBINAISON DE L'ARSENIC AVEC LE CHLORE.

Chlorure d'arsenic.

L'arsenic ne forme avec le chlore qu'une seule combinaison, le chlorure d'arsenic. Ce chlorure peut s'obtenir par deux procédés différents : 1° en distillant dans une cornue de porcelaine un mélange formé de 6 parties de bichlorure de mercure et d'une partie d'arsenic métallique en poudre ; on adapte au col de la cornue une allonge qui communique avec un récipient ; on chauffe modérément la cornue ; le bichlorure se décompose et le chlore se combine avec l'arsenic pour former du chlorure d'arsenic qui distille. Le mercure est régénéré et resté dans la cornue, en admettant toutefois qu'on ne chauffe pas au point de volatiliser ce métal ; 2° ce procédé, moins dispendieux que le premier, consiste à faire passer un courant de chlore sec sur de l'arsenic métallique en poudre. A cet effet, on se sert de l'appareil que nous avons représenté pl. 4, fig. 67. A, ballon dans lequel on produit le chlore ; B, tube en U contenant du chlo-

rure de calcium pour dessécher le gaz qui arrive du ballon A. C C', tube horizontal contenant l'arsenic en poudre ; à l'extrémité C' de ce tube se trouve adapté un tube recourbé D, qui vient plonger dans une éprouvette à pied E, placée dans un vase F, renfermant un mélange de sel marin et de glace pilée.

On met dans le matras A les matières nécessaires à la production du chlore (bioxyde de manganèse et acide chlorhydrique). On chauffe très-légèrement au moyen d'une lampe à alcool, l'arsenic contenu dans le tube C C'. Le chlore, en arrivant dans ce tube, se trouve en contact avec l'arsenic, s'y combine et forme du chlorure d'arsenic qui distille à mesure et vient se condenser dans l'éprouvette E. On doit arrêter l'opération, lorsque les vapeurs blanches qui remplissent le tube C C commencent à diminuer d'intensité. Cet indice annonce que tout l'arsenic a été transformé en chlorure.

Le chlorure d'arsenic obtenu par ce procédé contient en dissolution, du chlore non combiné qui lui donne une teinte jaune. Pour le purifier, on le met en contact avec une certaine quantité d'arsenic en poudre, puis on le soumet à une nouvelle distillation.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le chlorure d'arsenic est un liquide incolore, ayant une apparence sirupeuse. Exposé à l'air, il répand des vapeurs très-vénéneuses et très-dangereuses à respirer, même en très-petites quantités. Chauffé à 130 degrés environ, il entre en ébullition et distille sans altération ; c'est, comme nous l'avons vu plus haut, sur cette propriété que repose son mode de purification. Mis en contact avec l'eau, il se décompose en acides arsénieux et chlorhydrique. Sa composition en poids est de :

Arsenic.	41.35
Chlore.. . . .	58.65
	<hr/>
	100.00

COMBINAISON DE L'ARSENIC AVEC LE BROME.

Bromure d'arsenic.

L'arsenic ne forme avec le brome qu'une seule combinaison, le bromure d'arsenic. On obtient ce composé en mettant

l'arsenic métallique en poudre en contact avec le brome. La réaction qui se produit est très-vive; elle est toujours accompagnée d'une élévation de température; il arrive même souvent que le mélange s'enflamme; on modère la réaction en n'ajoutant l'arsenic que par très-petites quantités à la fois.

Lorsque toute réaction a cessé, on soumet le mélange à la distillation.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le bromure d'arsenic est un corps solide et affecte une forme cristalline qui le rapproche de l'acide oxalique. Son point de fusion est à 20° centigrades environ, mais il ne bout qu'à 220°; il se volatilise alors sans se décomposer. Mis en contact avec l'eau, il se décompose complètement en acides arsénieux et bromhydrique; quelquefois, il ne se forme que l'acide bromhydrique et une matière cristallisée; mais cet effet ne peut se produire que lorsque le bromure se décompose dans une très-petite quantité d'eau. La composition en poids du bromure d'arsenic est de :

Arsenic.	25.10
Brome.	74.90
	<hr/>
	100.00

COMBINAISON DE L'ARSENIC AVEC L'IODE.

Iodure d'arsenic.

L'iode se combine facilement avec l'arsenic pour former un iodure d'arsenic. Le procédé de préparation généralement usité consiste à distiller dans une cornue en porcelaine, un mélange de trois parties d'iode et d'une partie d'arsenic. On adapte un récipient au col de la cornue et on la chauffe à une température suffisamment élevée pour déterminer la combinaison des deux corps et la distillation du produit. L'iodure ainsi obtenu n'est pas complètement pur; on le purifie en le soumettant à une nouvelle distillation. L'iodure seul se volatilise et l'excès d'arsenic non combiné reste dans la cornue: il est essentiel de ne pas distiller à siccité.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

L'iodure d'arsenic est un corps solide d'un rouge très-intense; il cristallise en lames brillantes. Chauffé à une tem-

pérature suffisamment élevée, il se volatilise sans se décomposer, et nous avons vu que c'est sur cette propriété que repose son mode de purification. Il est soluble dans l'eau; mais il se décompose toujours dans ce liquide et donne naissance à de nouveaux produits, parmi lesquels se trouve toujours l'acide iodhydrique. Il est composé de :

Arsenic.	16.72
Iode.	83.28
	<hr/>
	100.00

COMBINAISON DE L'ARSENIC AVEC LE FLUOR.

Fluorure d'arsenic.

Ce composé est la seule combinaison que forme l'arsenic avec le fluor. On peut se procurer ce fluorure en opérant ainsi qu'il suit : l'appareil employé consiste en une cornue de plomb à laquelle on adapte une allonge et un récipient de même métal. On introduit dans la cornue un mélange de fluorure de calcium et d'acide arsénieux réduits en poudre fine, et on le traite par trois fois son poids d'acide sulfurique concentré. On lute les joints avec soin et on chauffe très-légèrement la cornue. L'acide se combine avec le calcium du fluorure et met le fluor en liberté; celui-ci s'unit immédiatement avec l'arsenic et donne naissance à du fluorure d'arsenic qui se volatilise et vient se condenser dans le récipient en plomb. Comme ce composé est très-volatil, on entoure le récipient d'un mélange de glace et de sel marin ou de tout autre mélange frigorifique. On obtient de cette manière une condensation complète des vapeurs. On peut purifier le produit par une nouvelle distillation.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le fluorure d'arsenic est un liquide très-volatil, incolore, ayant une densité de 2.73. Il est extrêmement vénéneux et par conséquent très-dangereux à respirer. L'eau le décompose en acide arsénieux et en acide fluorhydrique ou en acide fluorhydrique et une combinaison de fluorure d'arsenic et d'acide arsénieux, suivant la quantité de liquide avec laquelle on le met en contact. C'est à cette propriété de se décomposer dans l'eau qu'il doit de répandre des vapeurs blanches lorsqu'on l'expose à l'air, car celui-ci contient toujours une

certaine quantité d'eau en vapeur. Ce fluorure est composé de :

Arsenic.	57.29
Fluor.	42.71
	<hr/>
	100.00

COMBINAISON DE L'ARSENIC AVEC LE PHOSPHORE.

Phosphure d'arsenic.

Ce composé a été peu étudié et sa composition n'a pas été déterminée exactement. Il peut s'obtenir en distillant dans une petite cornue un mélange à parties égales d'arsenic en poudre et de phosphore. Comme ce corps n'est d'aucun usage dans les arts, nous ne nous étendrons pas davantage sur sa préparation.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le phosphure d'arsenic est un corps solide, brillant, ayant une très-grande affinité pour l'oxygène : aussi s'oxyde-t-il promptement au contact de l'air ; pour le conserver sans altération, on le place dans un flacon rempli d'eau bouillie.

SECTION TREIZIÈME.

BORE.

Équivalent = 136.15.

ETAT NATUREL.

Le bore ne se rencontre jamais libre dans la nature ; on ne l'y trouve que combiné avec l'oxygène ; il forme alors l'acide borique. Cet acide combiné avec les bases donne naissance à des sels connus sous le nom de borates. Le plus important de ces sels est le borate de soude que l'on rencontre en dissolution dans les eaux de certains lacs des Indes orientales, de la Chine et de la Tartarie. Par leur évaporation spontanée, ces eaux déposent des cristaux bruts de borate de soude qu'on peut raffiner par des dissolutions et cristallisations successives. Pendant longtemps, ces eaux ont été l'unique

source dont on tirait le borate de soude du commerce (borax) ; mais depuis le commencement de ce siècle, on extrait économiquement l'acide borique de certains terrains volcaniques de la Toscane. Il sort constamment par les fissures de ces terrains, des jets de gaz et de vapeurs qui renferment de l'acide borique. Ces jets traversent des chaudières mobiles contenant de l'eau qui absorbe l'acide borique au passage. Nous reviendrons ailleurs sur la préparation industrielle de cet acide, et indiquerons ses diverses et nombreuses applications à l'industrie. Nous ne parlerons pour le moment que du bore et des procédés employés pour isoler ce corps des composés qui le renferment.

HISTORIQUE.

Le bore a été découvert en 1808 par Gay-Lussac et Thénard, qui l'obtinrent en décomposant, à une température rouge, l'acide borique par le potassium. En 1809, sir Humphry Davy, chimiste anglais, reconnut que l'acide borique, soumis à l'action d'une pile voltaïque, éprouvait une décomposition et qu'il se rassemblait, au pôle négatif, une matière noire, pulvérulente qu'il présuma être le radical de l'acide ; mais il ne fit que signaler ce phénomène à l'attention des chimistes et ne poussa pas plus loin ses recherches. La découverte de ce corps appartient donc aux deux savants que nous avons cités.

EXTRACTION.

On peut extraire le bore des composés qui le renferment, par trois procédés que nous allons sommairement décrire.

Premier procédé.

Par ce procédé, on obtient le bore en décomposant l'acide borique par le potassium. On commence par fondre cet acide à une chaleur rouge dans un creuset de platine pour le débarrasser de l'eau qu'il renferme. On le réduit ensuite en poudre et on le place avec le double de son poids de potassium dans un tube de métal ou de verre fermé à une de ses extrémités. Pour le succès de l'opération, on alterne les couches d'acide borique et de potassium ; ce dernier corps doit avoir été préalablement coupé en morceaux. La dernière couche de potassium est recouverte par une autre d'acide borique plus épaisse que les précédentes. Le tube est ensuite chauffé à la température du rouge naissant, et on le maintient

tient à cette température l'espace de 8 à 10 minutes. Lorsque la réaction est opérée, on laisse refroidir le tube et on y verse de l'eau distillée froide qui dissout le borate de soude et la potasse qui s'est formée. Le liquide est versé dans un vase, puis remplacé par d'autres, jusqu'à ce que la matière renfermée dans le tube soit entièrement dissoute. La liqueur que l'on obtient est alcaline; on sature la potasse libre par l'acide chlorhydrique pur étendu de 4 à 5 parties d'eau. Après la saturation, le bore nage dans la liqueur sous la forme d'une poudre brun insoluble. On jette le tout sur un filtre et le bore reste sur le filtre; on le lave à plusieurs reprises avec de l'eau distillée, jusqu'à ce que les eaux de lavage aient perdu toute saveur; on fait alors sécher le filtre à une douce chaleur et on recueille le bore.

Nota. Depuis la découverte du nouveau procédé de préparation du sodium de M. Sainte-Claire Deville, le potassium devient chaque jour plus rare et plus cher. Nous pensons que dans l'extraction du bore, on pourrait substituer le premier métal au second avec un immense avantage. Nous pensons également qu'on pourrait remplacer les tubes par un creuset en platine.

Pour cette opération, on doit se servir d'acide borique fondu dans un creuset de platine, et non de terre; dans ce dernier vase, l'acide se trouverait mêlé à de la silice, ce qui nuirait à l'opération en rendant le produit impur. On doit également employer l'acide borique en excès, de préférence au potassium, dont le prix est plus élevé.

THÉORIE.

Dans cette opération, le potassium s'empare de l'oxygène d'une partie de l'acide borique et se transforme en oxyde de potassium; celui-ci se combine alors avec la partie de l'acide non décomposé et forme du borate de potasse. Le bore résultant de la décomposition de l'acide reste mêlé avec le borate et l'excès de potassium. En traitant, par l'eau froide, la matière refroidie qui reste dans le tube, le borate de potasse se dissout, le potassium excédant décompose l'eau et forme un oxyde soluble qui se dissout également. Le bore seul est insoluble et se présente sous la forme d'une poudre d'un brun verdâtre.

Deuxième procédé.

Ce procédé plus simple et beaucoup moins coûteux que

celui que nous venons de décrire, consiste à mêler une partie de borax fondu et réduit en poudre avec 1/10 de son poids de charbon en poudre; on introduit ce mélange dans un canon de fusil fermé à l'une de ses extrémités. Le canon est ensuite exposé à une chaleur rouge-blanc pendant deux heures. La masse qui reste dans le canon est d'un gris-noir; on la réduit en poudre pour la laver successivement avec de l'eau et de l'acide chlorhydrique. Le résidu que l'on obtient est d'une couleur verte noirâtre et est composé de beaucoup de bore et d'un peu de carbone.

THÉORIE.

Dans cette opération, la soude se trouve décomposée par le carbone; il en résulte du sodium qui agit sur l'acide borique comme nous l'avons indiqué au premier procédé.

Troisième procédé.

Un savant chimiste suédois, Berzelius, a fait connaître un nouveau mode de préparation du bore qui a l'avantage d'être moins dispendieux que les précédents. Il emploie le fluorure double de potassium et de bore, sel que l'on obtient facilement en saturant à froid de l'acide fluorique liquide avec de l'acide borique, et on y verse ensuite goutte à goutte une dissolution de fluorure de potassium; tant qu'il ne se forme pas de précipité, on recueille le sel sur un filtre, et après l'avoir fait sécher, on le soumet à l'action d'une chaleur rouge. Après l'avoir réduit en poudre, on met dans un creuset de porcelaine, un poids égal au sien de potassium que l'on recouvre avec le sel; on chauffe le vase, la réduction s'opère. Le mélange étant refroidi, on le délaie dans de l'eau qui dissout le fluorure de potassium et laisse le bore, on jette le tout sur un filtre, et après l'avoir lavé avec une solution de chlorhydrate d'ammoniaque, on termine par un lavage avec l'alcool. Si les lavages avaient lieu avec de l'eau, une certaine quantité du bore se trouverait entraînée.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Ce corps se présente sous la forme d'une poudre d'un brun verdâtre, sans saveur ni odeur. Sa pesanteur spécifique n'a pas encore été exactement déterminée; cependant elle est moindre de 1,844; si le bore est exposé pendant quelque temps à une chaleur rouge en vases clos, elle devient plus considérable.

Son action sur l'air et l'oxygène est nulle à la température ordinaire : chauffé à une chaleur rouge avec ce gaz, il prend feu et brûle avec beaucoup d'éclat. Par cette combustion, il se combine avec l'oxygène et se transforme en acide borique. Mais l'acidification n'est jamais complète, car à mesure que l'acide borique se forme, il entre en fusion et forme sur le bore une couche vitrifiée qui le préserve du contact de l'oxygène, et alors la combustion cesse. L'acide azotique mis en contact avec le bore se décompose et le transforme en acide borique. Les hydracides n'exercent aucune action sur lui. A une température élevée, il sépare l'oxygène de la plupart des bases salifiables.

Le bore pur est sans applications dans l'industrie.

Les combinaisons du bore avec les métalloïdes ne sont pas nombreuses ; on n'est parvenu jusqu'à présent qu'à le combiner avec l'oxygène, le soufre, le chlore, le fluor et l'azote. Par sa combinaison avec l'oxygène, il forme l'acide borique, que nous étudierons en parlant des acides.

COMBINAISON DU BORE AVEC L'AZOTE.

Azoture de bore.

La combinaison du bore avec l'azote présentait des difficultés ; et ce n'est que depuis quelques années qu'on est parvenu à unir ces deux corps ensemble.

Cette combinaison peut s'obtenir de la manière suivante : on prend 1 partie de borax sec et 2 parties de chlorhydrate d'ammoniaque (sel ammoniac). On réduit les 2 sels en poudre, et après les avoir intimement mélangés, on les introduit dans un creuset que l'on chauffe au rouge vif.

On obtient, après le refroidissement, une substance blanche, poreuse, qui est un azoture de bore impur. Pour avoir ce composé à l'état de pureté, on pulvérise la matière brute et on la fait bouillir, pendant quelques heures, avec de l'acide chlorhydrique pur très-étendu ; cette opération peut se faire dans une capsule de verre ou de porcelaine.

L'azoture de bore forme un composé beaucoup plus stable que les autres combinaisons de bore. Soumis à l'action des acides et des alcalis, il n'éprouve aucune décomposition ; mais lorsqu'il est fondu avec l'hydrate de potasse, il se décompose en ammoniaque qui se dégage et en borate de potasse.

Il est composé de :

Bore.	43.76
Azote.	56.24
	<hr/>
	100.00

COMBINAISON DU BORE AVEC LE SOUFRE.

Sulfure de bore.

On peut facilement préparer ce corps en faisant passer du sulfure de carbone en vapeur sur un mélange d'acide borique pur et anhydre et de charbon végétal en poudre. Après avoir intimement mélangé l'acide borique avec le charbon, on introduit le mélange dans un gros tube en porcelaine ou en métal que l'on chauffe à une forte chaleur dans un fourneau à réverbère. Lorsque le tube est chauffé au rouge, on y fait arriver du sulfure de carbone en vapeur. Sous l'influence du charbon, l'acide borique est décomposé et le bore se combine avec le soufre du sulfure de carbone pour former du sulfure de bore. A mesure que ce sulfure se forme, il se volatilise et vient se condenser en cristaux légers et soyeux, d'un blanc jaunâtre, dans un récipient en verre adapté à l'autre extrémité du tube.

Le sulfure de bore forme un composé peu stable et qui a été peu étudié jusqu'à présent. Sa pesanteur spécifique n'a pas encore été déterminée. Mis en contact avec l'eau, il se décompose et se transforme en acide borique et en acide sulfhydrique. Nous ne sachions pas que ce composé soit encore employé dans les arts.

COMBINAISON DU BORE AVEC LE CHLORE.

Chlorure de bore.

Le chlore a aussi la propriété de se combiner avec le bore et de former avec ce corps un composé auquel on a donné le nom de chlorure de bore. Des divers moyens qui ont été proposés pour préparer ce composé, celui que nous allons décrire donne les meilleurs résultats.

Comme pour la préparation du sulfure de bore, on fait un mélange d'acide borique pur et anhydre qu'on introduit dans un tube en porcelaine qu'on chauffe à une température

rouge dans un four à réverbère; et pendant l'opération, on fait passer dans le tube un courant de chlore sec.

Dans cette opération, le charbon opère la décomposition de l'acide borique et le bore régénéré se combine avec le chlore pour former du chlorure de bore qu'on recueille dans un récipient placé à l'autre extrémité du tube.

Le chlorure de bore est un gaz incolore et délétère. Sa densité, récemment déterminée, a été trouvée de 4,035, celle de l'air étant 1,000. Son affinité pour l'eau est telle que mis en contact avec ce liquide, il se décompose immédiatement; il forme de l'acide chlorhydrique et de l'acide borique. L'analyse prouve que 100 parties de ce gaz renferment :

Bore..	9.28
Chlore..	90.72
	100.00

De même que le sulfure, ce composé est sans usage dans l'industrie.

COMBINAISON DU BORE AVEC LE FLUOR.

Fluorure de bore.

Le bore, en se combinant avec le fluor, donne naissance à un composé gazeux, auquel on a donné le nom de fluorure de bore qu'on peut obtenir de la manière suivante :

On fait un mélange d'une partie d'acide borique fondu et de deux parties de spath fluor réduit en poudre; on introduit ce mélange dans une cornue en porcelaine que l'on chauffe à une très-haute température dans un fourneau à réverbère. Sous l'influence de la chaleur, une partie de l'acide borique se décompose et cède son oxygène à la chaux du spath fluor. La partie d'acide borique non décomposée, s'unit à la chaux pour former du borate de chaux; enfin, le fluor et le bore devenus libres se combinent ensemble et forment un produit gazeux qu'on recueille sur la cuve à mercure dans des flacons parfaitement secs : ce gaz est le fluorure de bore.

Le fluorure de bore ainsi obtenu est sans couleur; il est très-délétère et a une saveur fortement acide. Il rougit immédiatement, et d'une manière permanente, les couleurs bleues de violette et de tournesol. Exposé à l'air, il dégage des vapeurs épaisses et très-dangereuses à respirer. John Davy, qui a particulièrement étudié les propriétés de ce gaz,

a trouvé que sa densité était égale à 2,37, celle de l'air étant prise pour 1,000.

Le fluorure de bore a une très-grande affinité pour l'eau ; ce liquide en dissout 7 à 800 fois son volume et même davantage. A l'état de concentration, cette dissolution a une espèce de consistance visqueuse, qui la rapproche de l'acide sulfurique dont elle a presque la densité. Comme cet acide, elle n'entre en ébullition qu'à une température élevée et bien supérieure à celle de l'eau.

John Davy a indiqué le procédé suivant pour obtenir une dissolution très-concentrée de fluorure de bore dans l'eau. Voici la manière d'opérer :

On prend 1 partie d'acide borique et 2 parties de fluorure de calcium (spath fluor) que l'on fond ensemble dans un creuset de platine. Après que la matière est refroidie, on la réduit en poudre fine et on la traite à chaud par 12 parties d'acide sulfurique concentré. Pour cette opération, on doit employer une cornue en verre peu fusible et n'élever que graduellement la température. Il distille un liquide acide fumant qui n'est autre chose qu'une dissolution très-concentrée de fluorure de bore dans l'eau. Si on veut recueillir ce liquide, on adapte au col de la cornue un récipient en plomb plongé dans la glace ou dans un mélange réfrigérant.

Sous l'influence d'une grande quantité d'eau, ce liquide se décompose. Une partie de l'acide borique se dépose et il se forme un acide particulier connu sous le nom d'acide hydrofluoborique.

THÉORIE.

L'acide borique se décompose en bore et en oxygène ; l'oxygène se combine avec le calcium et forme de la chaux, qui se combine avec une portion de l'acide borique non décomposé et donne naissance à du borate de chaux ; le bore libre se combine avec le fluor et forme du fluorure de bore qui se dégage.

SECTION QUATORZIÈME.

SILICIUM.

Équivalent = 286.7

ÉTAT NATUREL.

Le silicium est un corps très-abondamment répandu dans la nature, mais il n'y existe jamais à l'état de pureté. Combiné avec l'oxygène, il forme l'acide silicique (silice). Cet acide est la base principale de la plupart des roches primitives; il constitue à lui seul toutes les variétés de quartz; il se trouve aussi dans la plupart des corps organiques, dans les tiges et les feuilles des graminées. Le cristal de roche, si remarquable par sa transparence et sa translucidité, n'est autre chose que de l'acide silicique cristallisé et parfaitement pur.

HISTORIQUE.

Depuis longtemps, les chimistes avaient pressenti que la silice était la combinaison d'un corps simple avec l'oxygène. Les premières expériences faites pour isoler le silicium furent entreprises par Gay-Lussac et Thenard en 1807; mais ces habiles chimistes n'obtinrent qu'un produit impur et ne purent se prononcer sur sa nature. Berzelius est le premier qui soit parvenu à isoler le silicium à l'état de pureté; voici les deux procédés qu'il a employés pour préparer ce corps.

Premier procédé.

Il consiste à chauffer du potassium dans du gaz fluorure silicique (gaz acide fluorique silicé) : le métal se recouvre d'une croûte qui devient noire peu à peu et finit par éclater, ce qu'accompagne la déflagration du métal, qui brûle avec une flamme rouge. Le produit de la combustion est une masse scoriacée, brune, qui, jetée dans l'eau, dégage avec violence du gaz hydrogène, et laisse précipiter une poudre d'un brun hépatique foncé, sur laquelle l'eau n'exerce plus aucune action. Cette matière est du silicium, simplement mêlé avec un sel difficile à dissoudre, qui se compose lui-même de fluor, de potassium et de silicium. Davy, Thenard

et Gay-Lussac découvrirent ce corps brun, chacun de son côté ; mais comme ils n'en séparèrent pas le sel difficile à dissoudre, ils furent conduits par là à croire que c'était une combinaison de silicium avec le radical de l'acide fluorique, qui, en brûlant, donne naissance à du fluaté de silice, lequel, toutefois, n'était que le produit de la décomposition du sel étranger par la chaleur à laquelle la combustion donnait lieu. Or, on peut enlever la totalité de ce corps par le lavage, quoiqu'il faille beaucoup de temps pour cela.

THÉORIE.

Dans cette opération, le potassium se combine avec la portion du fluor qui était combinée avec le silicium, et le met en liberté. Après la réaction, on traite la matière par l'eau qui dissout le fluorure de potassium, et le silicium reste sous la forme d'une poudre brune insoluble, qu'on sépare de l'eau par filtration.

Deuxième procédé.

On prend le sel peu soluble, dont il est facile d'obtenir une grande quantité en saturant du fluorure silicique liquide par la potasse (composé désigné sous le nom de fluure double de silicium et de potassium) (1); on le lave bien, on le dessèche à une chaleur forte, mais non assez intense pour le faire rougir, et on le mêle ensuite avec huit à neuf dixièmes de son poids de potassium, dans un tube de fer ou de verre (ce mélange attaque vivement le platine), ce qui s'opère en faisant fondre le potassium avec lui, et remuant bien le tout avec une tige de fer; on chauffe alors la masse en la tenant au-dessus d'une lampe à esprit-de-vin : elle devient rouge tout à la fois, sans commencer par rougir à la surface. Le potassium brûle aux dépens de la silice, et produit une masse cohérente d'un brun hépatique, qui est un mélange de fluure de potassium, de siliciure de potassium et d'une portion du sel non décomposé. On la jette dans l'eau froide, ce qui détermine un grand dégagement de gaz hydrogène, qui ne tarde pas à cesser. Ce dégagement est dû à la décomposition du siliciure de potassium par l'eau; le métal s'empare de l'oxygène, et devient de la potasse, tandis que le silicium s'isole. Dès que l'effervescence est terminée, la liqueur éclaircie, on la décante. Elle jouit des propriétés alca-

(1) M. Thénard prescrit d'employer le fluorure double de sodium, comme renfermant plus de silicium.

lines, à cause de la potasse qui s'y est formée. On y ajoute de l'eau fraîche, que l'on décante également lorsqu'elle est devenue limpide. Ni cette eau, ni celle qui a été versée d'abord ne doivent être chaudes, parce que l'alcali libre détermine l'oxydation et la dissolution du silicium, quand il est aidé par la chaleur. On termine en lavant le résidu avec de l'eau bouillante, jusqu'à ce qu'elle n'enlève plus rien. Quoique la première eau de lavage soit alcaline, les dernières deviennent acides, de sorte qu'elles rougissent le papier de tournesol. Cet effet tient à la dissolution de la portion non décomposée du sel difficile à dissoudre, qui a la propriété de rougir le papier de tournesol. Il ne reste plus alors qu'à jeter le résidu sur un filtre et à faire sécher la matière qui n'est plus que du silicium mélangé de silice et d'hydrogène. Pour séparer ce dernier, on place le mélange dans un creuset que l'on expose pendant quelque temps à une chaleur rouge, en ayant toutefois la précaution qu'il ne s'enflamme pas. Le creuset doit rester ouvert, l'hydrogène se dégage et le silicium reste mélangé avec de la silice; pour la séparer, on met le mélange en contact avec de l'acide fluorhydrique étendu d'eau, on laisse en contact pendant trois à quatre heures, on lave avec de l'eau, et le résidu étant desséché est du silicium à l'état de pureté.

Troisième procédé.

Ce procédé, récemment appliqué, est beaucoup moins dispendieux que les deux premiers que nous venons d'indiquer. Il est basé sur la propriété que possèdent le potassium et le sodium de décomposer le chlorure de silicium et de rendre libre ce dernier corps. L'appareil employé pour cette opération est représenté pl. 4, fig. 68. Il consiste en une cornue de verre A, dont la tubulure s'adapte à l'une des extrémités d'un tube B. Ce tube porte un renflement en C, et se termine par un autre petit recourbé, qu'on fait arriver dans un flacon D.

Pour commencer l'opération, on introduit le sodium préalablement imbibé de chlorure de silicium, dans le renflement du tube B; cela fait, on place ce tube sur deux supports EF, et on adapte à l'une des extrémités de ce tube la cornue A, renfermant du chlorure de silicium. A l'autre extrémité du tube, on place le petit tube recourbé qui vient plonger dans le flacon D. Tout étant ainsi disposé, on lute exactement les jointures de l'appareil; on chauffe ensuite légèrement le renflement du tube B. Par la chaleur, le chlorure de silicium qui humecte le sodium placé dans cette

partie du tube, se réduit en vapeurs qui chassent l'air de l'appareil. Ce résultat obtenu, on fait bouillir le chlorure de silicium qui est dans la cornue. On continue à chauffer le tube et à y faire arriver des vapeurs de chlorure de silicium jusqu'au moment où toute réaction a cessé de se produire, ce qu'on reconnaît quand le sodium a fini de brûler.

L'opération terminée, on laisse refroidir l'appareil, et après avoir enlevé la cornue, on fait arriver dans le tube un courant d'air desséché sur du chlorure de calcium en poudre. On recueille ensuite le silicium.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le silicium ainsi préparé est sous forme d'une poudre d'un brun foncé, sans saveur ni odeur; il ressemble au bore, mais sa couleur est plus foncée. Il n'est point conducteur de l'électricité, du moins sous la forme pulvérulente. Il est infusible aux plus hautes températures des forges, mais la chaleur le rend plus dense en rapprochant ses molécules.

Le silicium, qui n'a pas éprouvé l'action d'une forte chaleur, étant chauffé avec le contact de l'air, brûle; avec l'oxygène la combustion est plus active. Dans les deux cas, elle n'est point complète: l'acide silicique qui se forme entre en fusion, enveloppe le silicium et le garantit. Pendant la combustion, il se forme de l'eau, ce qui prouve que le silicium renferme de l'hydrogène.

Le silicium est complètement insoluble dans l'eau; il l'est également dans les acides sulfurique, azotique et chlorhydrique: il n'en est pas de même de l'acide fluorhydrique qui le dissout entièrement. En le traitant par les dissolutions concentrées et bouillantes de potasse et de soude, il se dissout; il se dégage de l'hydrogène et il se forme en même temps un silicate de potasse ou de soude, selon que l'on a employé l'une ou l'autre de ces bases.

Le silicium chauffé au rouge, a perdu la propriété de brûler, soit avec le contact de l'air, soit même dans le gaz oxygène. L'acide fluorhydrique et les dissolutions bouillantes d'alcalis caustiques, sont alors sans action sur lui. Il est, au contraire, facilement dissous par un mélange des acides fluorique et azotique purs.

Nota. M. Despretz est parvenu tout récemment à fondre le silicium en le plaçant dans une atmosphère de nitrogène, entre les deux pôles d'une forte pile. Par la fusion, il acquiert une extrême dureté, et coupe le verre comme le diamant.

USAGES.

Jusqu'à présent le silicium a été sans usage, mais on a reconnu qu'il a une puissante affinité pour le fer; il forme avec ce métal et le carbone l'excellent acier de Bengale, connu sous le nom de *vootz*. Il se combine aussi avec le cuivre, avec lequel il forme un alliage aussi dur que la fonte.

COMBINAISON DU SILICIUM AVEC L'OXYGÈNE.

Silice (acide silicique).

La silice avait été classée par les anciens chimistes parmi les terres pures; mais un examen plus approfondi de ses propriétés chimiques, a démontré qu'elle différait essentiellement de ces substances: elle ne peut, en effet, s'unir avec les acides, puisque'elle remplit elle-même le rôle d'un acide et forme, en se combinant avec les bases, l'immense variété de sels auxquels on a donné le nom de silicates.

Il est aujourd'hui bien prouvé que la silice est formée par la combinaison du silicium avec l'oxygène, et que cette combinaison donne naissance à l'acide silicique. Cet acide, particulièrement connu sous le nom de *silice oxyde de silicium*, peut s'obtenir à l'état de pureté par le procédé suivant.

PRÉPARATION.

On introduit dans un creuset de terre, ou mieux de platine, une partie de cailloux blancs ou de quartz réduit en poudre fine, et quatre parties de potasse caustique ou huit parties de carbonate de potasse. Le creuset, dont la matière ne doit remplir que les deux tiers environ, est ensuite placé dans un fourneau à réverbère. On chauffe d'abord lentement, jusqu'à ce que la matière cesse de se boursouffler, c'est-à-dire, jusqu'à ce que l'eau que contient la potasse soit entièrement évaporée, car c'est cette eau qui, en se dégageant sous forme de vapeurs, soulève le mélange et le boursouffle. Le creuset est ensuite élevé à une température rouge, et on l'y maintient assez longtemps pour que la matière entre en fusion; lorsqu'elle est dans cet état, on la coule dans un vase d'argent ou de platine placé dans l'eau froide. On obtient ainsi un silicate de potasse qu'on réduit en poudre et qu'on

dissout dans huit fois son poids d'eau bouillante. On filtre la dissolution pour en séparer les parties insolubles, et l'on y verse ensuite de l'acide chlorhydrique (hydrochlorique) concentré jusqu'à ce qu'elle manifeste une réaction fortement acide; l'acide s'empare de la potasse, et l'acide silicique (silice) qui était combiné avec cette base, se précipite sous la forme d'une masse gélatineuse à l'état d'hydrate, qu'on lave avec une grande quantité d'eau; on renouvelle les lavages jusqu'à ce que l'eau sorte parfaitement pure. On recueille alors le précipité sur un filtre et on le sèche à l'air pour le calciner dans un creuset que l'on chauffe à une haute température.

Si l'on veut recueillir tout l'acide silicique (silice), il convient alors d'évaporer à siccité la liqueur qui a été sursaturée par l'acide chlorhydrique, car l'acide ne sépare jamais complètement la silice de ses combinaisons. On traite ensuite le résidu par de l'acide chlorhydrique concentré et pur, pour dissoudre les oxydes métalliques qu'il pourrait retenir; après quelques heures de réaction, il faut laver la matière avec de l'eau; cette opération a pour but d'éliminer l'acide chlorhydrique qui se trouve interposé dans la silice, et qui, par un contact prolongé, pourrait dissoudre une certaine quantité de cette substance.

Nota. Dans la préparation de l'acide silicique (silice), la quantité d'eau employée pour dissoudre le silicate de potasse (matière alcaline) a une grande influence sur les résultats de l'opération. Si le silicate a été dissous dans une grande quantité d'eau, et que l'on y verse ensuite un excès d'acide chlorhydrique, cet acide se combine avec la potasse et met l'acide silicique en liberté; mais cet acide (silice) reste en suspension dans la liqueur, tantôt incolore et invisible, tantôt à l'état de gelée transparente; on ne parvient alors à le séparer de la liqueur qu'en soumettant celle-ci à une douce évaporation; il se dépose par degrés, sous la forme d'une gelée blanche et transparente. Si, au contraire, le silicate de potasse a été dissous dans 7 à 8 fois son poids d'eau bouillante, et qu'on sature la liqueur alcaline par l'acide chlorhydrique concentré, la presque totalité de l'acide silicique se dépose sous la forme de flocons gélatineux d'une extrême blancheur, sans qu'il soit nécessaire de soumettre la liqueur à l'évaporation.

Quel que soit le procédé employé, l'acide silicique à l'état gélatineux peut être considéré comme un hydrate. Pour le transformer en acide anhydre, il suffit de le chauffer au rouge dans un creuset de platine.

D'après les analyses les plus récentes, on a trouvé que la composition de l'acide silicique anhydre est :

Silicium.	47.06
Oxygène.	52.94
	<hr/>
	100.00

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

L'acide silicique (silice) anhydre artificiel se présente sous l'apparence d'une poudre blanche impalpable, qui est cependant un peu rude au toucher. Sa densité est de 2.66, suivant Berzélius. Chimiquement pur, il est sans saveur, ni odeur, insoluble dans l'eau et inattaquable par les acides (il faut en excepter cependant l'acide fluorhydrique, qui l'attaque fortement, comme nous le verrons ailleurs); mais il se dissout très-bien dans les alcalis caustiques et carbonatés; il forme alors un silicate alcalin.

L'acide silicique anhydre est infusible à la plus haute température de nos fourneaux, mais il entre en fusion sous l'influence d'un fort courant électrique; il fond également lorsqu'on l'expose dans le dard de flamme produit par un mélange d'oxygène et d'hydrogène; on peut alors le tirer en fils qui servent à faire des objectifs pour les petits microscopes.

L'acide silicique est très-répendu dans la nature; à l'état anhydre, il constitue le cristal de roche, les agates, les jaspes, les pierres meulières et un grand nombre de pierres précieuses blanches ou diversement colorées; à l'état hydraté ou amorphe, il forme l'opale, le quartz pyromaque ou pierre-à feu; enfin cet acide se trouve en dissolution dans les eaux de source et les eaux minérales, ce qui explique parfaitement la présence de la silice dans les cendres provenant de l'incinération des substances tant végétales qu'animales.

Le tableau suivant indique la composition des principales pierres siliceuses qu'on trouve répandues dans les diverses contrées du globe :

	Cristal de roche.	Quarz.	Silex py- romaque.	Amé- thyste.	Cal- cédoine.
Silice	99.37 (1)	97.75 (2)	97 (3)	97.50 (3)	99 (4)
Alumine. . .	0.63	0.50	1	0.25	»
Oxyde de fer	traces.	1.00	»	0.50	»
Oxyde de manganèse	»	»	»	0.25	»
Eau.	»	»	»	»	»
Perte.	»	»	2	1.50	1
	100.00	100.00	100	100.00	100

APPLICATIONS.

Les applications de la silice (acide silicique) sont extrêmement variées. Dans les arts, elle est employée à la fabrication des meules et des pierres meulières entre lesquelles on écrase le blé. Sous forme de grès, elle constitue la pierre dure qui sert à bâtir nos habitations et à paver nos rues. Mélangée avec des terres alumineuses, elle sert à la fabrication de diverses poteries et des briques réfractaires; à l'état de sable, elle entre dans la composition des mortiers et ciments. Enfin, lorsque la silice se trouve en petits grains blancs et durs, comme dans le beau sable de Fontainebleau et celui qu'on trouve au fond de quelques rivières à courants rapides, on la combine à d'autres substances pour l'employer à la fabrication des verres, cristaux, glaces et pierres artificielles.

La silice est encore employée dans l'industrie pour la fabrication des vernis communs qu'on applique sur certaines poteries. Pour cela, on prend de la silice à l'état gélatineux, qu'on mélange intimement avec la moitié de son poids de litharge en poudre impalpable; on délaie ce mélange dans une quantité d'eau suffisante pour avoir une pâte claire, qu'on applique ensuite avec un pinceau sur les différentes parties des vases qu'on veut vernir, et on laisse sécher quelques

(1) Bucholz.

(2) Vauquelin.

(3) Rose.

(4) Trommsdorf.

jours. Lorsque ces vases, placés dans le four, sont chauffés au rouge, l'acide silicique se combine avec l'oxyde de plomb et donne naissance à un silicate de plomb fusible qui forme une couche vitreuse sur les surfaces. On produit encore une vitrification directe plus économique en projetant du sel marin dans le four chauffé au rouge. Sous l'influence de la chaleur, ce sel se volatilise, s'attache fortement aux parties siliceuses des vases et détermine la formation d'un silicate de soude qui forme un vernis sur les surfaces.

COMBINAISON DU SILICIUM AVEC L'HYDROGÈNE.

Siliciure d'hydrogène.

Le siliciure d'hydrogène s'obtient lors de la préparation du silicium (*voyez plus haut*). Sa couleur est d'un brun châtain, moins foncé que le siliciure.

Lorsque l'on chauffe le silicium d'hydrogène avec le contact de l'air, et à plus forte raison avec l'oxygène, il s'enflamme; tout l'hydrogène est brûlé, ainsi qu'une portion du silicium. Chauffé dans la vapeur du soufre, il passe incomplètement à l'état de sulfure qui, mis en contact avec l'eau, la décompose; il se forme du gaz sulfhydrique qui se dégage, et de l'oxyde de silicium qui reste dissous; la solution par l'évaporation se prend en gelée, et peut même abandonner la silice. Berzelius regarde cette combinaison comme intime. Thenard, en parlant du siliciure d'hydrogène, dit: « Mais est-il véritablement hydrogéné? » Berzelius n'en doute pas; et cependant si l'on met cette substance bien sèche dans un tube de verre, si ensuite on remplit ce tube d'oxygène sec, et qu'on élève la température, il y aura combustion, absorption de beaucoup d'oxygène et peu d'eau produite.

COMBINAISON DU SILICIUM AVEC LE SOUFRE.

Sulfure de silicium.

Le silicium a la propriété de se combiner avec le soufre et de former un composé auquel on a donné le nom de sulfure de silicium. Pour l'obtenir, on fait passer du sulfure de carbone en vapeurs dans un tube chauffé à la température rouge et contenant de l'acide silicique gélatineux parfaitement desséché. L'acide silicique est décomposé

et il se forme du sulfure de silicium que l'on condense dans un récipient en verre adapté à l'extrémité libre du tube.

Lorsque l'opération est bien conduite, le sulfure de silicium est susceptible de prendre la forme cristalline. Il cristallise alors en belles aiguilles longues et soyeuses; ce composé est peu stable; mis en contact avec l'eau, il se décompose avec effervescence; cette effervescence est due au dégagement de l'acide sulfhydrique et l'acide silicique est régénéré. Par une anomalie remarquable, cet acide a acquis la propriété d'être entièrement soluble dans l'eau.

Jusqu'à présent, ce composé n'a reçu aucune application dans les arts.

COMBINAISON DU SILICIUM AVEC LE CHLORE.

Chlorure de silicium.

Le silicium s'unit facilement au chlore pour former un chlorure de silicium; cette combinaison s'obtient en faisant passer un courant de chlore sec sur un mélange d'acide silicique et de charbon chauffé à une température rouge, soit dans un tube de porcelaine, soit dans une cornue en grès. La présence du charbon est indispensable dans cette opération; il se combine avec l'oxygène de l'acide silicique et le silicium régénéré, entre en combinaison avec le chlore et donne naissance à du chlorure de silicium.

Voici la manière d'opérer: on mélange de la silice obtenue par la décomposition du silicate de potasse par un acide, avec son poids de charbon très-divisé, ou mieux de noir de fumée qui est du carbone à peu près pur. On ajoute à ce mélange une suffisante quantité d'une huile fixe pour avoir une pâte d'une forte consistance que l'on façonne ensuite en petites boulettes de la grosseur d'un pois ordinaire. On roule ces boulettes dans du noir de fumée ou dans du charbon en poudre impalpable que l'on fait ensuite sécher sur des feuilles de papier. Lorsque leur dessiccation est complète, on les introduit dans un creuset qu'on remplit aux deux tiers; on les recouvre ensuite d'une couche de charbon très-divisé pour les soustraire à l'action de l'air; on ferme alors le creuset avec son couvercle et on le chauffe à une haute température.

Ces préparations préliminaires terminées, on introduit ces petites masses poreuses dans une cornue en grès tubulée A (voir la planche 4, figure 69) que l'on place dans un four-

nom à réverbère. On adapte à la tubulure B de cette cornue un tube de porcelaine C que l'on fait descendre jusqu'au fond; ce tube communique avec un tube D courbé en U et rempli de fragments de chlorure de calcium fondu destiné à dessécher le chlore qu'on produit dans le matras E.

Enfin, au col de la cornue se trouve un double tube F qui communique avec un tube G en U que l'on maintient dans un mélange réfrigérant; un petit tube soudé à la partie inférieure du tube en U sert à l'écoulement du chlorure de silicium qu'on reçoit dans un flacon I placé dessous. Tout étant ainsi disposé, on chauffe lentement la cornue jusqu'au rouge; on y fait alors arriver un courant de chlore en chauffant dans le matras E les substances nécessaires à la production de ce gaz. Il s'opère une réaction; l'acide silicique cède son oxygène au charbon, avec lequel il forme de l'oxyde de carbone, et le silicium régénéré se combine avec le chlore et donne naissance à du chlorure de silicium; ces deux produits se dégagent ensemble par le tube F, dont la double enveloppe est remplie d'eau froide, et passent dans le tube en U, G, que l'on maintient, comme nous l'avons dit, dans un mélange réfrigérant formé de glace pilée et de sel marin. Le chlorure de silicium se condense dans ce tube et s'écoule au fur et à mesure dans le flacon I; l'oxyde de carbone se dégage sous la forme de gaz par l'extrémité effilée du tube en U, G.

Le chlorure de silicium, ainsi obtenu, n'est pas complètement pur; il a une teinte jaune due à la présence d'un excès de chlore qu'il tient en dissolution et qu'on en élimine en l'agitant pendant quelque temps avec du mercure. On décante le chlorure, et pour l'avoir complètement pur, on le distille dans une cornue de verre placée dans un bain-marie; on recueille le produit dans un récipient entouré d'un mélange réfrigérant.

Chimiquement pur, le chlorure de silicium forme un liquide incolore, dont la densité, récemment déterminée, est de 1,52; à cette densité, il entre en ébullition à 59 degrés. Exposé à l'air, il répand des vapeurs acides. L'eau le décompose en acide chlorhydrique et en acide silicique. D'après Barruel, le chlorure de silicium est composé de :

Silicium.	17.3
Chlore.	82.7
	<hr/>
	100.0

Ce composé est sans application dans l'industrie; mais les chimistes l'ont utilisé pour déterminer la composition de

l'acide silicique, en remplaçant le chlore par une quantité d'oxygène équivalente.

COMBINAISON DU SILICIUM AVEC LE BROME.

Bromure de silicium.

Ce nouveau composé a été découvert par Serullas : pour l'obtenir, on fait passer à travers un mélange intime d'acide silicique et de charbon très-divisé, préalablement porté à la chaleur rouge, du brome en vapeurs. On doit chauffer le mélange dans un tube de porcelaine très-long, à l'extrémité duquel est adaptée une allonge qui se rend dans un récipient placé dans un mélange réfrigérant ; c'est dans ce récipient que vient se condenser le bromure à mesure qu'il se forme. Pour la conduite de l'opération, on peut opérer de la même manière que pour le chlorure.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le bromure de silicium forme un liquide incolore, dont la densité n'a pas encore été exactement déterminée, mais qu'on a reconnu être plus grande que celle de l'acide sulfurique. Exposé au contact de l'air, il répand d'épaisses vapeurs blanches, ayant une odeur analogue avec celle de l'éther. Son terme d'ébullition est à 150 degrés environ ; l'acide sulfurique le décompose ; il se forme de l'acide silicique, de l'acide sulfureux et le brome est mis en liberté. L'eau le décompose également et le transforme en acide bromhydrique et en acide silicique.

Le bromure de silicium est composé de :

Silicium.	8.4
Brome.	91.6
	100.0

Jusqu'à présent, ce composé n'a été employé que dans les laboratoires de chimie.

COMBINAISON DU SILICIUM AVEC LE FLUOR.

Fluorure de silicium.

Ce composé avait d'abord été désigné sous la dénomination d'acide fluorhydrique ; mais on a reconnu depuis qu'il différait essentiellement de cet acide par plusieurs de ses propriétés. Le fluorure de silicium fut découvert par Schéele, mais ce chimiste ne put en déterminer la composition, qui n'a été exactement connue qu'après les belles expériences de Gay-Lussac et Thenard.

On le prépare en traitant un mélange d'acide silicique et de fluorure de calcium par l'acide sulfurique. L'appareil employé pour cette opération est représenté pl. 4, fig. 70 ; il se compose d'une cornue en verre A ; à la tubulure de cette cornue s'adapte un tube recourbé B, qui vient plonger dans une cuve à mercure C. On recueille le gaz dans une cloche D.

PRÉPARATION.

On met dans la cornue un mélange à parties égales de fluorure de calcium (spath fluor) et de verre réduits en poudre fine ; on ajoute au mélange 6 parties en poids d'acide sulfurique concentré et on délaie le tout avec une baguette de verre pour en former une pâte homogène. Cela fait, on lute exactement et on chauffe modérément la cornue. L'acide silicique se décompose ; son oxygène se combine avec le calcium, forme de la chaux qui s'unit avec l'acide sulfurique, et donne naissance à du sulfate de chaux ; le fluor s'unit au silicium pour former du gaz fluorure de silicium qui se dégage durant l'opération ; on le recueille dans une cloche de verre placée sur le mercure.

Nota. Lorsqu'on veut préparer ce gaz, on doit préalablement dessécher l'appareil avant de commencer l'opération, car le fluorure de silicium se décompose très-rapidement au contact de l'eau. C'est aussi pour la même raison qu'on ne peut le recueillir que sur le mercure.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le fluorure de silicium est un gaz incolore ; son odeur rappelle celle de l'acide chlorhydrique. Exposé à l'air humide, il répand des fumées blanches qui rougissent les couleurs

bleues végétales. Sa densité est de 3.57; l'eau le décompose immédiatement; il se dépose de l'acide silicique à l'état gélatineux, et un acide particulier que les chimistes ont désigné sous le nom d'acide hydrofluosilicique, dont nous parlerons dans la troisième partie de cet ouvrage.

D'après Berzélius, le fluorure de silicium est composé de :

Silicium.	29.32
Fluor.	70.68
	<hr/>
	100.00

APPLICATIONS.

Le fluorure de silicium est quelquefois employé comme réactif.

SECTION QUINZIÈME.

CARBONE.

Équivalent = 75.00.

ÉTAT NATUREL.

Parmi les corps simples non métalliques (métalloïdes), il n'en est pas de plus important que le carbone; il n'en est pas non plus dont les applications soient plus nombreuses. Les propriétés du carbone sont extrêmement variées suivant les états sous lesquels il se présente. Chimiquement pur, il est toujours solide, sans saveur ni odeur, insoluble et infusible aux températures les plus élevées que nous puissions produire dans nos fourneaux. On le rencontre dans la nature sous trois états différents : à l'état de pureté, il est transparent et cristallisé : il constitue alors le diamant dont la pesanteur spécifique varie entre 3.50 et 3.55. Quelquefois il est noir sous forme irrégulière, compacte, plus ou moins impur. Dans cet état, il constitue le noir de fumée, le charbon de bois, le charbon de terre (houille), l'anthracite, le graphite; ces espèces de charbon ne sont jamais pures : la dernière contient environ 0.97 de carbone; sa pesanteur spécifique est de 1.8.

A l'état de combinaison avec l'oxygène, il forme l'oxyde de carbone et l'acide carbonique. Il entre aussi dans la composition élémentaire des matières organiques d'origine

végétale et d'origine animale. Ces matières sont en effet des composés de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et d'azote.

Le carbone pur soumis à la plus haute température dans un vase clos, ne se ramollit pas. La pesanteur spécifique de sa vapeur, déterminée par le calcul, est de 0,422. Soumis à l'action de l'air ou du gaz oxygène à une haute température, il absorbe l'oxygène et est converti en acide carbonique qui se dégage sous forme de gaz. Dans le gaz oxygène, l'ignition est tellement vive qu'il est impossible d'en supporter l'éclat. Voici la manière de faire cette expérience. Dans un flacon rempli de gaz oxygène, on introduit un morceau de charbon taillé en cône et maintenu dans le flacon par un fil-de-fer fixé dans le bouchon. On allume l'extrémité du cône pour l'introduire dans le flacon. Il est essentiel que le bouchon ne ferme pas exactement le flacon ; car le gaz, dilaté par la chaleur qui se produit lors de la combustion, peut en occasionner la rupture. Si on introduit un morceau de charbon incandescent dans une cloche pleine de gaz et placée sur le mercure, il absorbera le gaz avec plus ou moins de rapidité : ainsi, d'après M. Théodore de Saussure, un volume de charbon de bois absorbe :

	volumes.
Gaz ammoniac.	90
— acide chlorhydrique.	85
— acide sulfureux.	65
— acide sulfhydrique.	55
— protoxyde d'azote	40
— acide carbonique.	35
— hydrogène bicarboné.	35
— oxyde de carbone.	9,42
— oxygène.	9,25
— azote.	7,05
— hydrogène.	1,75

Ces divers gaz sont absorbés par le charbon avec un faible dégagement de chaleur.

On voit par ce tableau que l'absorption du gaz par le charbon est d'autant plus grande qu'ils sont plus solubles dans l'eau. À l'exception de deux, ils peuvent être dégagés par une température de 100 à 150° centigrades. Parmi ces gaz, il en est deux aussi qui subissent des altérations remarquables : l'oxygène et le protoxyde d'azote ou de nitrogène.

Nous allons maintenant décrire les procédés employés dans

l'industrie pour préparer les différentes espèces de charbon d'origine végétale, minérale et animale; mais avant, nous étudierons sommairement les diverses variétés de carbone que l'on rencontre dans la nature.

Diamant.

La nature nous présente le carbone parfaitement pur et cristallisé dans le diamant. Il est ordinairement incolore, mais on le rencontre quelquefois aussi diversement coloré, en jaune, en rose, en bleu et en brun de toutes nuances.

Le diamant se trouve principalement à Golconde, à l'île de Bornéo et au Brésil. Il est toujours dans les terrains d'alluvion à très-peu de profondeur au-dessous de la surface du sol. L'extraction du diamant est une opération fort longue et fort coûteuse : on y parvient en lavant les terres diamantifères, soit dans des bassins, soit dans une eau courante. L'eau entraîne les parties terreuses et laisse le gravier; celui-ci est alors étendu en couche mince sur un sol uni où on le laisse sécher; il est ensuite trié avec la plus grande attention pour en retirer les diamants qui s'y trouvent. Ces derniers sont faciles à reconnaître à leur éclat.

C'est dans les environs de Golconde que l'on a trouvé le *régent*, son poids est de 136 carats (1). Il fut acheté d'un anglais nommé Pitt, par le duc d'Orléans alors régent, sous la minorité de Louis XV, pour le prix de 2,500,000 fr. Brut, il pesait alors 410 carats et a demandé deux ans de travail pour le tailler, un assure même qu'il vaut 5,000,000 fr. en raison de sa forme et de sa belle eau.

Le plus gros des diamants est celui du Raja de Mattun, à Bornéo. Son poids est de 300 carats. Vient ensuite celui de l'empereur du Mogol; il pèse 279 carats et a été estimé à 11 millions par Tavernier.

Celui de l'empereur de Russie pèse 193 carats. Il a été payé 2,250,000 fr. et 100,000 fr. de pension viagère.

Celui de l'empereur d'Autriche pèse 139 carats; et fut payé 2,600,000 fr.

Les diamants sont extrêmement rares dans la nature, ceux qu'on y trouve sont ordinairement recouverts d'une couche rugueuse qui en diminue la transparence. C'est par

(1) Le carat vaut 4 grains ou 205 milligrammes. Le prix du carat est de 30 à 36 fr. lorsque le diamant ne peut pas être taillé. S'il est au-dessous de ce poids et propre à être taillé, il vaut alors 48 fr. Si le diamant est d'un poids supérieur au carat, son prix est déterminé en multipliant son poids par lui-même et ensuite par 48.

la taille et le polissage qu'on leur donne la forme et le brillant. Le diamant est tellement dur qu'il ne peut être taillé et poli qu'au moyen de sa propre poussière; tous les autres corps sont absolument sans action sur lui. On emploie aussi la poussière de diamant pour la taille des pierres précieuses naturelles; c'est encore au moyen de la poudre de diamant qu'on divise le cristal de roche du Brésil en feuilles minces que l'on façonne ensuite pour l'usage des lunettes et autres instruments d'optique et de physique.

Nous renvoyons le lecteur qui désirerait avoir des notions plus étendues sur l'histoire du diamant, au *Traité de Chimie* de M. Dumas, ne pouvant point nous étendre sur un produit non applicable aux arts industriels.

Graphite, plombagine ou mine de plomb.

C'est abusivement qu'on désigne cette substance sous le nom de plombagine, de mine de plomb, etc. Le graphite n'est autre chose que du carbone pur, comme l'ont démontré les analyses récentes qu'on a faites de ce corps. Il se trouve dans la nature, tantôt sous la forme de petites paillettes d'un gris métallique, tantôt en masses brillantes et cristallisées, d'une couleur gris de plomb avec un éclat métallique très-vif. Cette substance devient chaque jour plus rare.

Le graphite le plus estimé est celui de la mine de Barrowdale, dans le comté de Cumberland; il est doux et onctueux au toucher et se coupe facilement au couteau. On le trouve aussi en Bavière et dans plusieurs localités françaises, et notamment dans les Pyrénées-Orientales.

On trouve dans le commerce un graphite artificiel qui a le même aspect cristallin du graphite naturel, mais qui en diffère par une plus grande dureté. Il se forme pendant la fonte de la fonte grise et s'attache à la paroi supérieure des hauts-fourneaux.

USAGES ET APPLICATIONS.

Le graphite naturel (plombagine) a reçu diverses applications. Divisé en baguettes et enchassé dans du bois, il constitue les différentes variétés de crayons, dont les plus estimées sont faites avec le graphite de Cumberland. On l'emploie aussi pour préserver la fonte et le fer de l'oxydation. Mélangé avec la graisse, il forme une composition très-avantageuse pour le graissage des machines. Pétri avec de l'argile pure,

on en fait des creusets capables de résister aux plus hautes températures.

PURIFICATION DU GRAPHITE POUR LA FABRICATION
DES CRAYONS.

Pour préparer le graphite dont on se sert dans la fabrication des crayons dits de mine de plomb, on pulvérise cette matière qu'on broie avec un corps agglutinatif propre à la transformer en une masse pâteuse. Cette masse pâteuse est moulée dans des formes, séchée au soleil ou dans une étuve, puis découpée à la scie et introduite dans des montures en bois. D'après un nouveau procédé, on amalgame le graphite en poudre en diverses proportions dans la résine-laque fondue; et lorsque le mélange est refroidi, on le met en fusion une seconde fois; la masse est alors moulée, sciée et montée comme à l'ordinaire; mais on a remarqué qu'elle donne des crayons trop durs. On pourrait remédier à cet inconvénient en remplaçant la gomme laque par une dissolution de gomme arabique ou de colle animale.

On pourrait améliorer ces crayons et en rendre le trait plus intense et plus noir par une légère addition de noir de fumée, ou de peroxyde de manganèse en poudre impalpable.

Le graphite anglais est très-pur, et, comme nous l'avons dit, on estime principalement celui qu'on extrait des mines qui se trouvent dans le comté de Cumberland. Cette mine est la seule qui fournisse le graphite à l'état de pureté convenable pour les crayons. Il est de couleur gris d'acier, avec un éclat métallique très-prononcé : il arrive en morceaux qu'on n'a qu'à scier et monter, sans qu'il soit nécessaire de lui faire subir aucune préparation préalable. Les graphites des autres pays ont moins de cohésion; ils sont, comme nous l'avons vu, réduits en poudre et broyés avec une substance liquide, agglutinative, propre à en lier toutes les parties avant de les scier et de les monter. En général, les crayons fabriqués avec ces graphites sont de qualités inférieures, parce que ces sortes contiennent souvent des matières étrangères qui les rendent moins purs.

M. le professeur Runge a indiqué un procédé simple et pratique pour purifier ces graphites; ce procédé consiste à réduire cette substance en poudre très-fine et à former une bouillie très-fluide avec de l'acide sulfurique concentré. Le mélange qui s'échauffe est abandonné à la réaction pendant 36 ou 40 heures, puis on le lave à plusieurs reprises avec de

l'eau pour enlever les sels solubles et l'excès d'acide employé. De cette manière, on obtient un graphite sensiblement pur, avec lequel on peut fabriquer de très-bons crayons à un prix extrêmement modéré.

Le graphite anglais coûte de 2,500 à 3,000 francs les 100 kilogrammes; le même poids de graphite d'Espagne, purifié par le procédé ci-dessus, ne revient pas à 300 francs. M. Runge ajoute que ce graphite est aussi pur que le graphite anglais et qu'il peut remplacer ce dernier dans tous ses emplois; nous en doutons, mais c'est à l'expérience à prononcer.

Dans la fabrication des crayons, on mélange souvent le graphite avec de l'argile très-pure, et surtout entièrement exempte de sable siliceux. Les deux matières sont broyées séparément à l'eau, puis délayées séparément aussi dans une grande quantité de ce liquide. On laisse reposer quelques minutes le liquide; les parties les plus lourdes de la matière tenue en suspension se précipitent les premières. Chaque liquide décanté à part dans de nouveaux vases, laisse déposer au bout d'un certain temps les parties les plus belles et les plus pures qu'il tenait en suspension. Les deux matières séparées de l'eau, égouttées et séchées, sont mélangées dans des proportions convenables. Ces proportions, qui varient selon la dureté qu'on veut donner aux crayons, sont ordinairement de 75 de graphite et de 25 d'argile. Le mélange, très-légèrement mouillé, est broyé sous des meules jusqu'à ce qu'il forme une pâte parfaitement liée. Cette pâte est comprimée en plaques sous une presse hydraulique; ces plaques sont ensuite divisées, au moyen de scies, en baguettes d'égale épaisseur en tous sens. La division opérée, on dessèche ces baguettes dans un four, puis on les calcine au rouge dans des creusets exactement fermés; car, sans cette précaution, le graphite brûlerait au contact de l'air. Après un complet refroidissement, on retire les crayons des creusets et on les introduit dans des cylindres en bois, dans lesquels on a pratiqué une rainure; on applique sur la partie vide de la rainure une petite règle en bois qui donne aux crayons la forme cylindrique qu'ils doivent avoir.

Houille ou charbon de terre.

Les houilles proviennent évidemment de la décomposition spontanée des végétaux sous l'influence de l'eau et de l'oxygène. Elles se rencontrent toujours dans la couche qui sépare le terrain primaire du terrain secondaire. Ces combustibles forment des masses noires, brillantes et compactes dont la

densité varie de 1.10 à 1.60. L'hectolitre de houille en morceaux pèse de 80 à 90 kilogrammes; la houille mélangée de gros morceaux ne pèse que 80 kilogrammes. A Paris, le poids moyen de l'hectolitre est de 75 kilogrammes.

M. Regnault a divisé les différentes espèces de houille en cinq classes :

- 1° Les anthracites ;
- 2° Les houilles grasses et fortes, ou dures ;
- 3° Les houilles grasses maréchales ;
- 4° Les houilles grasses à longue flamme ;
- 5° Les houilles sèches à longue flamme.

1° ANTHRACITE.

L'anthracite est une variété de charbon presque pur ; il forme ordinairement le dépôt sur lequel se trouve la houille, dont il se rapproche par ses caractères physiques, mais il en diffère essentiellement par des proportions moindres d'hydrogène, circonstance qui en rend la combustion très-difficile. L'anthracite se rencontre en masses très-compactes, d'un beau noir, ayant ordinairement une apparence feuilletée ou schisteuse ; sa densité est de 1.8 ; elle est, par conséquent, supérieure à celle de la houille.

L'anthracite est impropre à la fabrication du gaz d'éclairage ; il ne peut pas, non plus, remplacer la houille dans les usages ordinaires, parce qu'il brûle difficilement, surtout en petites masses. Mais, lorsque sa combustion est opérée dans des conditions favorables, il peut produire une chaleur énorme et bien supérieure à celle de la houille.

La composition moyenne des anthracites de la moyenne qualité est :

Carbone.	92.8
Matières liquides et volatiles. . .	6.0
Cendres.	1.2
	100.0

Lorsqu'on calcine de l'anthracite en vase clos, il produit de 90 à 95 pour 100 de son poids de coke qu'on n'a pu, jusqu'à présent, utiliser comme combustible.

2° HOUILLES GRASSES ET FORTES OU DURES.

Ces houilles sont les plus estimées pour les opérations métallurgiques qui demandent un feu vif et soutenu. Elles

s'enflamment facilement, durent longtemps et produisent beaucoup de chaleur. Généralement, elles donnent un coke boursoufflé, mais plus dense que celui des houilles marécales.

3° HOUILLES GRASSES MARÉCALES.

Les houilles de cette classe sont d'un beau noir, et présentent un éclat gris caractéristique qui les fait aisément reconnaître. Ce sont les plus estimées pour la forge, parce qu'elles produisent une grande élévation de température, et qu'elles soutiennent mieux et plus longtemps l'action des soufflets que les autres houilles. Lorsqu'on les chauffe, elles se ramollissent et donnent un coke très-boursoufflé, mais de très-bonne qualité.

4° HOUILLES GRASSES A LONGUE FLAMME.

Ces houilles sont généralement employées pour la fabrication du gaz d'éclairage, et on estime particulièrement celles du bassin de Mons. Elles sont aussi très-recherchées pour l'industrie, surtout pour les opérations qui demandent un feu plus vif que soutenu. Soumises à la calcination, elles donnent un coke de bonne qualité, mais en bien moindre quantité que celui qu'on obtient des houilles précédentes.

5° HOUILLES SÈCHES A LONGUE FLAMME.

Ces houilles produisent un coke moins boursoufflé et plus compacte que celui qu'on obtient par la carbonisation des houilles de la classe précédente. Les divers fragments qui le composent n'ont entre eux qu'une faible adhérence. Ces houilles peuvent cependant être employées pour les usages domestiques, les évaporations et même pour le chauffage des chaudières à vapeur. Elles brûlent avec une flamme longue, mais la chaleur qu'elles produisent passe rapidement et n'est jamais aussi intense que celle qu'on obtient par les houilles des trois classes précédentes.

Les détails dans lesquels nous venons d'entrer font connaître les propriétés propres à chaque espèce de houille ; ils fixent l'emploi qu'on en peut faire, soit pour les usages domestiques, soit pour l'industrie. Ainsi, pour le chauffage des chaudières et des machines à vapeur, on doit employer les houilles grasses, parce qu'elles produisent une chaleur plus intense que les autres espèces. Pour les verreries, la

cuïsson de la chaux et les usages domestiques, un mélange, en proportion convenable, des houilles grasses avec les sèches, produit de très-bons résultats. Pour les hauts-fourneaux, les opérations métallurgiques, la fabrication du coke, les houilles marécales doivent être préférées. Enfin, les houilles grasses à longue flamme, de la cinquième classe, sont généralement employées pour la fabrication du gaz d'éclairage.

L'analyse élémentaire prouve que la houille se rencontre rarement à l'état de pureté parfaite. Parmi les substances qu'on y trouve le plus ordinairement, nous devons noter les suivantes : 1° l'argile ou alumine; 2° la silice; 3° le carbonate de chaux; 4° le carbonate de fer; 5° la pyrite (bisulfure de fer); cette dernière est la plus nuisible, en ce que l'acide sulfureux qui se produit par la combustion attaque les chaudières en cuivre et en fer.

Dans l'industrie, on détermine la valeur comparative des houilles par la quantité d'eau qu'elles peuvent vaporiser. Il faut ordinairement 18 kilog. de houille de bonne qualité pour volatiliser 100 kilogrammes d'eau.

La statistique prouve que la quantité de houille annuellement consommée en France est évaluée à 115 millions de quintaux métriques; mais il est à remarquer qu'un peu plus de la moitié de cette quantité est de production indigène. 64 millions de quintaux sont extraits de notre sol, et 51 millions nous sont apportés de l'étranger, des mines anglaises et belges.

La zone carbonifère française est évaluée à 500,000 hectares, mais de cette surface, 350,000 sont seulement exploités. Si l'on compare la production française à celle de l'Angleterre et de la Belgique, on trouve les proportions suivantes : pour la France, 22 tonnes par hectare; pour l'Angleterre, 27 tonnes; et pour la Belgique, 46 tonnes d'extraction annuelle par hectare de terrain houiller.

La quantité de houille actuellement consommée en France, indique le prodigieux mouvement qui s'est produit dans les diverses branches de l'industrie nationale. En 1820, la consommation annuelle était seulement de 10 millions de quintaux métriques; aujourd'hui, comme nous l'avons dit, elle atteint le chiffre énorme de 115 millions, et ce chiffre sera bientôt dépassé.

On peut déterminer la valeur relative des diverses espèces de combustibles d'après leur composition chimique. Cette détermination est des plus importantes dans les arts, car elle sert à indiquer les usages auxquels chacun d'eux peut être

appliqué avec le plus de profit. C'est dans ce but que nous insérons le tableau suivant, que nous empruntons à M. Regnault; il renferme la composition d'un grand nombre de combustibles minéraux choisis parmi les espèces les plus caractérisées et les mieux connues par leurs applications dans les arts et les diverses branches de l'industrie. Ce savant analyste a choisi pour ces expériences, les combustibles qui renferment le moins de cendres, afin que celles-ci ne jettent pas d'incertitude sur la composition réelle du combustible soumis à l'analyse. Ce tableau présente : 1° la composition élémentaire du combustible telle qu'elle est donnée par l'analyse directe ; 2° la composition, obtenue par le calcul, abstraction faite des cendres.

	DÉSIGNATION du combustible.	LIEUX d'où il provient.	NATURE DU COKE et OBSERVATIONS DIVERSES.
TERRAINS DE TRANSITION.	I. Anthracites.	Pensylvanie.	Se trouve dans un schiste argileux de transition; cassure vitreuse, coke pulvérisant.
		Pays de Galles.	Dans la partie inférieure du terrain houiller; cassure vitreuse et conchoïde; coke pulvérisant.
		Mayenne.	Dans des schistes argileux de transition; cassure conchoïde et vitreuse; coke non collé.
		Rolduc.	Partie inférieure du terrain houiller, éclat vitreux; ma texture feuilletée; coke légèrement collé.
	II. Houilles grasses et dures.	Alais (Rochebelle)	Grès houiller; cassure inégale; coke métalloïde boursoufflé.
		Rive-de-Gier (P. Henri).	Grès houiller; cassure schisteuse; coke métalloïde boursoufflé.
	III. Houilles grasses maréchales.	Rive-de-Gier 1.	Terrain houiller, d'un beau noir éclat gras; coke métalloïde très-boursoufflé.
		Rive-de-Gier 2.	Terrain houiller, d'un beau noir cassure plus schisteuse; coke un peu moins boursoufflé.
		Newcastle.	Terrain houiller, d'un beau noir cassure schisteuse et prismatique; coke boursoufflé.
	IV. Houilles grasses à longue flamme.	Flénu de Mons. 1.	Terrain houiller; fragments rhomboïdaux; coke boursoufflé.
		Idem. 2.	Terrain houiller; clivage rhomboïdal moins prononcé; coke boursoufflé.
		Rive-de-Gier (cimetière). 1.	Terrain houiller, éclat faible texture schisteuse; coke boursoufflé, mais moins brillant.
Idem. 2.		Terrain houiller, éclat faible texture schisteuse; coke boursoufflé, mais moins brillant.	

DENSITÉ	COKE donné par la calcina- tion	COMPOSITION ÉLÉMENTAIRE.				COMPOSITION, déduction faite des cendres.		
		Car- bons.	Hydro- gène.	Oxygène et azote.	Cen- dres.	Car- bons.	Hydro- gène.	Oxygène et azote.
1.462	89.5	89.21	2.48	3.69	4.67	93.59	2.55	3.86
1.348	91.3	91.29	3.33	4.80	1.58	92.76	3.38	3.86
1.367	90.9	90.72	3.92	4.42	0.94	91.58	3.96	4.46
1.343	89.1	90.20	4.18	3.37	2.25	92.28	4.28	3.44
1.322	77.7	88.05	4.85	5.69	1.41	89.31	4.92	5.77
1.315	76.3	86.65	4.99	5.49	2.96	89.29	5.05	5.66
1.298	68.5	86.25	5.14	6.83	1.78	87.82	5.23	6.95
1.302	69.8	86.59	4.86	7.11	1.44	87.85	4.93	7.22
1.280	„	86.75	5.24	6.61	1.40	87.97	5.31	6.72
1.276	„	83.51	5.29	9.10	2.10	85.30	5.40	9.30
1.292	„	82.72	5.42	8.18	3.68	85.88	5.63	8.49
1.288	70.9	80.92	5.27	10.24	3.57	83.91	5.46	10.63
1.294	69.1	83.67	5.61	7.73	2.99	86.25	5.77	7.98

	DÉSIGNATION du combustible.	LIEUX d'où il provient.	NATURE DU COKE et OBSERVATIONS DIVERSES.	
TERRAINS DE TRANSITION.	(Suite.) IV. Houilles grasses à longue flamme. . .	Rive-de-Gier. Couzon. 1.)	Terrain houiller, éclat plus vif, texture très-schisteuse; coke boursofflé, mais moins brillant	
		Idem. 2. . . .	Terrain houiller, éclat très-faible, cassure inégale et non schis- teuse; coke moins boursofflé.	
		Lavaysse. . .	Terrain houiller, grand éclat, cassure conchoïde; coke bour- sofflé et léger.	
		Lancashire. .	Terrain houiller, <i>cannel-coal</i> des Anglais, sans éclat, cassure con- choïde, coke fritté et brillant.	
		Epinac. . . .	Terrain houiller, éclat vif, tex- ture schisteuse; coke métalloï- de collé, mais peu boursofflé.	
		Commentry. .	Terrain houiller, ressemblant au <i>cannel-coal</i> , cassure con- choïde; coke métalloïde fritté.	
TERRAINS SECONDAIRES.	Étage inférieur.	V. Houilles sèches à lon- gue flamme.	Blansy. . . .	Terrain houiller, cassure lamel- leuse, éclat vif, coke faiblement agrégé, mais non boursofflé.
		Anthracites .	Lamure. . . .	Terrain jurassique, noir gri- sâtre, éclat vitreux, cassure conchoïde; coke pulvérulent.
		"	Macot. . . .	Terrain jurassique, noir grisâtre, éclat vitreux; coke pulvérulent
		Houilles. . .	Obernkirchen	Terrain jurassique, aspect des houilles grasses; coke métal- loïde et boursofflé.
	"	Céral. . . .	Marnes de l'oolithe inférieure, aspect des houilles à longue flamme; coke métalloïde fritté.	
	"	Noroy. . . .	Marnes irisées, noir terne, cas- sure inégale; coke non collé.	
	Étage supérieur.	Jaïet.	Saint-Girons.	Grès vert, très-brillant, à cas- sure conchoïde; coke métal- loïde soudé.
		"	Belestat. . . .	Grès vert, très-brillant, à cas- sure conchoïde; coke métal- loïde soudé.

DENSITÉ	COKE donné par la calcin- ation.	COMPOSITION ÉLÉMENTAIRE.				COMPOSITION, déduction faite des cendres.		
		Car- bone.	Hydro- gène.	Oxygène et azote.	Cen- dres.	Car- bone.	Hydro- gène.	Oxygène et azote.
1.298	64.6	81.45	5.59	10.24	2.72	83.73	5.75	10.52
1.311	65.6	80.59	4.99	9.10	3.32	85.12	5.27	9.61
1.284	57.9	81.00	5.27	8.60	5.13	85.38	5.56	9.06
1.317	57.9	82.60	5.66	9.19	2.55	84.63	5.85	9.52
1.353	62.5	80.01	5.10	12.36	2.58	82.08	5.23	12.69
1.319	63.4	81.59	5.29	12.88	0.24	81.79	5.30	12.91
1.362	57.0	75.43	5.23	17.06	2.28	77.19	5.35	17.46
1.362	89.5	88.54	1.67	5.22	4.57	92.78	1.75	5.47
1.919	88.9	70.51	0.92	2.10	26.47	95.90	1.25	2.85
1.279	77.8	88.27	4.83	5.90	1.00	89.16	4.88	5.96
1.294	53.3	74.35	4.74	10.05	11.86	83.40	5.32	11.28
1.410	51.2	62.41	4.35	14.04	19.20	77.25	5.38	17.37
1.316	42.5	71.94	5.45	18.53	4.08	75.02	5.69	19.29
1.305	42.0	74.38	5.79	18.94	0.89	75.06	5.84	19.10

	DÉSIGNATION du combustible.	LIEUX d'où il provient.	NATURE DU COKE et OBSERVATIONS DIVERSES.
TERRAINS TERTIAIRES.	I. Lignites parfaits...	Dax.	D'un beau noir, à cassure inégale, sans texture ligneuse; coke non collé.
		Bouches-du-Rhône. . .	Schisteux, noir pur et brillant, sans texture ligneuse; coke non collé.
		Mont-Meiser.	Brillant, à cassure conchoïde; coke faiblement collé.
		Basses-Alpes.	Noir, éclat gras; coke légèrement boursoufflé.
	II. Lignites imparfaits.	Grèce.	Feuilleté, d'un noir terne, indices d'organisation végétale; coke non collé.
		Cologné.	Terre d'ombre, friable, à poussière d'un brun-rouge, texture ligneuse; coke non collé.
		Usnach.	Bois fossile; texture du bois, fort dur.
	III. Lignites passant au bitume. . .	Erbogen.	Compacte, homogène, cassure conchoïde; coke métalloïde très-léger.
		Cuba.	Noir velouté, éclat gras; coke boursoufflé très-léger.
	FORMATION CON- TEMPORAINE.	IV. Asphalte.	Mexique.
Tourbes.			Vulgaire.
	Long.	Semblable à la précédente.	
	Champ-du-Feu.	Dans un état moins avancé d'altération, renfermant cependant peu de végétaux.	
	Bois.	Composition moyenne.

DENSITÉ	COKE donné par la calcinat- ion.	COMPOSITION ÉLÉMENTAIRE.				COMPOSITION, déduction faite des cendres.		
		Car- bone.	Hydro- gène.	Oxygène et azote.	Cen- dres.	Car- bone.	Hydro- gène.	Oxygène et azote.
1.272	49.1	69.52	5.59	19.90	4.99	73.18	5.88	21.14
1.254	41.1	63.01	4.58	18.98	13.43	72.78	5.29	21.93
1.351	48.5	70.73	4.85	22.65	1.77	72.00	4.93	23.07
1.276	49.5	69.05	5.20	22.74	3.01	71.20	5.36	23.44
1.185	38.9	60.36	5.00	25.62	9.02	66.36	5.49	28.15
1.100	36.1	63.42	4.98	27.11	5.49	66.04	5.27	28.69
1.167	"	55.27	5.70	36.84	2.19	56.50	5.83	37.67
1.157	27.4	72.78	7.46	14.80	4.96	76.58	7.85	15.57
1.197	39.0	74.82	7.25	13.99	3.94	77.88	7.55	14.57
1.063	9.0	78.10	9.30	9.80	2.80	80.34	9.57	10.09
"	"	56.25	5.63	32.54	5.58	59.57	5.96	34.47
"	"	57.29	5.93	32.17	4.61	60.06	6.21	33.73
"	"	57.00	6.11	31.56	5.33	60.21	6.45	33.34
"	"	49.60	5.80	42.56	2.04	50.62	5.94	43.44

De la Fabrication du coke ou charbon de terre carbonisé.

Les propriétés du coke, comme combustible, sont si généralement reconnues et appréciées, qu'il devient presque inutile d'en indiquer les diverses et nombreuses applications. D'une puissance calorifique sensiblement la même que celle de la houille qui l'a produit, il a sur celle-ci l'avantage d'être d'un prix comparativement moins élevé. Déponillé par la carbonisation de toutes ses parties volatiles, il brûle sans fumée ni odeur, et sa vapeur n'exerce aucune action délétère sur l'économie animale.

Toutes les qualités de houilles ne sont pas également propres à cette fabrication ; comme nous l'avons vu, les meilleures sont les houilles grasses ; elles donnent un coke plus estimé que celui qu'on retire des houilles maigres ou sèches.

DES DIVERS MODES DE FABRICATION DU COKE.

Depuis une vingtaine d'années, les procédés de fabrication du coke ont subi de très-remarquables améliorations. Comme ces procédés ont entre eux une certaine similitude, nous ne décrirons que ceux qui sont généralement usités, soit dans l'industrie métallurgique, soit dans les usines à gaz.

Nous nous abstenons de parler de la carbonisation en plein air ou en meule. On a généralement renoncé à ce mode de carbonisation à cause du déchet considérable qu'il occasionne ; on a, en outre, remarqué que le coke qui en provient, est plus lourd, plus friable et brûle moins facilement que le coke des fours. L'opération est aussi beaucoup plus longue et plus difficile à conduire. Cette méthode est donc presque abandonnée ou n'existe que dans quelques exploitations peu importantes.

CARBONISATION DANS LES FOURS.

Les fours à carbonisation sont de deux sortes : dans les premiers, on a seulement en vue la fabrication du coke et on laisse perdre les produits liquides et gazeux de la décomposition de la houille ; dans les deuxièmes, indépendamment du coke, on recueille les produits liquides et gazeux de la distillation.

Premier procédé.

On doit construire plusieurs fours, afin d'éviter la perte de temps. Ces fours sont circulaires intérieurement.

La hauteur du four représenté pl. 4, fig. 71, est de 3 mètres.

La base du four CD a 1 mètre de hauteur et la même largeur que la face.

GG, sole du four construite en briques de champ ayant 40 centimètres d'épaisseur et 3 mètres de diamètre.

FH est un mur en briques ayant la même épaisseur que la sole.

FMH, voûte en briques ayant 40 centimètres d'épaisseur à la base FH, et 52 à sa partie supérieure ou ouverture M.

P, porte du four en fonte.

R, renforcement pour placer les vases destinés à recevoir le coke.

ABCD, massif carré en pierre, entourant le four en briques, ayant 50 centimètres d'épaisseur.

On procède à la carbonisation de la manière suivante : pour allumer le four, on place un bûcher devant la porte du four, et on le charge de houille par l'ouverture supérieure M, jusqu'à la naissance de la voûte. On allume le four, et la combustion est entretenue par des ouvertures pratiquées à la porte. Au bout de 3 à 4 heures, la flamme sort par l'ouverture supérieure M. A cette époque, on doit boucher en totalité ou en partie les ouvertures qui sont pratiquées à la porte ; car l'introduction d'une trop grande quantité d'air pourrait brûler en pure perte une partie du coke. On complète alors le chargement du four et on bouche exactement les ouvertures et les joints de la porte avec de l'argile. Dès que la carbonisation est opérée (ce qu'on reconnaît quand il ne se dégage plus de fumée ni de flamme), on ferme l'ouverture supérieure M par une plaque de fonte et on retire le coke par la porte P. Le défournement se fait au moyen de crochets en fer ; le coke incandescent est recueilli dans des étonnoirs en tôle épaisse que l'on ferme avec un couvercle. Quelquefois, on étend le coke sur le sol et on l'éteint par des aspersion d'eau froide. Cette manière est assez employée dans les grands établissements.

Aussitôt que le défournement est opéré et pendant que le four est encore rouge, on procède à un nouveau chargement de houille. Quand la combustion est bien établie, on ferme toutes les ouvertures pratiquées à la porte, et on conduit l'opération comme la première fois.

La durée moyenne de chaque opération est de 35 à 40 heures, si l'on défourne sans avoir étouffé; mais si l'étouffement a lieu dans le four, la carbonisation dure 10 à 12 heures de plus. D'habiles et savants industriels préfèrent cette dernière méthode; ils prétendent qu'elle donne un coke mieux carbonisé, plus complètement désulfuré et d'un meilleur emploi.

Le rendement en coke varie en poids et en volume suivant la nature des houilles, et aussi suivant qu'on opère sur de plus ou moins grandes quantités. En poids, le rendement moyen des bonnes houilles grasses de Saint-Etienne est de 60 à 62 pour 100. Généralement, un hectolitre de houille grasse produit 125 litres de coke de bonne qualité.

Deuxième procédé.

Ce procédé présente des avantages plus considérables que le premier, car il permet de recueillir les produits liquides et gazeux.

L'expérience prouve que les fours de grande dimension sont les plus convenables, car ils permettent d'opérer sur une grande masse de houille à chaque opération. La distillation y est aussi plus lente et plus uniforme, en sorte que la houille comprimée par le poids de sa propre masse donne un coke moins boursofflé et plus dense, qu'on peut employer avec avantage pour les opérations métallurgiques et le chauffage des locomotives.

Le four le plus généralement employé pour cette carbonisation est représenté pl. 4, fig. 72.

AA, intérieur du four ayant les dimensions suivantes : longueur 7 mètres; largeur 1^m.80; hauteur au milieu de la voûte 90 centimètres.

BB, portes à coulisses en fonte qu'on ouvre au moyen d'un treuil; elles servent pour le défournement du coke.

C, cheminée centrale; elle remplit deux fonctions différentes : 1^o elle sert à introduire la houille dans le four; 2^o elle livre passage aux divers produits de la distillation.

DD, cavité au-dessus de la voûte du four; elle est remplie de cendres ou de mâchefer en poudre, afin d'éviter la déperdition de la chaleur.

EE, tube horizontal en fonte qui amène le gaz et les goudrons dans un réservoir F.

G, foyer supplémentaire au moyen duquel on maintient le four à une température convenable : on alimente ce foyer avec du coke ou de la houille; les produits de la combustion parcourent toute la surface inférieure de la sole du four en

passant dans les carneaux latéraux HHH, puis redescendent dans les carneaux inclinés III pour se perdre dans une cheminée traînante.

OPÉRATION.

Chargement du fourneau et conduite de la distillation.

Lorsqu'on commence une première opération, on chauffe le four au rouge, mais dans un travail continu, cette précaution devient utile, car le four est encore très-chaud de l'opération précédente. Pour procéder à l'enfournement, on ouvre les portes à coulisses BB et on place sur l'ouverture de la cheminée centrale C un large entonnoir en tôle qui sert à introduire la houille dans le four. Celle-ci est enfournée à la pelle et on l'étend à mesure avec des râbles, de manière qu'elle forme une couche d'égale épaisseur sur la sole du four. Lorsque le chargement est terminé, on ferme les portes BB, qu'on lute avec de l'argile ; on enlève l'entonnoir placé sur la cheminée centrale C et on ferme l'ouverture de cette cheminée par un tampon que l'on serre avec des boulons.

L'appareil ainsi disposé, on règle le feu du foyer supplémentaire G, de manière que la distillation ne soit ni trop lente, ni trop rapide. Les gaz et les vapeurs passent par le tube horizontal EE, dans le réservoir F ; là, le goudron et les produits liquides se condensent ; au sortir de ce récipient, le gaz passe dans une série de vases épurateurs où il se purifie. Comme nous reviendrons ailleurs sur la préparation et l'épuration du gaz d'éclairage, nous nous abstenons d'entrer dans les détails de cette fabrication.

A mesure que l'opération avance, on diminue de plus en plus le chauffage par le foyer G ; car à cette époque, la carbonisation s'opère d'elle-même à l'aide des gaz et d'une partie du charbon brûlés dans le four. On reconnaît que la carbonisation est opérée, lorsque le tuyau EE commence à se refroidir ; il est à remarquer que ce tuyau ne se refroidit que lorsque les divers produits de la distillation ont cessé de se dégager.

DU DÉFOURNEMENT.

Pour procéder à cette opération, on enlève, au moyen d'un treuil, les portes BB, et on retire le coke du four à l'aide de râbles en fer. Mais un moyen plus économique et plus expéditif, est employé dans les grandes exploitations.

Quand la carbonisation est terminée, on introduit à l'une des ouvertures, un cadre en fer qu'on attache à une chaîne qui s'enroule sur un manège à tambour. En imprimant un mouvement de rotation au manège, le cadre avance et pousse devant lui toute la fournée; et pour faciliter le défournement, la sole du four présente une inclinaison de 25 à 30 centimètres vers la porte B'.

Le défournement opéré, on étend le coke sur un sol dallé où on l'éteint par des aspersion avec de l'eau. Il est utile de n'employer que la quantité d'eau nécessaire, parce qu'un excès de ce liquide rend le coke plus lourd et lui donne un aspect terreux. De plus, lorsque ce combustible est employé peu de temps après sa fabrication, une partie de la chaleur produite par la combustion sert à évaporer l'eau qu'il renferme.

Lorsque le coke est entièrement éteint et refroidi, on l'empile dans des magasins ou sous de vastes hangars. A Paris, où l'écoulement de ce produit se fait rapidement, on en forme des tas en plein air; ce dernier mode nous paraît défectueux et l'expérience prouve que ce combustible perd de ses propriétés en le conservant ainsi.

Quoi qu'il en soit, dès que le four est vide, on procède aussitôt à un nouveau chargement de houille et on conduit l'opération comme la première fois.

Un four ayant les dimensions que nous avons indiquées plus haut, peut carboniser 5,000 kilogrammes de houille à la fois. La durée de l'opération varie suivant la nature de la houille employée; mais elle dépasse rarement 70 heures, y compris le temps nécessaire pour le chargement et le déchargement.

Par ce procédé, qui s'identifie si heureusement avec les besoins de l'industrie, la production en coke est sensiblement la même que par la distillation dans les cornues: mais ce procédé a, sur le dernier, l'avantage très-grand de donner un coke moins boursoufflé, plus dense et d'une qualité supérieure. Ce nouveau mode de carbonisation peut donc s'appliquer, avec profit, dans les usines à gaz. Outre une production en coke égale au procédé des cornues, il donne une moyenne de 20 mètres cubes de gaz par 100 kilogrammes de houille distillée, soit 1,000 mètres cubes par chaque opération de 5,000 kilogrammes. On obtient, en outre, des quantités de goudrons et d'huiles essentielles, qui s'élèvent à 2 ou 3 pour 100 du poids de la houille. Quant aux liqueurs ammoniacales qui proviennent de cette distillation, elles constituent aussi un produit très-utile dans les arts, puis-

qu'elles servent à préparer la plus grande partie de l'ammoniaque liquide et des sels ammoniacaux qu'on trouve aujourd'hui dans le commerce.

Les emplois du coke comme combustible sont très-variés. Il est employé pour le chauffage des appartements et dans les usages domestiques. Il sert aussi pour le chauffage des locomotives ; ce combustible est encore préféré à tout autre pour les hauts-fourneaux et les opérations métallurgiques ; car, ne contenant plus de matière bitumineuse et collante, il descend de lui-même, avantage très-précieux que ne possède pas le charbon de terre.

Tourbe et charbon de tourbe.

La tourbe est le produit de la décomposition spontanée de matières végétales sous l'influence de l'eau et de l'oxygène atmosphérique. Sa composition est fort complexe, et sa pureté est plus ou moins grande suivant les localités. On la trouve dans les terralus d'alluvion les plus récents ; tantôt elle forme des amas considérables à la surface du sol ; tantôt on la trouve en couches plus ou moins épaisses au fond de certains lacs ; son extraction est alors plus longue et plus coûteuse.

L'exploitation des tourbières s'effectue donc avec plus ou moins de facilité suivant la nature des gisements. Lorsque la tourbe se rencontre à la surface du sol comme dans certains terrains marécageux, on l'enlève à la pelle ; mais lorsqu'elle forme une couche limoneuse au fond des lacs, comme en Hollande et dans quelques localités du nord de la France, il est indispensable de l'enlever à la drague. On extrait ainsi de la tourbe en bouillie que l'on met d'abord en couche de 30 à 35 centimètres sur un terrain légèrement incliné ; l'eau surabondante s'écoule. Au bout de 8 à 10 jours, la tourbe étant convenablement raffermie, des femmes ou des enfants marchent sur le tas, ayant, au lieu de chaussures, des planchettes de 12 à 15 centimètres de large sur 25 à 30 de long, attachées sous les pieds à la manière des patins. Ce piétinement, longtemps continué, donne de la compacité à la tourbe en la tassant uniformément. L'opération est terminée lorsque la tourbe est devenue assez dense pour qu'on puisse y marcher dessus avec des chaussures ordinaires sans s'y enfoncer. Alors on achève de la battre au moyen de larges battes en bois et on finit par la réduire à une épaisseur uniforme de 20 à 25 centimètres.

La tourbe ainsi préparée est ordinairement façonnée en

briques d'une forte dimension que l'on fait sécher à l'air ou au soleil. Une amélioration récemment introduite dans les grandes exploitations consiste à opérer la dessiccation des briques de tourbe fortement comprimées dans des fours chauffés de 80 à 100 degrés centigrades. La consommation du combustible pour cette opération est dans le rapport de 10 pour 100 du poids de la tourbe.

Par la dessiccation dans les fours, les briques de tourbe acquièrent une plus grande densité et éprouvent un déchet de 35 à 40 pour 100 de leur poids. Elles fournissent alors un combustible qui est réputé de qualité supérieure et dont l'emploi est très-avantageux dans l'économie domestique. Ce combustible est aussi employé dans diverses industries, notamment pour la cuisson de la chaux, dans des fours à foyer, et pour celle de la brique et des poteries communes. A poids égaux, la tourbe de bonne qualité donne autant de chaleur que le bois; et elle a, sur celui-ci, l'avantage de procurer une température plus égale et plus constante et de brûler complètement une fois allumée.

CARBONISATION DE LA TOURBE.

Les divers procédés que nous avons décrits pour la fabrication des charbons de bois et de houilles peuvent être mis en usage pour la carbonisation de la tourbe. Mais lorsqu'on veut recueillir les produits liquides et gazeux, on doit opérer en vases clos. L'appareil que nous avons décrit page 271 peut être appliqué à cette opération.

On distingue deux sortes de tourbes : les tourbes terreuses et les tourbes herbacées. Les premières, très-compactes, sont formées de végétaux presque entièrement décomposés; les autres, plus fibreuses et encore complètement herbacées, sont beaucoup plus estimées pour la distillation; elles donnent des produits plus abondants que les premières et sont généralement préférées.

Nous nous abstenons d'entrer dans les détails de l'opération, qui sont absolument les mêmes que pour la distillation du bois.

Le pouvoir calorifique du charbon de tourbe est ordinairement un peu moindre que celui du charbon de bois : par sa combustion, il produit une flamme sans fumée. Ce combustible peut être employé avec avantage dans les usages domestiques et pour diverses opérations chimiques. La densité moyenne du charbon de tourbe parfaitement carbonisé est de 250 kilogrammes par mètre cube.

PRODUITS DE LA DISTILLATION DE LA TOURBE.

M. sir R. Kane et M. Sullivan ont fait de nombreuses expériences pour déterminer la nature des divers produits de la distillation de la tourbe. Comme ces expériences ont fourni des résultats intéressants pour l'industrie, nous allons les faire connaître.

Quand on soumet la tourbe à une distillation à la chaleur rouge, c'est-à-dire assez élevée pour détruire la matière organique, on obtient trois classes de produits : du gaz, du goudron et des liquides aqueux. La proportion relative de ces produits dépend de la manière dont la distillation a été conduite. Si la cornue qui renferme la tourbe a été portée à une haute température, au rouge cerise, par exemple, ou au blanc, la décomposition a lieu avec une grande rapidité, mais les éléments de la matière organique se disposent principalement sous une forme gazeuse, c'est-à-dire qu'on produit un grand volume de gaz et comparativement peu de goudron. Le gaz qu'on obtient ainsi de la tourbe est un mélange d'hydrocarbures légers, d'une petite quantité de gaz oléifiant, d'acide carbonique et d'oxyde de carbone, indépendamment de quelques vapeurs de substances volatiles qu'on peut condenser à une très-basse température. La composition du gaz de tourbe démontre tout de suite qu'il est dépourvu de ce caractère particulier qui donne tant de prix au gaz de houille comme combustible pour l'éclairage ; ce gaz, en effet, est à peine éclairant, et quand on le compare à celui de la houille, on voit que, sous ce rapport, son pouvoir n'est pas le tiers de celui de ce dernier. Il existe toutefois des considérations qui le rendent digne d'attention sous d'autres rapports.

Pendant les quinze années qui viennent de s'écouler, on a pu se convaincre que le gaz pouvait être appliqué avantageusement à un grand nombre d'opérations dans les arts, pourvu qu'on pût l'obtenir à un prix suffisamment modéré. On citera, entre autres, les tentatives qui ont été faites avec succès pour utiliser les gaz qui s'échappent des hauts-fourneaux. Indépendamment de cela, on convient généralement, aujourd'hui, que si le gaz pouvait être employé économiquement dans l'industrie, comme moyen de chauffage, la commodité de son application, sa propreté, sa facile distribution ne tarderaient pas à rendre son adoption universelle. Or, le gaz de tourbe est plus propre à cette application que celui de houille, car il est moins carburé, produit une plus haute

température en brûlant, et est par conséquent plus puissant et plus économique comme source de chaleur. 1,000 kilogrammes de tourbe séchée à l'air fournissent, en moyenne, 390 mètres cubes de gaz, à peu près moitié en sus de ce que fournit la houille de qualité moyenne. Ce gaz est propre à toutes les applications qui n'ont pour but que le chauffage, et comme il ne contient pas ou contient très-peu de soufre, on pourra s'en servir dans les opérations métallurgiques où un pareil agent peut être applicable.

On a dit plus haut qu'une haute température, dans la distillation de la tourbe, favorise la génération des gaz aux dépens des hydrocarbures liquides ou des matières goudroneuses qui, autrement, se produiraient. En donnant une attention particulière à ce point, on peut beaucoup augmenter comparativement ces dernières. On y parvient en réglant avec soin la température, qui doit être tenue aussi basse que la chose est possible; tout en décomposant la matière organique. Quand la tourbe est ainsi distillée, qu'on commence au rouge naissant et qu'on élève graduellement et légèrement la température à mesure que l'opération avance, le goudron, indépendamment d'une certaine quantité d'huiles volatiles et fixes, renferme la substance remarquable à laquelle on a donné le nom de paraffine, substance qui est particulièrement le produit d'une basse température, car si celle-ci s'élève beaucoup pendant la distillation, le caractère du goudron change et il ne fournit plus que très-peu de paraffine. La distillation de 1,000 kilogrammes de tourbe donne de 9 à 10 litres d'huile volatile propre à l'éclairage, 4 litres d'une huile fixe propre à graisser les machines, et environ 1 kilog. 350 grammes de paraffine. Toutes ces matières s'extraient du goudron, et il est évident que la quantité et la qualité de cette substance méritent une sérieuse attention sous le rapport des profits qu'elle peut donner, puisque si la tourbe est distillée convenablement, le goudron qu'en on extrait peut fournir divers produits ayant une grande valeur commerciale.

Parmi ces produits, la paraffine mérite bien de nous arrêter un instant, car, indépendamment de son extraction de la tourbe, on fait actuellement des efforts pour l'obtenir en abondance en l'empruntant à d'autres sources.

La paraffine a été découverte par M. Reichenbach dans le goudron de bois. On l'obtient aussi de la houille par une distillation ménagée, mais c'est surtout du goudron de bois, de la tourbe et des schistes qu'on l'extrait. Quant à ses propriétés chimiques, on sait qu'elle est singulièrement inerte,

qu'elle ne possède aucune affinité, et par conséquent est incapable d'exercer une action et d'entrer en combinaison chimique. Sous le rapport physique, la paraffine est une matière concrète, onctueuse et ressemblant au blanc de baleine, qu'elle remplacera peut-être, et comme lui, facile à mettre en fusion et à couler dans des moules, mais en différant, en ce qu'on peut la distiller sans qu'elle éprouve de changement physique, propriété qui la distingue des huiles animales et végétales qui ne peuvent être distillées sans se convertir en produits empyreumatiques, totalement différents de l'huile normale. La paraffine pouvant ainsi être distillée sans perdre son caractère essentiel, on peut, par ce moyen, la purifier jusqu'à un certain point, quoique le système de purification qu'on emploie en grand ne soit pas la distillation, mais soit fondé sur la circonstance que la paraffine est indifférente à l'action de tous les agents chimiques.

Pour obtenir la paraffine, le goudron qu'on recueille de la tourbe est soumis à une nouvelle distillation et fournit alors une certaine quantité d'un liquide oléagineux, et enfin de la paraffine qui distille après ce liquide et à une température beaucoup plus élevée. La paraffine se solidifie en se refroidissant en une masse qui renferme encore une grande quantité de l'huile la plus fine. On enlève une partie de cette huile en la laissant égoutter de cette paraffine, qu'on soumet enfin à une pression énergique pour en faire sortir toute la portion de cette huile qui peut être extraite par voie mécanique.

Ces moyens sont toutefois insuffisants pour enlever quelques portions d'huile ou de matières goudronneuses disséminées dans la masse de la paraffine, qui adhèrent avec ténacité à ses molécules, et qu'on ne peut lui enlever que par les agents chimiques. On a déjà fait remarquer que le caractère métallurgique de cette substance rend comparativement cette opération facile, et rien n'est plus facile que de trouver un agent chimique qui agisse énergiquement sur le goudron et l'huile et qui laisse la paraffine intacte. On fait choix pour cela de l'acide sulfurique concentré, et après avoir été soumise à l'action de cet acide à une température de 60 à 80 degrés, cette paraffine vient former à la surface une couche huileuse qui se solidifie par le refroidissement. On achève de la purifier en la dissolvant dans du sulfure de carbone; aussitôt que l'incorporation est complète, on coule dans des moules, et quand le mélange est refroidi, on l'introduit dans des sacs qu'on soumet à l'action de la presse hydraulique. Pour éliminer complètement la paraffine des moindres traces

de sulfure de carbone qu'elle peut encore retenir après la pression, on la fait fondre dans une cuve chauffée à la vapeur simple ou surchauffée, et on la maintient à l'état de fusion, jusqu'à ce que l'eau qui provient de la condensation et les diverses impuretés se soient précipitées. On décante alors la paraffine et on la traite par le noir animal, et enfin on la filtre pour l'amener au plus haut degré possible de pureté. Ce mode de purification par le sulfure de carbone a été découvert par M. Alcan, qui l'a appliqué avec avantage au raffinage de toutes les espèces de paraffines.

Ainsi purifiée, la paraffine ressemble au blanc de baleine de première qualité; elle brûle avec une flamme brillante sans fumée; on en fait des bougies d'un très-bel aspect et de très-bonne qualité.

La portion aqueuse de la distillation s'élève à environ 30 pour 100 du poids de cette substance; c'est-à-dire que 1000 kilogrammes de tourbe sèche en fournissent 3 hectolitres. Cette quantité de liquide donne 2 kilog. 500 grammes d'ammoniaque qui, quand elle a été saturée et combinée avec l'acide sulfurique, produit 12 kilogrammes de sulfate d'ammoniaque. Enfin, indépendamment de l'ammoniaque, le même liquide aqueux renferme de l'acide pyroligneux et de l'esprit de bois qu'on peut en extraire par des procédés aussi simples que faciles.

Toutes ces substances, qui ont une grande importance et sont recherchées dans plusieurs branches d'industrie, méritent d'être prises en considération dans les calculs des profits de la distillation de la tourbe.

Noir ou charbon de schiste.

Ce noir s'obtient par la carbonisation des schistes en vases clos, mais toutes les espèces ne sont pas également propres à cette fabrication; on préfère généralement les schistes bitumineux légers et principalement le *bog-head* ou schiste d'Ecosse.

Dans l'industrie, on distille ces schistes dans de grandes cornues en fonte chauffées dans des fourneaux à double voûte. Par cette distillation, on obtient des huiles essentielles propres à l'éclairage, du gaz, et comme résidu de l'opération, une matière charbonneuse à laquelle on a donné le nom de noir ou de charbon de schiste.

Les schistes bitumineux fournissent, par une distillation lente et ménagée, 38 à 40 pour 100 de leur poids, d'huile brute d'une densité moyenne de 850 grammes au litre. Le

charbon qui constitue le résidu de l'opération représente dans un travail en grand à peu près la moitié du poids du schiste distillé. Au sortir des cornues, il est recueilli dans des étouffoirs en tôle où il s'éteint promptement à l'abri du contact de l'air; il est alors en fragments légers et poreux, se réduisant facilement en poudre par la trituration.

Le charbon provenant de la distillation des schistes bitumineux d'Ecosse renferme, d'après nos analyses, de 28 à 30 pour 100 de carbone et 68 à 70 de silicate d'alumine mélangé à de faibles proportions de potasse, de chaux, de magnésium et de sulfure de fer.

Les propriétés décolorantes de ce charbon sont des plus énergiques, mais comme il contient une faible quantité de protosulfure de fer, on n'a pas pu l'appliquer au raffinage du sucre; mais on l'a appliqué tout récemment à la décoloration et à l'épuration des huiles végétales, et il paraît que les expériences qui ont été faites à cet égard, ont fourni les résultats les plus satisfaisants. Ce même charbon a été aussi appliqué à la peinture; il se combine parfaitement avec les huiles siccatives et donne un noir très-intense et très-beau, et qui est en même temps très-économique.

Enfin, ce charbon produit, par sa combustion lente et spontanée à l'air libre, jusqu'à la destruction complète de toute matière organique, 68 à 70 pour 100 de son poids d'alumine et de silice qu'on peut employer avec avantage pour le nettoyage et le polissage des métaux; nous avons préparé avec cette terre du sulfate d'alumine et de l'alun commercial dans un grand état de pureté.

Comme le charbon de schiste n'est qu'un produit très-secondaire de la fabrication des huiles de schistes; nous renvoyons, pour sa préparation, au quatrième volume de cet ouvrage, dans lequel nous traitons d'une manière très-complète et très-étendue de la fabrication des huiles de schistes et des produits si divers qui en dérivent.

Charbon de bois.

Les matières organiques d'origine végétale sont formées de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et quelquefois d'azote. Lorsqu'on chauffe ces matières en vases clos à une haute température, elles se décomposent; l'oxygène, l'hydrogène, l'azote et une partie du carbone se dégagent à l'état de combinaison, et il reste comme résidu de l'opération, une matière noire, poreuse et brillante; cette matière est du charbon.

C'est sur ce principe que repose la fabrication industrielle

du charbon ; les différentes espèces de bois produisent des quantités très-variables de charbon : non-seulement ces quantités varient suivant la nature et l'âge du bois, son état hygrométrique et la température plus ou moins élevée à laquelle on en opère la carbonisation, mais aussi et surtout suivant la mode de carbonisation qu'on emploie, comme nous le verrons bientôt.

Généralement, les bois durs et denses fournissent les charbons les plus compactes et les plus lourds. Les mêmes bois donnent à poids égaux, et en opérant la carbonisation dans des conditions identiques, une plus grande quantité de charbon que les bois légers et tendres. La densité des bois peut donc servir à déterminer, par approximation, les quantités de charbon en poids que l'on peut obtenir de chaque espèce ; c'est dans ce but que nous croyons utile de reproduire le tableau suivant, dû à M. Brisson, et dans lequel ce savant fait connaître la densité des principales espèces de bois.

BOIS.	DENSITÉ.	BOIS.	DENSITÉ.
Grenadier.	1.35	Aulne, if d'Espa-	
Gayac.	1.33	gne.	0.80
Bois de Hollande.	1.32	Pommier.	0.79
Chêne de 60 ans		If de Hollande,	
(le cœur).	1.17	pommier.	0.78
Oranger, cognas-		Érable, cerisier. .	0.75
sier.	0.70	Tilleul, noisetier.	0.60
Orme, noyer. . . .	0.67	Saule.	0.58
Poirier.	0.66	Thuya.	0.56
Cyprés d'Espa-		Sapin mâle.	0.55
gne.	0.64	Sapin femelle. . .	0.47
Néflier, olivier. .	0.94	Peuplier.	0.38
Bois de France. .	0.91	Peuplier blanc	
Mûrier d'Espagne	0.89	d'Espagne.	0.32
Hêtre.	0.85	Liège.	0.24
Frêne (le tronc).	0.84		

On voit, par ce tableau, combien sont grandes les différences que présentent les bois sous le rapport de la densité ; cependant ces différences sont plus apparentes que réelles, car elles tiennent essentiellement à la porosité plus ou moins

grande du bois, comme l'a très-bien démontré M. Violette. Ce savant chimiste a prouvé avec une complète évidence que tous les bois réduits en poudre impalpable ont sous le même volume, une densité à peu près égale, y compris le liège même. M. Violette a consigné les résultats de ses expériences comparatives dans un tableau intéressant que nous plaçons sous les yeux du lecteur.

Espèces.	Densité.
Bois de fer.	1.515
Chêne.	1.510
Bourdaine.	1.520
Peuplier.	1.510
Liège.	1.300

Le liège en poudre présente une densité moins grande que celle des autres bois ; d'après M. Violette, cette différence est due à des circonstances particulières qui n'infirment nullement l'exactitude de ses remarques.

Le bois que l'on carbonise ne doit être ni trop humide, ni trop sec ; l'opération réussit moins bien dans les deux cas. On n'emploie ordinairement que le bois qui a une année de coupe : il renferme en moyenne pour 100 parties en poids :

Carbone.	38
Oxygène.	32
Hydrogène.	4
Cendres.	1.5
Eau hygrométrique.	24.5
	<hr/>
	100.0

L'oxygène et l'hydrogène libres existent dans les proportions nécessaires pour former de l'eau.

FABRICATION DU CHARBON DE BOIS.

Dans l'industrie, on obtient ce charbon par deux procédés différents : 1^o par la carbonisation en meules ; c'est le procédé généralement employé dans les forêts ; 2^o par la distillation. Ce procédé d'invention plus récente permet de recueillir les produits liquides et gazeux. Il est spécialement employé dans les fabriques d'acide acétique.

Premier procédé.

Ce procédé est connu depuis très-longtemps sous le nom

de carbonisation en meules. C'est le seul qui soit encore généralement employé dans les forêts. Voici comment on procède : on commence par disposer un terrain bien uni et bien sec, sur lequel on trace au cordeau la circonférence que doit avoir la meule à laquelle on donne ordinairement de 4 à 5 mètres de diamètre. Au centre de l'aire, on dispose verticalement trois ou quatre grosses bûches qui forment un cône tronqué dont la base repose sur le sol. L'espace compris entre les bûches est de 20 à 30 centimètres ; il fait l'office de cheminée. On dispose tout autour de cette cheminée et dans la circonférence de la meule, de nouvelles bûches qu'on place successivement les unes au-dessus des autres, en ayant soin de placer du poussier de charbon entre les interstices qu'elles laissent entre elles. Cela fait, on termine la meule par des branchages et on recouvre ensuite le tout avec un mélange d'argile et de gazon qu'on laisse sécher pendant plusieurs jours.

La meule étant ainsi établie, on allume le feu en jetant dans l'ouverture centrale qui fait l'office de cheminée, quelques charbons allumés et des copeaux de bois très-secs. On réitère ainsi les charges de combustible pendant quelques heures ; lorsque le feu s'est communiqué aux parties avoisinantes, la fumée et la flamme sortent par l'orifice de la cheminée. On couvre alors cet orifice avec un mélange d'argile et de gazon, et pour obtenir une carbonisation progressive et complète de la masse, on change la direction de la flamme. Pour cela, on pratique sur le pourtour de la meule, dans la région supérieure, des ouvertures convenables qui font l'office d'autant de petites cheminées. Il en sort d'abord des fumées épaisses et d'une odeur empyreumatique provenant des gaz qui se produisent pendant la carbonisation ; on remarque qu'au bout de quelque temps ces fumées sont moins abondantes et deviennent de plus en plus transparentes et lumineuses. Cet indice indique que la carbonisation du bois est opérée dans la partie supérieure de la meule. On ferme ces ouvertures et on en pratique d'autres à un niveau plus bas ; comme dans les premières, il en sort d'abord des fumées épaisses qui se raréfient à mesure que la combustion avance ; enfin on ferme ces ouvertures pour en ouvrir d'autres plus bas et l'on continue ainsi jusqu'à la base même de la meule. (Voir pl. 4, fig. 73.)

On reconnaît que la carbonisation est opérée quand la masse est incandescente et que l'émission de la fumée et des gaz a cessé. On recouvre alors toute la superficie de la meule d'une couche épaisse d'argile qu'on renouvelle plu-

sieurs fois de suite. On empêche ainsi l'air extérieur d'arriver dans l'intérieur de la meule ; sans cette précaution, une grande partie du charbon se réduirait en cendres.

Lorsque le feu est entièrement éteint, on enlève la couche d'argile calcinée qui recouvre la superficie de la meule ; on étend ensuite tout le charbon sur le sol au moyen de râbles en fer ; et lorsqu'il est complètement refroidi, on le porte dans les magasins.

Tel est, à quelques modifications près, le procédé généralement employé dans les forêts pour la fabrication du charbon de bois. La durée de l'opération varie de 4 à 8 jours, suivant l'importance des meules et la manière dont le feu est conduit. Par ce procédé, la carbonisation s'opère de haut en bas ; on a remarqué que le charbon était moins brisé que lorsque la combustion se fait de bas en haut, comme cela se pratique encore dans quelques pays.

On retire en moyenne de 16 à 18 de charbon pour 100 de bois en poids. Il est facile de voir qu'on est loin d'atteindre le résultat que la théorie indique. Le bois, terme moyen, contient de 35 à 38 pour 100 de charbon, mais dans la pratique, on ne retire guère que la moitié de cette quantité. Cette perte énorme, résulte, du moins en partie, du peu de soin qu'on apporte à la carbonisation, en sorte qu'une portion souvent considérable de charbon est brûlée par l'air. Elle est due aussi à la formation inévitable de plusieurs produits carbonés volatils et principalement au mode de carbonisation employé.

Diverses modifications ont été successivement proposées pour améliorer la fabrication du charbon en meules. On a d'abord proposé d'opérer la combustion dans des fosses creusées dans le sol. Les bûches sont disposées perpendiculairement dans ces fosses, et lorsqu'elles sont remplies de bois, on les couvre avec des plaques de tôle qu'on lute exactement. Deux canaux A et B verticaux, partant du niveau du sol, pénètrent jusqu'au fond de chaque fosse. L'un sert à allumer la meule et l'autre à donner issue à la fumée et aux divers produits gazeux qui se forment. On obtient ainsi une carbonisation lente et continue à l'abri des courants d'air. La production en charbon est de 20 à 22 pour 100 du poids du bois. (Voir pl. 4, fig. 74.)

Enfin, M. Brune a obtenu des résultats très-avantageux, et confirmés par de nombreuses expériences comparatives en apportant dans la construction des meules les modifications suivantes :

On creuse dans un terrain ferme et sec une fosse de 50 à 60

centimètres de profondeur à laquelle on donne 5 à 6 mètres de diamètre. On y dispose de distance en distance des supports en maçonnerie, sur lesquels on place des barres de fer qui traversent la fosse dans toute sa largeur. On établit sur ces barres un plancher en feuilles de tôle épaisses ou mieux en fonte. On lute ensuite les joints avec un mélange d'argile et de sable. Des ouvertures convenables permettent l'introduction de l'air et servent en même temps de cheminées. (Voir pl. 4, fig. 75.)

Tout étant ainsi disposé, on construit la meule au-dessus de ces plaques; et à mesure qu'elle s'élève, on garnit exactement de poussier de charbon l'intervalle qui existe entre les bûches. Lorsque la meule est achevée, on la recouvre d'une couche épaisse d'argile et de gazon qu'on laisse sécher pendant quelques jours.

Pour opérer la carbonisation, on allume le feu dans la fosse au-dessous des plaques de fonte; on brûle des copeaux très-secs ou des fagots; on renouvelle les charges de combustible jusqu'à ce que les plaques soient devenues rouges, ce qui a lieu en une ou deux heures. La meule est alors en combustion, et il n'est plus nécessaire d'alimenter le feu de la fosse. Pour activer la carbonisation, on pratique des ouvertures autour de la meule et on conduit l'opération comme nous l'avons indiqué précédemment.

Le charbon obtenu par ce procédé est d'une excellente qualité. Des expériences récentes ont prouvé que l'emploi du poussier de charbon dans la construction des meules augmente d'une manière sensible la quantité et la qualité des produits: on obtient par ce procédé de 24 à 28 de charbon pour 100 de bois en poids; ce dernier chiffre paraît être le maximum de produit qu'on peut obtenir par la carbonisation en meules à l'air libre.

CARBONISATION DU BOIS EN VASES CLOS.

On prépare aujourd'hui une grande quantité de charbon par la carbonisation en vases clos. Ce procédé a même cela de particulier et d'avantageux qu'il permet de recueillir les divers produits liquides et gazeux qui se forment par la distillation du bois. Parmi ces produits, le plus important est sans contredit l'acide pyroligneux ou acide acétique brut. Comme la fabrication de cet acide constitue à elle seule une branche d'industrie considérable, nous la traiterons séparément et avec les détails les plus étendus dans la quatrième partie de cet ouvrage. Nous nous bornerons, quant à présent,

à décrire le procédé de carbonisation du bois par distillation en vase clos.

L'appareil perfectionné employé pour cette distillation est représenté pl. 4, fig. 76.

Il se compose d'une chaudière en fonte A, d'une capacité moyenne de 3 mètres cubes environ. Elle est munie à sa partie supérieure d'un couvercle de tôle BB que l'on fixe dans ses bords au moyen de boulons en fer. Une large ouverture C, pratiquée dans le couvercle, sert à introduire le bois dans la chaudière. Celle-ci est placée dans un fourneau en briques muni d'une grille D que l'on charge de combustible par la porte E. La flamme du combustible s'élève en circulant tout autour de la chaudière A, passe dans les carneaux FF et se perd ensuite dans une cheminée d'appel.

La partie supérieure latérale de la chaudière est percée d'un trou, dans lequel s'adapte, au moyen de boulons, un gros tuyau en tôle G qui amène les produits liquides et gazeux de la distillation dans un vaste serpentín de condensation HHHH; ce serpentín se compose de quatre tuyaux horizontaux placés les uns au-dessus des autres, réunis par des coudes *iiii* et enveloppés de manchons en tôle dans lesquels circule un courant d'eau froide qui se renouvelle continuellement. L'eau froide arrive d'un réservoir supérieur et se rend par le tube KL dans le manchon inférieur, puis passe successivement dans les autres manchons par les tubes verticaux *m m m*, et s'écoule enfin presque bouillante par l'orifice du tube recourbé N. Les réservoirs R et Q servent à recevoir les produits liquides de la distillation.

DISTILLATION.

L'appareil étant disposé comme nous venons d'exposer, voici la manière de procéder à la distillation : On divise le bois en petites bûchettes de 10 à 12 centimètres de circonférence sur 1 mètre environ de longueur, et on les introduit dans la chaudière par l'ouverture C pratiquée dans le couvercle. Lorsque la charge est complète, on bouche exactement l'ouverture C et on allume le feu au fourneau ; on chauffe d'abord modérément ; bientôt la chaleur du foyer se transmet dans la masse ; il se dégage d'abord des gaz qui se rendent dans le réservoir O, d'où ils s'écoulent par le tuyau P dans le foyer où ils s'enflamment. Au bout de quelque temps, les produits liquides (acide acétique impur et goudron) commencent à distiller ; ils sont recueillis à leur sortie du serpentín dans les réservoirs R, Q. Pendant toute la durée de

l'opération, on fait circuler un courant d'eau froide dans les manchons qui entourent les hélices du serpentin. On obtient ainsi une condensation parfaite de tous les produits liquides.

Lorsque la distillation est bien établie, la chaleur produite par la combustion des gaz provenant de la carbonisation du bois est presque suffisante pour l'achever. La durée moyenne de l'opération est de 5 à 6 heures ; on reconnaît qu'elle est terminée lorsque les produits liquides cessent d'arriver dans les réservoirs R, O, et que le tuyau G commence à se refroidir.

L'opération terminée, on laisse refroidir l'appareil pendant quelques heures et on retire le charbon par une large ouverture latérale pratiquée au bas de la chaudière. Comme le charbon est encore incandescent, on le reçoit dans des étouffoirs en forte tôle où on le laisse refroidir.

Dans les grands établissements, on procède d'une manière plus expéditive et partant plus économique. Aussitôt que la carbonisation est opérée, on retire la chaudière de son fourneau au moyen d'une grue, et on la remplace immédiatement par une autre qu'on a préalablement remplie de bois ; en opérant ainsi, les opérations se succèdent sans interruption.

Comme nous n'avons à nous occuper ici que de la production du charbon, nous négligerons de parler des produits liquides et gazeux de la distillation. Ainsi que nous l'avons dit au commencement, nous reviendrons ailleurs sur les procédés employés pour transformer l'acide pyroligneux en acide acétique raffiné. Par la même raison, nous nous abstenons de parler des produits gazeux.

Nous croyons devoir consigner ici les résultats d'expériences que nous avons faites en 1856 sur la distillation des sapins résineux des landes de Bordeaux. Ces bois avaient un an ou 15 mois de coupe ; ils provenaient d'arbres jeunes et vigoureux, très-riches en essences et en principes résineux. La distillation a été opérée dans un appareil semblable à celui que nous avons décrit ci-dessus. Nous donnons ici un tableau analytique des divers produits que nous avons recueillis de dix opérations successives pour lesquelles nous avons employé 4,000 kilog. de bois. La durée moyenne de chaque opération a été de 6 heures environ.

Tableau présentant les divers produits de la distillation de 4,000 kilogrammes de bois de sapin résineux.

N ^o d'ordre des distillations.	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Poids du bois distillé.	400	400	400	400	400	400	400	400	400	400
Durée de chaque opération.	h. 6	6	6	6	6	6	6	6	6	6
Poids du charbon obtenu.	112	118	114	119	121	116	115	118	124	114
Poids de l'acide acétique brut.	218	214	223	215	209	212	204	216	219	208
Poids du goudron et des essences.	40	39	41	44	41	38	45	34	41	42
Gaz et pertes.	30	29	22	22	29	34	34	32	16	35
Pour balance.	400	400	400	400	400	400	400	400	400	400

Le tableau ci-dessus présente pour chaque opération des variations dans la quantité des produits obtenus; mais quelque soin qu'on prenne, ces variations sont inévitables; aussi, c'est de l'ensemble de toutes les opérations que nous avons déduit la moyenne proportionnelle des divers produits et qui, pour 4,000 kilogrammes de bois, peuvent se résumer ainsi :

PRODUITS OBTENUS.

Charbon.	1,171 kilog.	Pour 100 de bois,	29 ^{kil.} 250
Acide acétique brut à 5° Baumé (1).	2,138	—	53 450
Goudrons et essences (2).	406	—	10 150
Gaz et pertes.	285	—	7 150
Balance.	4,000	—	100 000

(1) L'acide acétique brut renferme une grande quantité de goudron qu'on peut en séparer par la distillation : il ne marque plus alors que 1 degré au lieu de 5.

(2) Le goudron brut, provenant de cette distillation, contient 1 dixième environ d'essence à 22 degrés Baumé, qu'on peut facilement en séparer par une distillation ménagée. Il reste pour résidu de l'opération un brai sec qui représente les 8 dixièmes du poids du goudron.

Si nous avons un parallèle à établir entre le procédé de carbonisation en meule et celui en vase clos, il nous serait facile de démontrer que le dernier est infiniment plus avantageux. Indépendamment d'une plus grande célérité dans l'opération, il produit une plus grande quantité de charbon, et il permet en outre de recueillir les divers produits de la distillation. Cependant jusqu'à présent, le premier procédé a généralement prévalu dans les forêts; nous ferons encore remarquer une fois qu'on peut augmenter la quantité de charbon qu'on en retire en garnissant l'intervalle des bûches avec du poussier de charbon qu'on a toujours en grande quantité dans les charbonneries.

Le charbon obtenu par la carbonisation en meules est généralement préféré: il a, dit-on, un pouvoir calorifique plus grand que celui obtenu par la carbonisation en vase clos. Nous n'avons pas à nous prononcer à cet égard; nous pouvons néanmoins affirmer que les masses considérables de charbon qu'on fabrique journellement dans les fabriques d'acide acétique des environs de Paris, trouvent des débouchés sûrs et rapides, soit dans diverses branches d'industrie, soit dans l'économie domestique.

Un mètre cube de charbon de bois dur pèse en moyenne 220 kilogrammes, soit 22 kilogrammes par hectolitre. A volumes égaux, les charbons durs et compactes donnent plus de chaleur que les charbons de bois tendre, mais à poids égaux, les effets calorifiques sont sensiblement les mêmes. Tous les charbons du commerce renferment une quantité d'eau variable, mais qui se trouve, terme moyen, de 10 pour 100.

Nota. — On sait que le charbon s'enflamme quelquefois spontanément; on sait aussi que le charbon obtenu par la calcination en vase clos s'enflamme plus facilement que celui qui a été préparé par la carbonisation en meules. Pour se prémunir contre les dangers que présentent ces inflammations spontanées, le gouvernement a fait faire, à diverses époques, de nombreuses recherches sur ce sujet dans les fabriques de poudre. Quelques chimistes les expliquent en admettant qu'une certaine quantité de potassium contenu dans les végétaux est régénéré pendant la carbonisation et qu'il s'enflamme; d'autres admettent que ces inflammations sont dues à l'absorption par le charbon d'une grande quantité de calorique libre. Quoi qu'il en soit, les deux conditions essentielles à observer sont: 1° d'exposer à l'air libre le charbon récemment fabriqué et de l'y laisser jusqu'à ce qu'il

soit entièrement refroidi ; 2^o d'éviter autant que possible de l'accumuler en masses considérables, car dans ce cas, les chances d'incendies deviennent plus grandes. On a également remarqué que le charbon en morceaux s'enflamme bien plus difficilement que le charbon en poudre.

USAGES OU APPLICATIONS.

Parmi les nombreuses applications des diverses variétés de charbon de bois, la plus importante est son emploi comme combustible. Considéré chimiquement, le charbon possède des propriétés très-remarquables dont on a tiré un parti utile dans les arts. Si l'on agite pendant quelques minutes du vin rouge avec 1/20 de son poids de charbon en poudre, il se décolore complètement et passe incolore à la filtration. Le charbon possède aussi la propriété d'absorber les gaz putrides avec lesquels on le met en contact. Si l'on prend, par exemple, de l'eau croupie et qu'on l'agite avec du charbon en poudre, elle perd toute odeur étrangère après un contact de quelques minutes. C'est sur cette propriété que nous avons déjà constatée, qu'est fondé l'emploi du charbon pour purifier l'eau des matières gazeuses putrides qu'elle peut tenir en dissolution (voir la page 49). Enfin, le charbon est encore employé soit pour garnir le pied des paratonnerres, soit pour opérer la réduction d'un grand nombre d'oxydes métalliques, soit pour décomposer les sulfates. C'est par la décomposition du sulfate de soude par le charbon et le carbonate de chaux qu'on prépare la soude artificielle.

Fabrication du charbon de Paris, ou charbon végétal moulé.

Un manufacturier distingué, dont les grandes vues industrielles sont depuis longtemps connues, M. Popelin-Ducarre, a créé, sous le nom de charbon de Paris, une nouvelle branche d'industrie qui prend chaque jour une plus grande extension.

On désigne sous le nom de charbon de Paris, un charbon végétal moulé résultant de l'agglomération de diverses variétés de charbons pulvérulents auxquels on a donné une grande adhérence au moyen d'une substance agglutinative riche en carbone. Le goudron provenant des usines à gaz est une des matières qui remplissent le mieux les conditions qu'on se propose d'atteindre dans cette fabrication. Car non-seulement il forme avec les charbons végétaux une pâte

homogène, très-épaisse, mais il produit lui-même, par sa carbonisation avec ces matières, 30 pour 100 de son poids de charbon très-pur qui reste interposé dans la masse. Il fournit en outre des carbures d'hydrogène volatils combustibles qu'on utilise très-avantageusement pour opérer la carbonisation du charbon moulé.

La fabrication en grand du charbon de Paris comporte plusieurs opérations successives qui peuvent se résumer de la manière suivante :

- 1^o La carbonisation des matières végétales.
- 2^o Le broyage ou pulvérisation du charbon.
- 3^o Le mélange du charbon en poudre avec le goudron.
- 4^o Le moulage de la matière en cylindres présentant les formes ordinaires du charbon.
- 5^o Le séchage du charbon moulé.
- 6^o La carbonisation dans un four des cylindres de charbon.

Pour expliquer convenablement cette fabrication, nous décrirons séparément chaque opération dans l'ordre indiqué ci-dessus.

CARBONISATION.

Les diverses espèces de charbon végétal qu'on trouve dans le commerce pourraient être employées pour cette fabrication; on pourrait également opérer la carbonisation du bois dans l'appareil que nous avons décrit page 271 pour la préparation du charbon en vases-clos. Mais M. Popelin-Ducarre trouve plus avantageux de préparer directement le charbon qu'il emploie avec des menus bois ou brindilles provenant des exploitations forestières et dont il opère la carbonisation dans un four spécial, dont la planche 5, figures 77 et 78, donne les différentes coupes.

Ce four, construit intérieurement en briques réfractaires, est enveloppé d'une épaisse maçonnerie en moellons AA. Ses dimensions intérieures sont ordinairement les suivantes : hauteur 2^m.50; largeur 2 mètres; longueur 2 mètres à 2^m.50. A la partie supérieure de la voûte, se trouve une ouverture B, de 1^m.30 de long sur 80 centimètres de large; elle est munie d'un cadre en fonte sur lequel s'adapte un registre en fonte C qui permet de fermer à volonté l'ouverture B. A la partie inférieure est une porte D de 1 mètre de large sur

60 centimètres de hauteur ; elle sert au défournement du charbon.

Les instruments accessoires de ce four sont : des râbles en fer ; des étouffoirs en forte tôle ; des arrosoirs pour arroser le charbon et quelques crochets en fer.

Voici maintenant la manière de procéder à la carbonisation : on introduit dans le four E, par l'ouverture supérieure B, des brindilles ou des copeaux de bois très-secs sur lesquels on jette une ou deux pelletées de charbons allumés. Lorsque la masse est incandescente, on charge le four avec 25 bourrées du poids de 10 kilogrammes chaque et on lute exactement la porte du bas. Bientôt il se produit une épaisse fumée, mais au bout de quelques heures elle diminue d'intensité ; on ajoute alors 5 nouvelles bourrées et l'on continue ainsi d'heure en heure jusqu'à ce que l'on en ait employé 50. Lorsque la carbonisation est terminée, ce qu'on reconnaît quand la fumée devient transparente et lumineuse, on ferme l'ouverture supérieure B, dont on lute le couvercle avec de l'argile détrempée. On ouvre la porte du four et l'on retire avec un râble en fer le charbon incandescent que l'on fait tomber à mesure dans un étouffoir que l'on ferme ensuite exactement.

Le défournement étant opéré, on recommence immédiatement une nouvelle carbonisation. On charge le four par 5 bourrées à la fois qu'on ajoute d'heure en heure ; comme le four est incandescent, il n'est pas besoin d'ajouter de braise allumée ; chaque fournée dure 7 à 8 heures ; on peut donc en faire trois en 24 heures. En admettant qu'on ait employé 50 bourrées à chaque opération, ou 150 pour les trois, on a un poids total de 1,500 kilogrammes de bois, dont on retire en moyenne 450 kilogrammes de charbon, soit un rendement de 30 pour 100.

Ce nouveau procédé de carbonisation est très-économique ; il peut s'appliquer à toutes les substances ligneuses en général ; les brindilles sèches des forêts, les écorces de pin, la tannée, produisent par leur carbonisation dans ce four, une matière charbonneuse qui peut s'employer avec avantage pour la fabrication du charbon de Paris.

PULVÉRISATION.

Le charbon obtenu présente la même structure du bois qui l'a produit. Pour l'obtenir à l'état pulvérulent, on le mouille d'abord avec 10 pour 100 de son poids d'eau,

et on le pulvérise dans de vastes mortiers en fonte dont les pilons sont mus par un moteur quelconque. Mais cette opération peut s'effectuer plus économiquement en faisant passer le charbon entre des cylindres cannelés en fonte et tournant en sens contraire avec une vitesse inégale. On termine la pulvérisation entre des cylindres également en fonte, mais à surfaces unies. On passe ensuite la poudre à travers des cribles métalliques à mailles fines, afin d'en séparer les fragments de charbon qui auraient échappé à la pulvérisation.

MÉLANGE.

Cette opération, qui est la plus importante, a pour but de mélanger intimement la poudre de charbon avec le goudron. Les proportions respectives de ces deux substances doivent être telles qu'elles puissent produire par leur mélange une pâte d'une consistance assez ferme pour pouvoir être moulée. L'expérience a prouvé que les proportions suivantes sont les plus convenables à employer :

Charbon en poudre.	650 kilogr.
Goudron épais des usines à gaz.	350
	1,000

Le moulin employé pour opérer le mélange des matières est représenté planche 5, figure 79. Il se compose de deux meules coniques et cannelées en fonte AA. Elles reposent sur une plate-forme ou auge circulaire également en fonte, supportée sur un massif en maçonnerie BB. Chaque meule est traversée par un axe en fer CC, qui emboîte d'un côté dans l'arbre vertical en fonte D. Cet arbre se termine par un engrenage conique E, au moyen duquel on met les meules en mouvement.

Voici maintenant la manière d'opérer : on étend sur l'auge 100 kilogrammes de charbon en poudre et on ajoute ensuite 35 kilogrammes de goudron. On fait marcher les meules qui mélangent les matières de manière à produire une pâte homogène très-épaisse. Pendant la trituration, une charrue attachée derrière une des meules renouvelle continuellement les points de contact de la matière. Après trois quarts-d'heure ou une heure de trituration, le mélange est exact ; on lève une porte en fonte placée sur le fond de l'auge, et sans arrêter les meules, on abaisse un râcloir qui ramasse la matière et la

fait tomber dans un récipient F. On recommence alors une nouvelle trituration, et ainsi de suite.

MOULAGE.

La machine dont on fait usage pour mouler la pâte charbonneuse en cylindres, est représentée planche 5, figure 80. Voici, d'après M. Puyon, comment est disposée et fonctionne cette machine, dont l'invention est due à M. Popelin-Ducarre : un fort sommier en bois AB se lève et s'abaisse alternativement à l'aide des tiges (brisées) IJ I'J', qui reçoivent le mouvement de va-et-vient d'un excentrique au-dessous, non indiqué dans la figure. Le sommier AB est guidé par deux anneaux qui glissent sur des montants en fer cylindriques et verticaux HG et H'G.

Sur la ligne médiane de ce sommier sont solidement fixés des pistons verticaux en fer, les uns *b, d* foveurs, les autres débourreurs *a, c, e*.

Deux femmes sont constamment occupées à verser la pâte charbonneuse dans des entonnoirs : la douille traverse une plate-forme fixe en fonte MM.

Les pistons foveurs *b, d*, refoulent la pâte dans ces entonnoirs et la compriment dans des cavités cylindriques ouvertes, pratiquées dans une deuxième pièce en fonte mobile EE ; cette pièce, animée d'un mouvement horizontal de va-et-vient, qu'elle reçoit d'un excentrique mû par la roue d'engrenage K et le pignon L, glisse aussitôt que les pilons foveurs se relèvent, présentant ainsi sous l'entonnoir une deuxième cavité semblable à la première et qu'on remplit de même.

Une plaque de fonte fixe, H, est percée de trous correspondants aux pistons débourreurs *a, c, e*, de sorte que pendant que les nouveaux tubes se remplissent, ces pistons poussent les premiers cylindres de pâte comprimée et les font sortir au-dessous.

Deux femmes en reçoivent chacune deux (un de chaque main) et les posent horizontalement dans un panier rectangulaire portatif ; chaque va-et-vient dure deux secondes, comprime quatre cylindres et en démoule quatre autres. Un homme et quatre femmes, servant une de ces machines, peuvent confectionner en un jour 150 hectolitres de ces cylindres de pâte charbonneuse moulée. La force mécanique totale représente 6 chevaux-vapeur.

SÈCHAGE DES CYLINDRES DE CHARBON.

Après le moulage, les cylindres de charbon ont une consistance un peu molle et une adhérence visqueuse due à la présence du goudron. Aussi est-il convenable, avant de les soumettre à la carbonisation, de leur faire subir une dessiccation préalable. Pour cela, on les expose sur des étagères placées dans un endroit aéré ; et lorsqu'ils ont pris une consistance suffisamment ferme, on procède à leur carbonisation. La durée de la dessiccation est de 8 ou 10 jours suivant les saisons.

CARBONISATION.

La carbonisation des cylindres de charbon moulé s'effectue dans des fours à doubles mouffes ; la planche 5, figure 81, représente la coupe verticale d'un de ces fours. Les mouffes AA, sont construits en briques réfractaires et bien cimentés avec de la terre à feu.

Ils sont chauffés par un foyer B, placé au-dessus d'un cendrier. Les produits de la combustion enveloppent les mouffes en circulant entre eux et les carneaux C et D, reviennent en avant dans les carneaux EE, et de là, par les ouvertures FF, dans les conduits inférieurs GG, dans une cheminée traînante commune qui les dirige sous un générateur afin d'utiliser la chaleur perdue qu'ils emportent.

Les cylindres de charbon confectionnés (dont la longueur est de 12 centimètres sur 4 de large) sont placés verticalement sur deux de hauteur dans des caisses en tôle épaisse H, H. Ces caisses, au nombre de 24, sont placées sur des petits charriots JJ : on en superpose trois rangées, sur quatre rangs que l'on enfourne au moyen d'un petit chemin de fer, dont les derniers rails mobiles viennent aboutir aux rails fixés sur la sole de chaque moufle.

La porte de chaque moufle est formée d'un cadre en fonte doublé de briques ; on lute exactement les joints avec de l'argile, et l'on allume le feu. Par la chaleur, l'eau qui se trouvait interposée dans les cylindres de charbon moulé, se dégage par les carneaux N, N ; lorsque la température est suffisamment élevée, le goudron se décompose et abandonne une grande partie de son carbone dans les interstices des cylindres de charbon moulé ; l'autre partie donne naissance à des carbures d'hydrogène qui s'enflamment ; ils produisent par leur combustion une chaleur suffisante pour compléter la carbonisation. Dans un travail continu, la durée moyenne

de chaque opération est de 12 heures; mais, comme chaque four est formé de deux mouffles, on en vide un toutes les 6 heures; on n'éprouve ainsi aucune interruption dans le travail.

Lorsqu'on a reconnu que la carbonisation est opérée dans un moufle, ce dont on s'assure au moyen de regards MM (à ce moment le charbon a cessé de brûler avec flamme), on délute et on ouvre la porte du moufle. On tire les caisses avec des crochets et on les place sur des charriots que l'on transporte au moyen d'un rail dans un magasin voisin. Là on dispose les caisses sur le sol et on lute avec soin les joints des couvercles avec un mélange d'argile et de sable. Cette précaution est indispensable pour éviter la combustion du charbon.

Aussitôt qu'un moufle est vide, on le charge avec de nouvelles caisses remplies d'avance de cylindres de charbon à carboniser. Les mêmes opérations se répètent pour le deuxième moufle au bout de 6 heures, et ainsi de suite. 10 ou 12 heures après le défournement, on ouvre les caisses et on vide le charbon qu'elles contiennent dans un magasin spécial; là on en fait des pesées de 50 kilogrammes chaque que l'on enferme dans des sacs pour le livrer à la consommation.

Telles sont, en résumé, les différentes opérations nécessaires à la fabrication du charbon de Paris. Si nous sommes entrés dans de longs détails sur cette nouvelle branche d'industrie, c'est qu'elle nous a paru riche d'avenir. C'est, en effet, une idée remarquable d'avoir songé à utiliser les plantes arborescentes qui couvrent la surface du sol. Toutes ces plantes peuvent produire, par leur incinération, la matière charbonneuse, base première de cette fabrication. Combien, en effet, de végétaux qui pourrissent sur le sol qui les a produits, faute d'emploi. Pour la matière agglutinative, quoique d'un prix plus élevé, elle est également facile à se procurer. Les usines à gaz de Paris produisent annuellement une quantité de goudron qu'on peut sans exagération évaluer à 8 millions de kilogrammes. Les mêmes usines des départements en produisent aussi des quantités considérables. Nous avons donc raison de dire que l'industrie créée par M. Popelin-Ducarre est riche d'avenir, car elle a pour base des matières premières d'un prix peu élevé et abondantes partout.

Les applications du charbon de Paris, sont à peu près les mêmes que celles du charbon végétal ordinaire. Il est employé dans l'industrie et dans l'économie domestique. Sa combustion, plus lente que celle du charbon ordinaire, offre l'avantage d'offrir une température plus régulière, condition

utile pour un grand nombre d'opérations chimiques et principalement pour les analyses élémentaires.

Diverses espèces de noir végétal.

NOIR DE PÊCHES.

Le noir de pêches s'obtient en calcinant à vase clos les noyaux de pêches, d'abricots et d'autres fruits. Pour l'avoir en poudre impalpable, on pile les noyaux calcinés dans un mortier en fonte : la poudre passée au tamis de soie et broyée à l'eau pure donne un noir très-beau, mais d'une teinte un peu roussâtre.

NOIR DE FUSAIN.

Ce noir s'obtient par la calcination du bois de fusain. Pour cette opération, on choisit du bois très-sec qu'on divise en petites baguettes, qu'on introduit ensuite dans un creuset en fonte ou en forte tôle. On recouvre le creuset d'une couche de sable de 8 à 10 centimètres d'épaisseur et on place le couvercle sur lequel on laisse une ouverture pour donner issue aux gaz qui se dégagent durant l'opération. Le creuset est ensuite chauffé à la température rouge pendant une ou deux heures. Après le refroidissement, on retire les baguettes de charbon auxquelles on donne par la taille la forme de crayons.

On a remarqué que les jeunes branches de fusain donnent un charbon plus léger et meilleur que celui qu'on obtient des autres parties de l'arbre.

NOIR DE VIGNE.

Il est le résultat de la carbonisation en vases clos des sarments que l'on coupe à l'époque de la taille de la vigne. Ce noir est très-intense et très-léger ; on peut l'obtenir en poudre par les moyens ordinaires.

NOIR DE LIÈGE.

Ce noir, qu'on désigne aussi sous le nom de noir d'Espagne, se prépare comme les précédents, c'est-à-dire en carbonisant en vases clos les rognures de liège provenant de la taille des bouchons. Ce noir est très-fin ; combiné avec des matières colorantes, il produit des teintes d'une beauté remarquable.

NOIR D'ALLEMAGNE.

Ce noir, justement renommé, est très-employé pour l'imprimerie en taille-douce. On l'obtient, en calcinant en vase clos, un mélange de *rafles* de raisin, de lie de vin desséchée, de noyaux de pêches et de débris d'os. Les proportions respectives de ces diverses substances ne sont pas bien constantes; on peut cependant obtenir un très-beau noir avec les proportions suivantes : 3 parties d'os non dégraissés, 7 de rafles desséchées, 5 de lie de vin sèche, et 6 1/2 de noyaux de pêche provenant des résidus des distillateurs. Si l'on emploie les noyaux de pêche dans leur état naturel, il ne faut prendre que 5 parties.

Après le refroidissement, on retire le charbon du creuset et on le pulvérise dans un mortier. La poudre étant passée à travers un tamis de soie, est broyée à l'eau. Cette poudre, façonnée en pains et séchée à l'étuve, constitue le noir d'Allemagne de première qualité.

NOIR DE FRANCFORT.

Le noir de Francfort se prépare en brûlant dans des vases clos la lie de vin, réduisant en poudre le charbon obtenu que l'on broie à l'eau, afin de le réduire en poudre ténue et le mouler en pains. On prépare de la même manière le noir d'impression connu sous le nom de *noir de charbon*. Le charbon est réduit en poudre et broyé à l'eau entre deux meules placées dans une espèce de baquet, et mues à l'aide d'un manège. Dans les ateliers où se fait ce travail, le manège est au centre, et des dents placées à la circonférence, font mouvoir des pignons dont les axes correspondent au centre des meules mobiles et les font tourner. Chaque baquet porte à sa partie inférieure une *chantepleure* pour retirer la matière lorsqu'elle est broyée. La circonférence du manège porte une seconde rangée de dents pour faire mouvoir l'arbre du bocart. Vers les murs de l'atelier, sont disposés des tonneaux placés sur des chantiers, et destinés à recevoir la matière qui a été réduite en poudre. On la laisse reposer pendant plusieurs jours pour décanter l'eau qui la surnage; on achève ensuite de l'égoutter dans des papiers garnis de toile, puis on la moule et on la fait sécher. Les moules ont 8 centimètres de hauteur sur 1 décimètre de diamètre; ils sont formés par un cercle de bois mince : on

en dispose plusieurs sur une même planche avant d'y mettre la matière que l'on fait ensuite sécher.

Ces diverses espèces de noirs sont employées pour la peinture, pour fabriquer l'encre pour l'impression en taille-douce, etc. Le fusain sert seulement au peintre pour esquisser, et aux fabricants d'étoffes imprimées, à tracer des traits que le lavage peut enlever.

NOIR DE FUMÉE.

La fabrication du noir de fumée constitue une branche d'industrie assez importante et qui s'exploite avec profit dans certaines localités. Ce noir s'obtient par la combustion incomplète de matières très-riches en carbone et qui brûlent avec une flamme fuligineuse. Cette combustion produit une poussière noire extrêmement légère, connue dans les arts sous le nom de noir de fumée.

Les substances que l'on emploie pour préparer ce noir, sont ordinairement les résines, les goudrons, les huiles de goudron et de schistes; enfin diverses huiles végétales; ces dernières produisent le noir le plus beau et le plus pur, mais le prix en est plus élevé que lorsqu'on le prépare avec les premières.

On distingue dans le commerce trois espèces principales de noir de fumée :

- 1° Le noir de résine;
- 2° Le noir de goudron;
- 3° Le noir d'huile ou de lampe.

Nous allons décrire séparément chaque procédé dans l'ordre indiqué ci-dessus :

Premier procédé. — Noir de fumée de résine.

Comme son nom l'indique, ce noir s'obtient par la combustion des résines. L'appareil dont on se sert se compose d'une chambre cylindrique en maçonnerie A, tapissée de toiles sur lesquelles les flocons de noir de fumée viennent s'attacher. (Voir pl. 5, fig. 82.) Cette chambre est terminée par un toit conique auquel est suspendu un cône en tôle B, percé d'un trou à son sommet et qui sert de cheminée pendant l'opération, afin que le tirage puisse s'opérer. Ce cône, dont la base a presque le diamètre de la chambre, est suspendu par une corde qui passe dans une poulie C, ce qui permet de le faire mouvoir à volonté. Enfin l'appareil se complète

par un fourneau en maçonnerie D indépendant de la chambre, dans le foyer duquel on place une petite chaudière en fonte E.

Pour commencer l'opération, on chauffe la chaudière E qu'on a remplie de résine. Quand celle-ci est en fusion, on l'enflamme ; la combustion incomplète des vapeurs résineuses donne lieu à la formation d'une quantité considérable de flocons volumineux de noir de fumée qui viennent s'attacher aux toiles qui tapissent les murs de la chambre. On règle l'introduction de l'air nécessaire à la combustion par un petit registre à coulisse adapté à la porte du four ; il est toujours important d'opérer avec le moins d'air possible, car sans cette précaution, le produit en noir ne serait pas aussi abondant.

Lorsque la résine contenue dans la chaudière est entièrement brûlée, on en ajoute de nouvelles quantités et l'on continue ainsi pendant plusieurs jours de suite. Lorsque l'accumulation du noir dans la chambre ne permet plus de continuer l'opération, on laisse refroidir complètement l'appareil, condition essentielle pour que le noir ne puisse plus s'enflammer par le contact de l'air. On descend alors le cône B ; celui-ci racle par ses bords les parois de la chambre, en détache le noir de fumée qui s'y trouve déposé et le fait tomber sur le sol. Pour le recueillir, on entre dans la chambre par une porte en tôle épaisse F, qu'on tient exactement fermée pendant l'opération.

Le noir de fumée obtenu par ce procédé est principalement employé pour la marine et les peintures à l'huile. Il est beaucoup moins pur lorsqu'on le prépare avec des déchets de résine : dans ce cas, il contient une plus grande quantité de sels fixes et il donne des résultats moins avantageux dans ses diverses applications.

Deuxième procédé. — Noir de fumée de goudron.

La fabrication du noir de fumée au moyen du goudron de houille constitue un procédé infiniment plus économique que celui que nous venons de décrire. Dans l'extraction manufacturière du gaz de houille, on obtient parmi les produits liquides de cette fabrication des quantités considérables de goudrons qu'on emploie dans diverses industries chimiques dont nous parlerons ailleurs. Mais l'une des applications les plus productives de ces goudrons est dans l'emploi récent qu'on en fait pour la préparation du noir de fumée.

L'appareil qu'on emploie pour produire ce noir, se compose d'un fourneau A à voûte construit en briques réfractaires (voir la planche 5, figure 83). La sole de ce fourneau, également en briques réfractaires, présente une forte concavité, dans laquelle on place une petite chaudière en fonte désignée par la lettre B. Un gros tuyau horizontal en fonte épaisse C, adapté à la partie supérieure du fourneau communique avec une grande chambre en maçonnerie divisée en trois compartiments D, E, F, d'inégales grandeurs; le dépôt du noir se fait dans ces compartiments qui communiquent entre eux par des ouvertures convenables pratiquées dans les murs de séparation. Le dernier compartiment est surmonté d'une cheminée d'appel G, d'environ 1 mètre de hauteur, afin que les produits gazeux non condensables qui se forment pendant l'opération puissent se dégager dans l'atmosphère.

La manière d'opérer est fort simple. On chauffe d'abord le fourneau au rouge sombre; et lorsqu'il est en cet état, on place la chaudière en fonte B dans la concavité pratiquée sur la sole du four. On introduit du goudron dans cette chaudière, où il ne tarde pas à s'enflammer. Par sa combustion, il produit une fumée abondante qui passe par le tuyau horizontal C, et se rend dans les compartiments D E F, où elle se dépose en flocons volumineux de noir de fumée. Un regard à coulisse adapté à la porte du four permet de surveiller l'opération. Lorsque la combustion du goudron est presque complète, on ouvre la porte du four et on en remplit de nouveau la chaudière de goudron : on continue ainsi pendant plusieurs jours. Pour obtenir une combustion plus rapide, on remue de temps en temps le goudron avec un crochet en fer. Quand l'accumulation du résidu devient trop considérable, on retire la chaudière du four et on la remplace aussitôt par une autre qu'on remplit de goudron et ainsi de suite. Une des conditions les plus essentielles, c'est d'opérer la combustion avec le moins d'air possible; s'il en était autrement, le noir aurait une teinte rousse et même parfois blanchâtre qui le déprécierait considérablement à la vente.

Le résidu solide qui reste dans les chaudières après la combustion des parties volatiles du goudron, peut être employé pour chauffer le four lorsqu'on recommence à travailler. Comme ce résidu forme des masses très-dures et très-compactes, on le détache des chaudières à l'aide de pinces en fer.

Nous avons reconnu par des expériences faites en grand, que 1000 kilogrammes de goudron de houille de bonne

qualité produisent, terme moyen, 250 kilogrammes de noir de fumée, soit un rendement de 25 pour 100. Il faut environ 6 jours pour fabriquer cette quantité de noir avec un seul four, et un ouvrier suffit. Le même ouvrier pourrait même conduire plusieurs fours à la fois.

Lorsqu'on opère avec un seul four, on retire le noir des chambres toutes les semaines. On y pénètre au moyen d'une porte en tôle H, que l'on ferme hermétiquement à chaque opération. Pour loger les 250 kilogrammes de noir produits par 1000 kilogrammes de goudron, il faut 25 tonneaux de 400 litres environ, ou un tonneau par 10 kilog. de noir.

On doit toujours choisir pour cette fabrication des goudrons exempts de tout mélange de matières terreuses, car dans ce cas la quantité de noir qu'on obtiendrait serait moins considérable.

Le même appareil pourrait servir pour préparer le noir de fumée avec les huiles lourdes de schiste et de goudron ; ces huiles, très-riches en carbone, sont d'un emploi très-avantageux pour cette fabrication. Elles donnent un noir très-beau et très-estimé. On prépare quelquefois du noir de fumée avec les brais provenant de la distillation des goudrons de houille ; ce noir est généralement peu estimé ; mais on améliore sa qualité en brûlant les brais avec des huiles lourdes de goudron ou de schiste.

Troisième procédé. — Noir de fumée d'huile ou noir de lampe.

Ce noir est le plus léger et le plus beau de tous les noirs de fumée qu'on trouve dans le commerce. Comme son nom l'indique, on l'obtient en brûlant dans des lampes d'une construction spéciale, des huiles de différentes qualités et notamment des huiles végétales. L'appareil employé pour cette opération est représenté pl. 5, fig. 84. En voici la description :

A, lampe à niveau constant ; elle est alimentée par un réservoir B, rempli d'huile. A la partie inférieure de cette lampe, se trouve un tube C recourbé dont l'orifice est au même niveau que l'huile dans la lampe. La combustion s'opère à l'aide d'une mèche en coton ou mieux en amianthe : cette dernière substance étant incombustible, la même mèche peut servir presque indéfiniment. La flamme est au-dessous d'un cône D à la partie supérieure duquel s'adapte un tuyau coudé qui débouche dans un gros tuyau horizontal E ; ce tuyau sert à refroidir la fumée et à condenser l'eau et les

divers produits condensables qui se forment pendant l'opération. De ce tuyau, la fumée passe dans une série de grands sacs ayant 5 à 6 mètres de haut et 1 mètre de diamètre. Ces sacs désignés par les lettres E E E E E, sont maintenus ouverts en haut comme en bas par les bords d'une sorte d'entonnoir en tôle galvanisée. L'entonnoir du haut communique par un large ajutage courbe H avec le deuxième sac, et ainsi de suite pour toute la série. L'entonnoir du bas est formé par un obturateur I, I, I, I, I, I, qui permet de recueillir le noir après chaque opération. La fumée, en parcourant toute la série des sacs, s'y condense en flocons légers de noir de fumée. Le noir est d'autant plus beau que les huiles qu'on brûle dans la lampe sont elles-mêmes plus pures ; on remarque aussi que le noir qui se dépose dans les derniers sacs, est toujours plus fin et plus pur que celui des premiers qui est souvent un peu humide et huileux. Chaque série de sacs est en outre terminée par un conduit J, qui aboutit à une cheminée d'appel, par laquelle se dégagent les produits non condensables de l'opération. Un registre adapté à la base de cette cheminée sert à régler le tirage à volonté : ce tirage ne doit être ni trop accéléré, ni trop lent ; dans le premier cas, il pourrait déterminer l'inflammation du noir dans les sacs par l'introduction d'une trop grande quantité d'air ; dans le second, la force ascendante de la fumée ne serait pas assez grande pour parcourir toute la série.

La conduite de l'opération est d'ailleurs des plus simples ; il ne s'agit d'une part que de maintenir l'huile à un niveau constant dans la lampe, résultat qu'on obtient facilement à l'aide du récipient B, qu'on tient toujours rempli d'huile ; et d'autre part par l'introduction d'une quantité d'air suffisante à la combustion.

On retire le noir aussitôt qu'il s'est amoncelé en assez grande quantité dans les sacs. Pour cela, on place successivement un récipient sous chaque entonnoir i, i, i, i, i, i, qu'on ouvre à cet effet, et on frappe légèrement les sacs pour en détacher le noir qui tombe dans le récipient.

De cette manière, on peut recueillir séparément les diverses qualités de noir ; comme nous l'avons fait remarquer plus haut, le noir est d'autant meilleur et plus beau qu'il est récolté dans les sacs qui s'éloignent davantage du foyer de combustion.

L'expérience nous a prouvé qu'on peut appliquer le même système à la fabrication du noir de fumée produit par la combustion des huiles lourdes de goudron et de schiste. On remplace l'huile dans les lampes par l'un ou l'autre de ces

liquides ; on peut même les mélanger ensemble. On conduit l'opération à la manière ordinaire. Des divers modes de fabrication que nous venons de décrire, le dernier est celui qui donne le moins de déchets et le noir le plus pur ; mais il ne peut s'appliquer qu'aux matières liquides.

De quelque manière qu'on le prépare, le noir de fumée n'est jamais absolument pur. Il renferme des sels fixes et volatils, des matières grasses et huileuses, divers produits pyrogénés, etc. Pour l'épurer, on le calcine dans des cylindres en tôle épaisse dans lesquels on le tasse fortement, et que l'on chauffe dans un four à réverbère ; on se sert ordinairement de cylindres qui s'ouvrent en deux au moyen de charnières ; cette disposition permet d'en retirer facilement le noir après la calcination. Comme après cette opération, le noir renferme encore différents sels, on peut compléter son épuration en le traitant par l'acide chlorhydrique étendu d'eau ; après 10 à 12 heures de réaction, on le soumet à plusieurs lavages à l'eau pour en éliminer l'excès d'acide employé et les sels solubles. Ainsi épuré, il ne renferme que de très-faibles parties de sable siliceux sur lequel les agents chimiques ont peu d'action.

Nous devons faire remarquer que l'épuration du noir est longue et coûteuse ; pour les besoins ordinaires de l'industrie, on l'emploie presque toujours tel qu'on le trouve dans le commerce.

APPLICATIONS.

Les applications du noir de fumée sont extrêmement variées ; il entre dans la composition des vernis noirs et de beaucoup de peintures. Il forme la base de l'encre de Chine et du noir d'imprimerie. Comme ces deux produits, le dernier surtout, constituent des industries spéciales, nous en décrirons sommairement la fabrication.

PRÉPARATION DE L'ENCRE DE CHINE.

On désigne sous cette dénomination une composition qui a pour base le noir de fumée le plus fin et le plus pur. Le noir d'huile ou de lampe calciné est celui qu'on préfère pour cette fabrication. Il fournit une encre de très-belle qualité et qui est très-employée pour les aquarelles ; les anglais s'en servent aussi pour les gravures à la manière noire, dont ils relèvent le ton par l'addition d'une faible quantité de laque

carminée. Ainsi que son nom l'indique, cette encre a été découverte en Chine, et les habitants de cet empire ont eu pendant longtemps le monopole de sa fabrication. Mais, depuis le progrès des arts chimiques, on est arrivé à une imitation parfaite de ce produit. Parmi les nombreuses formules qui ont été indiquées pour sa préparation, nous avons trouvé que la composition suivante donne un noir qui ne le cède en rien à la meilleure encre de Chine.

Noir de fumée de lampe catiné	100 gram.
Noir de schiste bitumineux d'Ecosse en poudre impalpable.	50
Carmin d'indigo en tablettes.. . . .	10
Laque carminée.	5
Gomme arabique, première sorte.	10
Fiel de bœuf purifié.	20
Teinture alcoolique de musc.	5

On fait dissoudre la gomme dans 50 à 60 grammes d'eau claire, et pour avoir la solution limpide, on la passe à travers une toile serrée. On détrempe dans cette solution le carmin d'indigo, la laque, le noir de fumée et de schiste, et on porte le mélange sur un marbre et on le broie avec une molette de la même façon que les couleurs ordinaires ; mais le broyage demande beaucoup plus de temps. Lorsque le noir forme une pâte parfaitement liée et homogène, on y ajoute peu à peu le fiel de bœuf, puis la teinture alcoolique de musc. Plus le noir est broyé et plus il est beau et d'un travail facile. Pour les quantités de matières ci-dessus, le broyage doit être de douze heures au moins.

Cette opération terminée, on enlève le noir avec un couteau de peintre et on l'expose à une dessiccation spontanée à l'air pour qu'il forme une pâte consistante et liée ; on en façonne des tablettes que l'on fait ensuite sécher à l'air à l'abri de la poussière. Lorsque ces tablettes ont acquis une consistance assez ferme pour être moulées, on les comprime dans des matrices en cuivre gravées intérieurement. Par la pression, les dessins se reproduisent sur les tablettes ; il ne reste plus qu'à les envelopper dans des feuilles de paillois d'étain que l'on recouvre ensuite d'une deuxième enveloppe en papier doré.

L'encre ainsi préparée possède toutes les propriétés de la véritable encre de la Chine. Son grain est fin et doux ; elle s'étend très-bien, se combine parfaitement avec les couleurs végétales et se fixe tellement sur le papier qu'on peut appli-

quer d'autres teintes dessus sans qu'elles se mélangent avec les premières.

On pourrait remplacer la gomme par une solution de gélatine, mais cette dernière substance est odorante et facilement putrescible. L'emploi de la gomme nous a paru préférable ; elle fournit de l'encre d'une meilleure composition et qui s'étend mieux sur le papier.

PRÉPARATION DE L'ENCRE D'IMPRESSION.

Cette encre, dont on fait une si grande consommation pour l'impression typographique, s'obtient par un mélange, en proportions convenables, de vernis d'huile de lin et de beau noir de fumée calciné.

PRÉPARATION DU VERNIS.

Ce vernis s'obtient par la cuisson de l'huile de lin ; de sa réussite dépend la bonne composition de l'encre ; aussi on ne saurait apporter trop de soin à sa préparation. Voici la manière dont on peut opérer :

On prend une petite chaudière en fonte de la capacité de 40 litres environ, et on y verse 25 kilogrammes d'huile de lin exempte d'eau autant que possible. Sous ce rapport, l'huile ancienne est préférable à la nouvelle. On porte la chaudière sur un fourneau et on fait bouillir l'huile. Elle est en partie décomposée ; il s'en dégage des vapeurs aqueuses et de l'hydrogène bicarboné. Elle acquiert une couleur plus foncée et une plus grande consistance. Après quelques heures d'ébullition, on l'enflamme et on la laisse brûler pendant 25 ou 30 minutes ; au bout de ce temps, on couvre la chaudière pour éteindre le feu ; on continue alors à faire bouillir modérément l'huile. On reconnaît qu'elle est au point de cuisson convenable lorsqu'elle ne laisse plus de tache grasseuse sur le papier. Cette condition est absolument indispensable, car si l'huile n'était pas suffisamment cuite, elle formerait, par son mélange avec le noir de fumée, une encre qui coulerait sur le papier, ce qui rendrait son emploi aussi difficile qu'onéreux.

Quelques fabricants ajoutent à l'huile, pendant qu'elle cuit, des croûtes de pain grillées ou des oignons ; ils prétendent que l'addition de ces substances a pour objet d'accélérer le dégraissage de l'huile et de la rendre plus siccativ : des expériences comparatives ont démontré que ces additions ne donnaient aucune propriété particulière au vernis ; sa bonne

préparation dépend essentiellement de la cuisson de l'huile au point convenable.

L'huile ainsi préparée prend le nom de vernis. Pendant qu'il est chaud, on le passe à plusieurs reprises à travers un linge serré ou mieux encore dans une chausse en feutre; on en sépare ainsi toutes les matières étrangères et on l'obtient parfaitement net et limpide.

On emploie, pour la préparation de l'encre, du noir de fumée de résine calciné, qu'on passe à travers un tamis de soie, afin de l'avoir en poudre impalpable. L'expérience prouve qu'une faible addition de bleu de Prusse donne à l'encre un noir très-intense et un reflet bleu très-agréable à l'œil. Voici la formule la plus généralement employée pour fabriquer l'encre d'impression française :

Vernis d'huile de lin.	1,000 gram.
Noir de fumée de résine calciné. . .	150
Bleu de Prusse en poudre impalpable.	30
	1,180

On incorpore le noir et le bleu de Prusse dans le vernis; on remue le mélange avec une spatule jusqu'à ce qu'il forme une pâte homogène; le mélange opéré, on le broie avec le plus grand soin. Cette opération se pratique sur un marbre à l'aide d'une molette ou mieux encore entre des rouleaux de granit. Pour incorporer parfaitement toutes les matières, on doit continuer le broyage jusqu'à ce que l'encre forme une pâte parfaitement liée et homogène.

L'encre ainsi préparée possède toutes les propriétés essentielles à la bonne encre d'impression; 1° elle est d'un beau noir; 2° elle adhère parfaitement aux rouleaux et aux caractères; 3° elle sèche rapidement et ne présente aucune dégradation de teinte autour des lettres.

Quelques fabricants affirment que l'introduction d'une certaine quantité de savon résineux dans le mélange donne plus de liant à l'encre et la rend d'un travail plus facile.

Fabrication du noir animal.

Ce charbon est le seul qu'on ait pu jusqu'à présent employer avec avantage pour la décoloration et le raffinage des sucres. Sa fabrication, qui constitue une branche d'industrie des plus importantes, s'exploite principalement dans le voisinage des grandes villes, parce qu'on s'y procure les os plus facilement et à meilleur marché.

DES DIFFÉRENTES ESPÈCES D'OS.

Les os, tels qu'on les trouve dans le commerce, sont divisés en deux catégories : les os gras humides et les os secs. Les premiers proviennent ordinairement des boucheries et des maîtres chiffonniers. Avant de les soumettre à la calcination, on les fait bouillir avec de l'eau pour en extraire la graisse qui s'y trouve, et dont la proportion moyenne est de 9 pour 100. Après cette opération, connue dans les fabriques sous le nom de dégraissage, les os sont égouttés et séchés à l'air ou sur des fours, puis carbonisés par des procédés que nous décrirons bientôt. Les os de la seconde catégorie ou os secs, sont fournis par les fabricants d'huile de pieds de bœuf; comme la graisse en a été extraite, on les emploie directement à la préparation du noir animal.

Les os de divers animaux qu'on recueille en si grande quantité dans les grandes villes, ne sont pas tous employés à la fabrication du charbon animal. Ceux qui ont des dimensions et une épaisseur suffisantes sont très-recherchés pour certaines industries et principalement pour la tabletterie; les os des pieds et les têtes sont presque toujours réservés pour la préparation de la gélatine.

L'analyse démontre que la composition chimique des os est très-complexe, et qu'ils renferment en moyenne, sur 100 parties en poids :

Matière organique fibreuse.	32
Eau.	8
Graisse.	9
Albumine.	1
Phosphate de chaux.	38
Phosphate de magnésie.	2
Carbonate de chaux.	8
Sels divers et matières siliceuses.	2

 100

Comme on le voit par ce tableau, les os sont formés d'une matière organique et d'un mélange de différents sels consistant, principalement, en carbonate et en phosphate de chaux. Quand on les chauffe au rouge dans des vases clos, la matière organique se décompose et donne naissance à des produits liquides et gazeux, qui se dégagent, et il reste pour résidu de l'opération une matière charbonneuse qui constitue le noir ou charbon animal.

Dans les arts, on suit deux procédés pour obtenir ce charbon ; l'un, employé lorsque l'on ne tient pas à recueillir les produits ammoniacaux qui se forment par la décomposition de la matière organique des os ; l'autre lorsqu'on veut, au contraire, les recueillir. Nous allons successivement les décrire, mais nous parlerons avant du dégraissage des os.

DÉGRAISSAGE DES OS.

Comme nous l'avons dit plus haut, les os gras ou frais sont les seuls auxquels on fait subir cette opération, car l'expérience a prouvé, que dans les os secs, la graisse a pénétré dans le tissu osseux, ce qui en rend l'extraction très-difficile, sinon impossible.

Ce point établi, on commence par diviser les os en fragments en les coupant, autant que possible, dans le sens de leur longueur. Cette opération se pratique ordinairement à l'aide d'une petite hachette bien acérée ; cependant, dans quelques fabriques, on les broie entre des cylindres cannelés en fonte : ce moyen, plus manufacturier et plus économique, nous paraît préférable.

Les os étant réduits en fragments, on les fait bouillir avec une suffisante quantité d'eau, dans une grande chaudière cylindrique en fonte, où on les remue de temps en temps. Par l'action de la chaleur, la graisse fond et vient nager à la surface avec divers débris de matières fibreuses ; on l'enlève avec une cuiller très-plate, et on la verse sur un tamis en crin placé au-dessus d'un tonneau ; les matières étrangères restent sur le tamis et la graisse se sépare de l'eau qui se précipite au fond du tonneau. Quand il ne se forme plus de graisse à la surface du liquide, on enlève les os avec une large pelle percée et on les place dans des paniers pour les faire égoutter. On recommence une nouvelle opération avec des os frais ; la même eau peut servir 5 à 6 fois de suite. Dans quelques fabriques, on place les os dans un grand panier en tôle percé comme une écumoire et ayant presque le diamètre de la chaudière. Lorsque toute la graisse a été extraite des os, on enlève ce panier par une grue tournante et on en retire les os en le renversant sur la sole de l'atelier ; aussitôt qu'il est vide, on remplace les os dégraissés par une nouvelle charge d'os frais, et on recommence l'opération. Cette modification procure une économie notable de temps et de main-d'œuvre.

En général, lorsqu'on opère sur des os frais de bonne qualité, on en retire, terme moyen, 6 p. 0/0 de graisse. Cette

espèce de graisse est ordinairement d'un blanc roux; elle est molle et odorante; on l'obtiendrait plus blanche et plus pure en dégraissant les os par la vapeur, dans un appareil semblable à celui que nous avons décrit dans notre *Traité théorique et pratique de la Fabrication des Savons*. Cet ouvrage, publié en 1859, fait partie de l'*Encyclopédie-Roret*.

La graisse d'os trouve des emplois avantageux dans les arts, et principalement pour la fabrication des savons et des bougies stéariques. Les eaux gélatineuses provenant de l'opération fournissent un engrais liquide très-riche en parties azotées.

Par cette opération, les os ne perdent aucune de leurs propriétés utiles, et fournissent, par la calcination, un charbon d'excellente qualité; seulement ils doivent être préalablement soumis à une dessiccation à l'air libre, ou au-dessus des fours à carbonisation pour en évaporer l'eau surabondante.

Premier procédé de carbonisation.

Depuis qu'on a trouvé le moyen d'extraire économiquement l'ammoniaque des eaux du gaz, on a substitué dans un grand nombre de fabriques de charbon animal, l'ancien mode de carbonisation dans les cornues distillatoires au mode de carbonisation dans de petites marmites cylindriques en fonte ou en terre cuite. A une main-d'œuvre plus facile, à une économie plus grande dans l'emploi du combustible, ce procédé a l'avantage de donner un charbon de meilleure qualité et d'un pouvoir décolorant plus grand que le premier.

Les fours employés pour cette fabrication ont ordinairement une forme carrée; ils sont construits en briques réfractaires et ont une forme à peu près semblable à celle des fours à poteries. La pl. 5, fig. 85, indique la forme et les principales dispositions d'un de ces fours.

AA, capacité du four.

B, foyer à grille pour le service du four.

AA, intérieur du four; ses dimensions sont : longueur 4 mètres; largeur 3 mètres; hauteur de la sole à la partie cintrée de la voûte 2^m.50; ces proportions donnent une capacité de 30 mètres cubes environ.

B, foyer à grille pour le service du four. K, cendrier pour les cendres.

CC, canaux pratiqués à 25 ou 30 centimètres de la sole du four.

D, cheminée munie d'un registre à coulisse E au moyen duquel on régularise le chauffage du four.

F, porte pour l'enfournement et le défournement. Cette porte, dont les dimensions sont de 2 mètres de hauteur et 80 centimètres de largeur, est murée à chaque opération avec des briques et de la terre à four.

Voici maintenant la manière de procéder à la carbonisation. Après le dégraissage, les os égouttés et desséchés à l'air ou sur la voûte du four sont introduits dans de petites marmites cylindriques en fonte ou en terre cuite, ayant ordinairement 30 centimètres de diamètre et 40 de hauteur. Ces vases, remplis d'os, sont empilés dans le four au nombre de six, les uns au-dessus des autres, de manière que chaque vase soit fermé par le fond du vase supérieur. Le vase le plus élevé de chaque pile est clos seul par un couvercle mobile en fonte; la jonction des vases est ensuite lutée avec de l'argile.

Lorsque le four est rempli, on saure la porte F avec des briques et de l'argile, et on allume le feu dans le foyer B, dans lequel on a mis des copeaux de bois très-secs; on entretient ensuite la combustion avec de la houille. A mesure que la température s'élève, la matière organique des os se décompose et il se forme une grande quantité de gaz combustibles et d'huile empyreumatique qui s'échappent à travers la jonction de chacun des vases, brûlent dans l'intérieur du four et y produisent une chaleur suffisante pour achever la carbonisation des os, sans qu'il soit nécessaire d'ajouter de nouvelles quantités de combustible dans le foyer. Les autres produits se dégagent par les carneaux C C, d'où ils passent par la cheminée D et se répandent dans l'atmosphère sous la forme d'une fumée noire très-épaisse, et d'une odeur désagréable due à une partie de l'huile empyreumatique échappée à la combustion. Il serait possible de brûler complètement la fumée dans le four; il suffirait pour cela de faire passer les produits gazeux sous une grille sur laquelle on brûlerait du coke. Cette disposition est bien rarement employée, car elle occasionne une dépense plus grande de combustible et qui diminue d'autant les bénéfices déjà très-restreints que présente l'exploitation de cette industrie.

La durée moyenne de l'opération est de 10 à 12 heures; on reconnaît qu'elle est terminée lorsqu'il ne se dégage plus de gaz combustibles à la jonction des vases; ce dont on peut s'assurer au moyen de regards pratiqués dans le mur de devant du four et qu'on peut ouvrir et fermer à volonté par de petits registres en tôle épaisse. On reconnaît encore la

fin de l'opération par le manque de fumée à la partie supérieure de la cheminée. A cette époque, on bouche l'ouverture extérieure du cendrier et on ferme le registre E adapté à la cheminée. Sans ces précautions, l'air extérieur continuerait à affluer dans le four par les ouvertures de la grille, et brûlerait en pure perte une partie du charbon renfermé dans les marmites. Cet inconvénient n'est pas le seul qui se produirait dans cette circonstance. En effet, l'expérience prouve que le charbon trop fortement calciné perd considérablement de ses propriétés décolorantes, parce que le phosphate de chaux, sous l'influence d'une température très-élevée, se resserre et se contracte ; il est alors moins poreux, et le charbon qui s'y trouve interposé présente moins de surface au liquide avec lequel on le met en contact, ce qui diminue d'autant son action décolorante.

Pour que l'opération fournisse les meilleurs résultats pratiques, il faut opérer une carbonisation complète ; et aussitôt que ce résultat est obtenu, intercepter autant que possible l'introduction de l'air ambiant dans l'intérieur du four. Après le refroidissement complet, on retire les marmites du four et on verse le charbon qu'elles contiennent dans un magasin spécial.

Un four ayant les dimensions que nous avons indiquées, peut contenir 380 marmites renfermant chacune 25 kilog. d'os qui fournissent à la calcination 15 kilog. de charbon, soit un rendement de 60 pour 100, ou un produit de 5,700 kilog. de charbon pour les 9,500 kilog. d'os calcinés.

Ces fours ne sont pas les seuls employés pour la fabrication du charbon animal. Nous avons vu chez un de nos parents, M. Lassobe, chimiste-manufacturier, à Bordeaux, une nouvelle disposition de four qui nous a paru très-ingénieuse.

Ce nouveau four a une forme cylindrique ; on opère la carbonisation dans des marmites en fonte, d'une capacité de 50 litres environ, renfermant chacune 40 kilog. d'os. Le chargement complet est de 25 marmites qu'on dispose en une seule rangée horizontale sur la sole du four. La durée de l'opération est en moyenne de 6 heures, y compris l'enfournement et le défournement, de sorte qu'on peut faire quatre opérations par 24 heures. Le combustible employé pour le chauffage du four est le sapin résineux des landes de la Gascogne, mais l'expérience a prouvé qu'on peut remplacer ce combustible par les houilles grasses à longue flamme et principalement le flénu de Mons.

Ce mode de carbonisation, que M. Lassobe a fait connaître le premier, a encore ceci de particulier et d'avantageux qu'on

peut retirer les marmites du four aussitôt que la calcination des os est opérée. On se sert pour ce travail d'une espèce de petit charriot à roulettes, à l'aide duquel on va chercher les marmites dans toutes les parties du four. A mesure qu'un ouvrier en amène une sur une plaque de fonte placée au-devant de l'ouverture du four, deux ouvriers munis de longue barres de fer l'enlèvent et la transportent dans une autre partie de l'atelier. Le défournement étant opéré, on procède aussitôt à un nouveau chargement avec des marmites remplies d'os, et fermées par un couvercle en fonte luté à sa jonction avec un peu de terre argileuse. Lorsque le chargement est effectué, on ferme la porte du four avec une plaque en fonte, et on recommence l'opération comme la première fois, et ainsi de suite.

Ce mode de carbonisation est peut-être moins économique que le premier, mais il est plus expéditif. Il offre, en outre, l'avantage de la continuité, car on peut procéder à l'enfournement et au défournement sans attendre que le four soit refroidi.

La planche 5, fig. 86, donne le plan de ce four. Le même plan indique la disposition des marmites dans l'intérieur du four.

Deuxième procédé. — Carbonisation dans les cylindres.

Comme nous l'avons déjà dit, ce mode de carbonisation a beaucoup perdu de son importance depuis qu'on a trouvé le moyen d'extraire l'ammoniaque des eaux du gaz; cette nouvelle source est plus que suffisante pour fournir l'ammoniaque qui se consomme annuellement dans les arts et l'industrie. Cependant, comme la carbonisation des os par voie de distillation donne des produits très-riches en carbonate d'ammoniaque, et que ces produits, bien que secondaires, ont encore une assez grande valeur, nous allons décrire la manière dont on peut opérer pour obtenir en même temps le charbon animal et les produits ammoniacaux.

DESCRIPTION DE L'APPAREIL.

Pl. 5, fig. 87, représente la façade du four, prise du côté de l'ouverture des cylindres.

A B C D, massif du four.

E, foyer.

F, cendrier.

G, grillo.

H, cheminée.

II, vante percée de trous pour donner passage à la fumée. L.L.L.L., etc., cylindres en fonte de 5 centimètres de diamètre, et de 15 centimètres de longueur.

Pl. 5, fig. 88, coupe du four.

A A, cylindres en fonte dont les extrémités B B' sont terminées par un canal de 1 décimètre de diamètre, et de 3 décimètres de longueur : ces deux tuyaux portent un collier B B' ; l'autre extrémité se termine par une plaque carrée en fonte, percée aux angles de quatre trous pour recevoir la tête des boulons qui servent à maintenir le couvercle. A l'extrémité des tuyaux B B', on adapte des tubes en plomb C C qui se fixent sur des collets placés vers la partie supérieure du gros cylindre en fonte D, qui sert de condensateur ; et comme celui-ci peut quelquefois s'obstruer, une des ouvertures peut s'ouvrir, et est fermée par un tampon maintenu avec des vis.

La planche 5, fig. 89, représente la partie postérieure du four, où l'on voit la direction des tubes qui amènent les produits dans le condensateur D. La même planche, fig. 90, donne la coupe du condensateur D, et de l'appareil pour recevoir les produits liquides de l'opération.

D, condensateur.

A, collets destinés à recevoir les tubes des cylindres.

B, tube pour conduire les divers produits.

C, boîte dans laquelle plonge le tube B.

P, tuyau pour conduire les gaz dans le foyer ; il est muni d'un robinet.

E', autre canal, muni également d'un robinet pour donner issue aux gaz au dehors de l'atelier.

F, canal pour conduire les produits liquides dans la boîte G.

H, tuyau pour vider le trop plein dans le bassin I.

Pl. 5, fig. 91, coupe du vase distillatoire, dont le tampon se trouve séparé de la pièce.

Voici la manière de procéder à la distillation : on introduit dans les cylindres les os concassés dont on a préalablement extrait la graisse par un traitement à l'eau bouillante, comme nous l'avons indiqué précédemment. Lorsque le chargement est opéré, on ferme les cylindres avec des plaques en fonte, que l'on assujettit au moyen de boulons et de clavettes, et pour empêcher les gaz de passer par la jonction de ces espèces de couvercles, on a le soin de les enduire d'argile avant de les placer. On chauffe ensuite l'appareil : on ouvre le robinet qui conduit les gaz au dehors de l'atelier, en ayant la précaution de fermer celui du tube qui communique avec le foyer. Lorsque l'air des vases distillatoires est

dégagé et que les gaz produits par la décomposition de la matière animale commencent à apparaître, on ferme le robinet du tube extérieur pour ouvrir celui qui doit les conduire sous le foyer : ils y brûlent, et par la chaleur qu'ils produisent, ils achèvent la carbonisation des os. On reconnaît que la carbonisation est terminée lorsque les tubes qui amènent les produits des cylindres, commencent à se refroidir. L'eau, le carbonate d'ammoniaque et l'huile sont condensés dans le cylindre en fonte D et s'écoulent dans les bassins par le canal H (voir pl. 5, fig. 88), produits sur lesquels nous reviendrons lorsque nous traiterons de la préparation des sels ammoniacaux.

L'opération terminée, on laisse refroidir l'appareil pendant 1 ou 2 heures, et après avoir enlevé les tampons, on reçoit le charbon dans des étouffoirs en tôle que l'on ferme avec un couvercle, puis l'on procède à une nouvelle charge des cylindres. Pour la durée de l'opération, elle varie de 15 à 18 heures suivant la nature des os soumis à la calcination. On remarque que le rendement en charbon est moins considérable que par le premier procédé et qu'on obtient bien rarement plus de 55 de noir pour 100 d'os calcinés. Le noir obtenu par ce procédé est, dit-on, inférieur au précédent sous le rapport de ses propriétés décolorantes. Nous présumons que ces inconvénients proviennent de l'application d'une température trop élevée pendant l'opération, et qu'on y obvierrait en apportant une attention plus soutenue dans le chauffage de l'appareil.

PULVÉRISATION DU CHARBON D'OS.

Dans ses diverses applications aux arts, le charbon d'os est toujours employé à l'état de poudre ou de grains plus ou moins gros. Plusieurs moyens sont employés pour cette opération ; lorsqu'on veut avoir le noir en poudre, on opère la pulvérisation du charbon sous des meules verticales A A en granit (voir la planche 3, figure 48). Le diamètre de ces meules est de 1^m.60, et leur longueur de 60 centimètres environ. Elles reposent sur une plate-forme cylindrique en fonte de 3 mètres de diamètre BC, supportée sur un massif en maçonnerie élevé à 70 à 80 centimètres du sol. Chaque meule est traversée par un axe en fer qui emboîte dans un arbre vertical en fonte qui est maintenu par son extrémité libre par un fort madrier en chêne. On met les meules en mouvement à l'aide d'un cheval, de la vapeur, d'une roue hydraulique ou enfin d'un moteur quelconque. Deux râcloirs

en fer sont solidement attachés à l'arbre mobile, et suivent la rotation des meules. Ils ont pour objet de ramener continuellement sous les meules les portions de noir que la pression fait étendre vers les bords de la plate-forme.

On étend sur la plate-forme BC 150 ou 200 kilogrammes de charbon, dont on forme une couche d'égale épaisseur. Cela fait, on met les meules en mouvement : après une ou deux heures de rotation, la plus grande partie du charbon est réduite en poudre. On arrête les meules et on ramasse exactement la matière charbonneuse pulvérisée qu'on porte dans une trémie placée au-dessus d'un blutoir en toile métallique à mailles serrées. On sépare ainsi le noir en poudre des parties moins divisées qu'on ramène sous les meules jusqu'à ce que leur pulvérisation soit effectuée. Le noir en poudre est principalement employé pour le raffinage des sucres.

Depuis quelques années, on a trouvé avantageux de supprimer le blutage et de faire subir au noir un double broyage sous des meules hydrauliques. Cette opération occasionne moins de déperdition que la précédente et donne un broyage parfait.

NOIR EN GRAINS.

Le noir animal en grains a une valeur commerciale beaucoup plus grande que celle du noir en poudre. Il a sur ce dernier l'avantage de pouvoir servir presque indéfiniment ; car lorsque son action décolorante a été épuisée pour la clarification des jus et des sirops, il peut être revivifié et alors être employé à de nouvelles opérations. C'est principalement à l'emploi du noir en grains que l'on doit l'immense extension des fabriques de sucre de betterave ; car si l'on eût été obligé de se servir de noir en poudre, cette fabrication, si importante et si belle, n'aurait jamais pu s'exploiter en France.

Le but principal qu'on doit se proposer, c'est d'opérer la pulvérisation du noir en évitant autant que possible de le réduire en poudre. On arrive à ce résultat en concassant le noir entre des cylindres cannelés en fonte surmontés d'une trémie dans laquelle on place le charbon. En imprimant un mouvement de rotation aux rouleaux, le charbon s'engage entre les cylindres où il est écrasé, mais non broyé. Pour en séparer la petite quantité de poudre qui s'est formée, on le passe dans un blutoir formé de toiles métalliques de différentes grosseurs ; la première toile élimine la poudre fine,

puis les autres toiles, dont les mailles sont de plus en plus larges, donnent du noir en grains de plus en plus gros; chaque sorte de noir est recueilli dans des cases particulières placées au-dessous du blutoir.

Ce mode de pulvérisation est assez économique; et si l'écartement des cylindres a été réglé d'une manière convenable, on n'obtient jamais au-delà de 10 à 12 pour 100 de noir en poudre qu'on peut, comme nous l'avons dit, employer pour le raffinage du sucre.

Mais un moyen qui nous paraît préférable en ce qu'il donne beaucoup moins de poudre, consiste dans l'emploi d'une espèce de grand moulin en fonte, ayant le même mécanisme que nos moulins à café. Ces moulins que nous avons vu fonctionner dans l'usine de M. Adolphe Billet, fabricant de produits chimiques et de noir animal à Cantin, donnent de très-bons résultats; la quantité de poudre qui se forme pendant l'opération est si peu considérable, qu'on peut se dispenser de la séparer du noir.

Depuis la fabrication du sucre indigène, celle du noir animal a pris un développement considérable. L'exploitation de cette industrie exige de grands capitaux, et par suite de la concurrence qui existe entre les fabricants, les bénéfices qu'elle procure sont peu en rapports avec l'importance du capital. M. Payen, dont les connaissances en industrie sont si étendues et si générales, présente dans son *Traité de Chimie appliquée* le prix de revient du noir d'os à Paris. Les calculs de ce savant chimiste peuvent présenter quelques modifications suivant les localités, mais ils offrent dans leur ensemble un résumé suffisamment exact des dépenses et des bénéfices de cette fabrication.

Compte de fabrication du noir animal (charbon d'os).

4,000 kilog. os gras, à 10 fr. les 100 kilog.	400 f.
10 hectol. de houille.	30
2 fondeurs.	6
4 ouvriers.	10
1 charretier.	3
2 chevaux.	7
Cassage des os.	32
Loyer, impositions.	10
Intérêts, réparations, usé.	9.
Frais imprévus et transports.	3

Produit..	{ <table border="0" style="display: inline-table; vertical-align: middle;"> <tr> <td>Noir.. . 60 p. 100 =</td> <td>1900 kilog. en grains, à 18^{f.}</td> <td>342 f.</td> <td rowspan="2">} 569 f.</td> </tr> <tr> <td>Graisse. 6 p. 100 =</td> <td>500 fin, à 7</td> <td>35</td> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td>240</td> <td>à 80</td> <td>192</td> <td></td> </tr> </table>	Noir.. . 60 p. 100 =	1900 kilog. en grains, à 18 ^{f.}	342 f.	} 569 f.	Graisse. 6 p. 100 =	500 fin, à 7	35			240	à 80	192		
		Noir.. . 60 p. 100 =	1900 kilog. en grains, à 18 ^{f.}	342 f.		} 569 f.									
Graisse. 6 p. 100 =	500 fin, à 7	35													
		240	à 80	192											
		Bénéfice.		59 f.											

APPLICATIONS DU NOIR ANIMAL.

La plus grande partie du charbon animal qu'on obtient par la calcination des os, s'emploie comme décolorant dans la fabrication et le raffinage des sucres. Son action décolorante est non-seulement plus énergique que celle du charbon de bois, mais il a sur ce dernier l'avantage d'enlever la chaux et le saccharate de chaux qui se trouvent toujours en excès dans les liquides sucrés bruts, et dont la présence s'oppose à la cristallisation du sucre. Quant à la puissance décolorante supérieure du charbon animal sur les autres charbons, les chimistes l'attribuent à son plus grand état de division qui, en présentant les particules de carbone sous une surface plus étendue, lui permet d'agir par un plus grand nombre de points sur les matières colorantes.

Le charbon animal en grains ou en poudre est aussi fréquemment employé dans diverses branches de l'industrie manufacturière, et principalement dans les fabriques de produits chimiques, où on s'en sert pour décolorer des solutions salines ou des substances organiques. Comme dans ces circonstances, les phosphate et carbonate de chaux contenus dans le noir pourraient se dissoudre et exercer une action nuisible sur les liquides à décolorer, on élimine ces substances en traitant préalablement le noir en poudre par un léger excès d'acide chlorhydrique étendu de son poids d'eau. Après un contact de 24 heures environ, le carbonate et le phosphate de chaux sont dissous. Pour éliminer l'excès d'acide employé, on verse de l'eau bouillante sur le mélange, et on continue les lavages jusqu'à ce que les dernières eaux ne rougissent plus le papier de tournesol ou de violette. On jette alors le noir sur une toile pour que l'eau surabondante puisse s'en séparer; on le fait ensuite sécher.

Le noir ainsi épuré peut être employé pour les opérations les plus délicates; à poids égaux, son action décolorante est bien plus énergique que celle du noir qui n'a pas subi ce traitement, car l'acide lui a enlevé de 70 à 75 pour 100 de son poids de substances neutres inertes (carbonate et phosphate de chaux). Aussi l'expérience prouve qu'une partie de

ce noir peut remplacer, comme décolorant, trois parties de noir neuf non traité par l'acide.

Les propriétés décolorantes du charbon animal furent découvertes en 1810 ou 1812 par M. Guillon, mais le mode d'action de ce charbon sur les matières colorantes n'a été bien connu que par les expériences ultérieures des chimistes français. Il paraît que le charbon agit sur ces matières en les absorbant sans les décomposer. En effet, si on mêle du charbon animal en grain ou en poudre avec une dissolution d'indigo, de cochenille ou de caramel et qu'on filtre, il la décolore complètement. Mais si l'on reprend ensuite ce noir et qu'on le fasse bouillir dans une capsule de verre ou de porcelaine avec une dissolution étendue de potasse ou de soude caustique, il abandonnera toute la matière colorante qu'il avait absorbée, et le liquide prendra une coloration plus ou moins intense. On a même utilisé cette propriété pour reconnaître le mélange du noir vieux avec le noir neuf. Le dernier ne cède aucune partie colorante à la solution de potasse ou de soude caustique, mais si ce noir se trouve mélangé avec du noir qui a servi, la solution se colore. Ce procédé, aussi sûr que facile, peut donc servir à reconnaître la sophistication du noir neuf.

Quelques chimistes, et notamment MM. Bussy et Payen, ont fait d'intéressantes expériences comparatives de la force décolorante de divers charbons. Comme ces expériences présentent des indications utiles pour l'industrie, nous avons extrait le tableau suivant d'un mémoire de M. Bussy, dans lequel ce chimiste constate la différence qui existe entre les pouvoirs décolorants de diverses sortes de charbons.

ESPECE DE CHARBON ; QUANTITÉS de 1 à 98 grammes.	DÉCOLORE une dis- solution d'indigo, qui contient 1/1000 de son poids d'indigo par litre.	DÉCOLORE un sirop composé d'une partie de sucre brut et de vingt parties d'eau par litre.	DÉCO- LORATION relative de l'indigo.	DÉCO- LORATION relative du sirop.
Sang brûlé avec du car- bonate de potasse. . . .	1.6	0.18	50	20
Sang brûlé avec de la craie.	0.57	0.10	18	11
Sang brûlé avec du phos- phate de chaux.	0.38	0.09	12	10
Colle brûlée avec du car- bonate de potasse.	1.15	0.14	36	15.5
Blanc d'œuf brûlé avec la même substance.	1.08	0.14	34	15.5
Gluten brûlé avec la même substance.	0.34	0.08	10.6	8.8
Charbon d'acétate de po- tasse.	0.18	0.04	5.6	4.4
Charbon de carbonate de soude réduit par le phos- phore.	0.38	0.08	12	8.8
Noir de fumée non brûlé.	0.128	0.03	4	3.3
Noir de fumée brûlé avec du carbonate de potassé.	0.55	0.09	15.2	10.6
Charbon d'os, après l'ex- traction de la terre des os par un acide et la combustion avec la po- tasse.	1.45	0.18	45	20
Charbon d'os traité par un acide.	0.06	0.015	1.87	1.6
Huile brûlée avec le phos- phate de chaux.	0.064	0.017	2	1.9
Cendre d'os (noir d'os tiré d'une fabrique de sel ammoniac).	0.032	0.009	1	1

On voit par ce tableau, que la potasse augmente dans une proportion considérable le pouvoir décolorant des charbons; néanmoins, comme la présence de cette base peut nuire dans certaines opérations, on doit l'en éliminer en faisant subir à ces charbons plusieurs lavages successifs à l'eau bouillante.

La manière de déterminer comparativement le pouvoir décolorant des charbons est fort simple. Pour faire ces expériences, on met 1 gramme de charbon en poudre dans un petit flacon en verre, et l'on y verse par petite quantité à la fois, la liqueur d'indigo ou de caramel; puis on agite bien le mélange; si la liqueur devient complètement incolore, on ajoute de nouvelles quantités de liqueur colorée jusqu'à ce que le pouvoir décolorant du charbon soit épuisé. En soumettant les divers charbons à essayer à une expérience semblable à la première, celui qui aura décoloré la plus grande quantité de liqueur d'indigo ou d'eau de caramel, sera évidemment le meilleur.

La liqueur d'indigo contient 1 gramme d'indigo par litre (1). Celle de sucre est formée d'une partie de caramel et de 20 parties d'eau par litre. On prend ordinairement pour type de la force décolorante des diverses sortes de charbons, le charbon d'os en poudre: 1 gramme décolore 32/1000 de litre de dissolution d'indigo, et 9/1000 de litre de celle de caramel.

NOIR D'IVOIRE.

Ce noir s'obtient par la calcination de l'ivoire en vase clos; pour le préparer, on introduit des fragments ou des râpures d'ivoire, dans un creuset en terre réfractaire, qu'on ferme avec un couvercle, qu'on lute avec un peu de terre, en ayant soin de laisser quelques issues pour le dégagement des gaz; on chauffe ensuite ce creuset à une température rouge, dans un fourneau à réverbère, et on reconnaît que l'opération est terminée lorsque les gaz cessent de brûler à la jonction du couvercle. Après le refroidissement complet, on retire le charbon et on le réduit en poudre.

Ainsi préparé, ce charbon constitue un noir d'une qualité

(1) La dissolution d'indigo qu'on emploie pour ces expériences est toujours un peu acide. On la prépare en mettant dans un petit matras 1 gramme d'indigo bleu en poudre, qu'on traite avec 8 à 10 grammes d'acide sulfurique à 66 degrés Baumé. On maintient pendant quelques heures le mélange à une température de 50 à 60 degrés; on obtient une liqueur d'un bleu très-intense, qu'on étend d'une quantité d'eau suffisante pour avoir un volume d'un litre. Comme cette liqueur est altérée par la lumière, on la conserve dans un flacon en verre noir.

supérieure, mais d'un prix beaucoup trop élevé pour être employé à la décoloration des sucres; on s'en sert quelquefois dans la peinture; dans ce cas, il est nécessaire de l'avoir dans un grand état de division, résultat qu'on obtient en le broyant à l'eau, soit sur un marbre, soit dans un moulin à meules horizontales. On doit continuer le broyage jusqu'à ce que le mélange forme une pâte lisse et parfaitement homogène. Lorsqu'il est en cet état, on le coule dans des moules convenables et on commence sa dessiccation à l'air, qu'on achève ensuite dans une étuve chauffée à 80 ou 100 degrés.

Nous ferons remarquer que la plus grande partie du noir vendu dans le commerce sous le nom de noir d'ivoire, n'est autre chose que du noir d'os de première qualité.

REVIVIFICATION DU NOIR ANIMAL.

Cette opération ne peut s'effectuer avec avantage que sur le noir en grains. La revivification du noir en poudre est, sinon impossible, au moins très-difficile, car il se tasse, s'agglomère et forme une masse très-compacte qu'on ne peut manipuler qu'avec beaucoup de peine, même avec une force mécanique très-énergique. Dès lors, il devient impossible de le mettre en contact direct avec les agents chimiques et mécaniques propres à en opérer la régénération. C'est pour remédier à ces inconvénients, que la plus grande partie du noir d'os qu'on emploie pour la décoloration et le raffinage des sucres, est sous la forme de grains.

Pour comprendre toute l'importance de cette opération, il faut se rappeler que le noir qui a servi une première fois a perdu ses propriétés décolorantes et ne peut plus, dans cet état, être employé de nouveau pour la décoloration des sirops. En effet, ses pores sont bouchés par l'absorption des matières organiques qu'il a enlevées aux liquides avec lesquels on l'a mis en contact, et ces matières forment à la surface des grains, une couche inerte qui annihile complètement leur action absorbante et décolorante. Pour lui restituer ses propriétés premières et le rendre en état de servir à de nouvelles opérations, il est donc indispensable d'en éliminer ces matières. Parmi les procédés qui atteignent le mieux ce but, nous indiquerons les suivants :

Premier procédé.

Ce procédé, dont l'initiative est due à M. Payen, consiste à détruire par voie de fermentation les matières albumineuses

et la chaux contenues dans le noir. Tous les noirs qui ont servi à décolorer des liquides sucrés, retiennent toujours une certaine quantité de sucre qu'on n'a pu en éliminer par les lavages à l'eau : dans cette circonstance, on utilise le sucre au profit de l'opération. Après avoir retiré le noir du filtre, on le jette en tas. Sous l'influence de l'albumine végétale, le sucre se transforme en alcool, puis en acide acétique. Cet acide porte directement son action sur la chaux et forme un acétate de chaux soluble ; il se forme aussi une fermentation putride qui détruit l'albumine végétale. Au bout de 8 ou 10 jours, toute fermentation a cessé ; on débarrasse le noir des sels et matières solubles qu'il renferme, par des lavages à l'eau chaude ou froide ; dans le dernier lavage, on peut ajouter une certaine quantité de potasse ou de soude caustiques en dissolution dans l'eau. On a remarqué que cette addition augmentait d'une manière sensible le pouvoir décolorant du noir. Ces opérations terminées, le noir est égoutté, puis calciné à l'abri du contact de l'air par des moyens que nous ferons connaître à la fin de cet article.

Deuxième procédé.

On traite d'abord le noir par un ou plusieurs lavages à l'eau pour en séparer les parties solubles qu'il contient ; cela fait, on continue les lavages avec de l'eau fortement acidulée par l'acide chlorhydrique ; cet acide attaque et dissout la chaux et forme avec cette base un sel soluble qu'on enlève par quelques lavages à l'eau pure. On opère ensuite la calcination du noir.

Nous nous sommes assurés par de nombreuses expériences, que les vinasses acides provenant de la distillation des vins de mélasses, peuvent être employées à la revivification des vieux noirs d'os.

Ce procédé que nous avons appliqué en grand dans plusieurs fabriques de sucre de betterave, nous a toujours réussi. Il présente même cela d'avantageux, que les vinasses qui ont servi à ce traitement, sont plus propres qu'auparavant à être ramenées dans de nouvelles fermentations vineuses, où la faible quantité de sucre qu'elles contiennent encore se décompose et produit une quantité relative d'alcool. De plus, comme ces vinasses sont très-riches en sels organiques à base de potasse, le noir absorbe une partie de ces sels qui se décomposent par la calcination en régénérant la potasse qu'ils renferment, et dont la présence dans le noir augmente son action décolorante.

Enfin, on a encore proposé les alcalis de potasse et de soude comme moyen de revivification des vieux noirs ; mais ces procédés sont aujourd'hui généralement remplacés par ceux que nous venons de décrire.

La vapeur surchauffée a aussi été proposée pour la revivification des vieux noirs. Les premières expériences faites à cet égard remontent à une quinzaine d'années ; ce procédé consiste à injecter dans des cylindres en tôle qui contiennent du noir, de la vapeur chauffée à 400 degrés environ : cette vapeur décompose les matières organiques adhérentes au noir, et donne naissance à des produits pyrogénés faciles à reconnaître à leur odeur. Monsieur Finzel, raffineur, a rendu ce procédé plus économique et plus industriel en employant la force centrifuge avec la vapeur surchauffée. Il se sert, à cet effet, d'une machine centrifuge à tambour en cuivre, percé de trous et doublé intérieurement avec une toile métallique. Dès que le charbon est chargé dans cet appareil et que celui-ci commence à tourner, on introduit la vapeur d'eau par l'arbre creux, pendant un temps qui varie avec la charge ou l'état du charbon, mais qui est toujours moins long que par l'emploi de la vapeur seule.

Ce procédé ainsi modifié a été récemment appliqué dans de grands établissements et il paraît qu'il a fourni des résultats très-satisfaisants.

Quel que soit le mode de traitement employé pour isoler le noir des matières étrangères qu'il renferme, on doit toujours le soumettre à une nouvelle calcination pour lui rendre ses propriétés décolorantes primitives. Des moyens très-variés, mais ayant tous pour base la calcination, ont été successivement employés pour cette opération.

Le premier de ces procédés consistait à chauffer le vieux noir dans les mêmes vases qu'on emploie pour la préparation du noir neuf. Mais l'expérience a prouvé que le noir ainsi revivifié était souvent incomplètement calciné, et que ses propriétés décolorantes n'étaient jamais égales à celles du noir neuf.

Pour obvier à cet inconvénient, un mécanicien en renom, de Paris, avait proposé d'opérer la revivification dans un vaste cylindre en tôle épaisse, dans lequel se trouvait une vis d'Archimède. Le noir était introduit dans l'intérieur de ce cylindre au moyen d'une trémie placée à une de ses extrémités ; il parcourait successivement toute la surface du cylindre, chauffé à une température rouge au moyen d'un fourneau spécial, et s'écoulait calciné et revivifié par

l'autre extrémité du cylindre, où il était recueilli dans des étouffoirs pour qu'il pût se refroidir à l'abri du contact de l'air. Pendant toute la durée de l'opération, l'appareil était mis en rotation par un moteur.

Cet appareil qu'on avait préconisé en des termes beaucoup trop pompeux, n'a nullement justifié les grandes espérances qu'on avait prématurément fondées sur son emploi. Nous l'avons vu fonctionner chez M. Adolphe Billet, fabricant de noir et de produits chimiques, à Cantin près Douai, qui a dû le remplacer par d'autres appareils plus convenables.

Aujourd'hui, la revivification des vieux noirs se pratique avec beaucoup de succès dans des espèces de fours coulants. A une plus grande régularité dans le travail et à une économie notable de combustible, ces fours ont encore sur les procédés de revivification ordinaires, l'avantage de la continuité. Nous donnons, pl. 6, fig. 92, le plan dont l'invention est due à M. Crespel-Dellisse.

A A, massif de la maçonnerie.

B, foyer disposé dans l'axe du four. Ce foyer est surmonté d'une voûte cintrée en briques réfractaires, dans laquelle sont solidement fixés des tuyaux rectangulaires en fonte inclinés C D, se relevant verticalement par un coude à la partie supérieure. La partie supérieure de ces coudes affleure un bassin en tôle E F, ayant les mêmes dimensions que le dessus du four qu'il couvre dans toute son étendue. Un espace libre sous ce bassin reçoit les divers produits de la combustion par 18 carneaux, correspondant chacun à un intervalle entre deux des tuyaux.

A la partie inférieure des tuyaux C D, un ajutage en Z porte un registre G, qui permet d'ouvrir et de fermer à volonté chacun des tuyaux ; le nombre de ces tuyaux est de 20 par four, formant deux rangées parallèles de 10 de chaque côté.

Enfin, à l'extrémité des ajutages s'adapte le bec des étouffoirs H I, représentant chacun une capacité de 25 litres environ, afin de pouvoir recevoir la totalité du noir que fournit le tuyau.

La manière de conduire l'opération est simple : on allume le feu dans le foyer B et on conduit la combustion lentement. Pendant que le four chauffe, on dessèche le noir en grain qu'on veut revivifier dans le bassin E F, où on l'étend en une couche d'égale épaisseur. Dès que ce noir est sec, on en remplit les 20 tuyaux dont les registres G sont fermés.

Cela fait, on pose un couvercle en tôle sur chaque ouverture supérieure.

Lorsque le chargement est opéré, on élève la température du four au rouge cerise. La flamme et le courant d'air chaud circulent autour des tuyaux CD, passent dans les ouvreaux pratiqués dans la voûte et s'échappent dans la cheminée par les carnaux qui existent au-dessous du bassin EF; ce bassin, comme nous l'avons dit, est spécialement destiné à sécher le noir avec la chaleur perdue.

Le four étant constamment maintenu à la température rouge, la durée moyenne de la calcination est de 35 à 40 minutes; en reconnaît qu'elle est terminée quand il ne sort plus de vapeurs par les joints des couvercles. On ouvre alors les registres G, et tout le noir contenu dans les tuyaux tombe dans les étouffoirs HI, que l'on ferme aussitôt.

Dès que les tuyaux sont vides, on les remplit de nouveau avec le noir séché sur le bassin EF; on continue à chauffer le four, et après 35 ou 40 minutes, on a une nouvelle charge de noir calciné et revivifié qu'on retire comme la première fois par les registres G, qu'on a tenus fermés depuis le commencement de l'opération.

En travaillant jour et nuit, ce four donne 48 charges en 24 heures, représentant, à 20 litres chacune, 960 kilogrammes de noir par tuyau, ou 19,200 kilogrammes pour les 20 tuyaux.

25 ou 30 minutes après le défournement, on vide le charbon des étouffoirs dans un magasin spécial; de cette manière, les mêmes vases peuvent servir à recevoir le produit d'une nouvelle calcination, et ainsi de suite.

Pendant les diverses opérations que nous venons de décrire, il y a toujours une certaine quantité de noir en grain qui se réduit en poudre. Comme la présence de cette poudre dans le noir rend la filtration des liquides moins facile, on l'en sépare au moyen d'un blutage.

Tels sont, en résumé, les procédés employés pour la revivification du noir en grain. Le noir ainsi revivifié possède sensiblement les mêmes propriétés décolorantes que le noir neuf. L'avantage particulier et considérable que présente cette opération, c'est que le même noir peut être revivifié jusqu'à 25 et 30 fois, car l'expérience prouve que le déchet est à peine de 4 pour 100 à chaque nouvelle opération.

Quant à la question économique, elle est claire: le noir neuf en grains coûte 18 francs les 100 kilogrammes; le noir

revivifié ne revient guère qu'à 4 francs ; il y a donc un bénéfice de plus de trois quarts dans l'emploi du noir revivifié, qui, on peut le dire, a sauvé la sucrerie indigène.

Nous ferons encore connaître ici deux appareils récemment inventés pour la fabrication et la revivification du noir animal : l'un de ces appareils a été inventé par M. C.-F. Parson, l'autre par MM. J. F. Binjes et H. J. Collins. Donnons d'abord la description de l'appareil de M. Parson, qui est le premier en date, description que nous empruntons au *Technologiste*, 20^e année, p. 240.

La planche 6, figure 93, représente cet appareil en élévation vue de face.

La figure 94 est une section verticale.

La figure 95, une section horizontale partielle opérée par la figure 94.

L'appareil consiste en une enveloppe circulaire A, A, dans la partie mitoyenne de laquelle sont établis les foyers B, B ; la chaleur développée par ceux-ci et les produits de la combustion s'écoulent par les carneaux C, C tout autour à l'intérieur de l'enveloppe, puis dans une cheminée commune à tous ces carneaux. Au-dessus des foyers et des carneaux est disposé un disque ou plate-forme D, D présentant circulairement autour de son point central des ouvertures en forme de lunules x, x . En dessous, la plate-forme D, D est pourvue d'un anneau en retour d'équerre c, c disposé près de sa périphérie qui peut circuler librement dans une gouttière circulaire en fer d, d remplie de sable. Un autre anneau e, e placé aussi sous cette plate-forme près du bord externe des lunules, circule également dans une autre rainure circulaire f, f également pleine de sable.

Les lunules x, x débouchent dans un auget E dont le fond incliné se prolonge d'un côté jusqu'à la paroi de l'enveloppe où est placée une ouverture F fermée par une porte ajustée hermétiquement. Il existe également un couvercle G, G au-dessus de la plate-forme D, qui ferme aussi d'une manière hermétique, ainsi que des ramasseurs H, H, puis des cylindres étaleurs I, I fixés entre le couvercle et la face supérieure de la plate-forme pour étendre et répartir bien uniformément sur celle-ci la matière sur laquelle on veut opérer. La trémie alimentaire K se prolonge en contrebas à travers le couvercle jusque près de la surface de la plate-forme et elle est pourvue d'une soupape ou d'une trappe pour prévenir l'accès de l'air. Deux ou un plus grand nombre de tuyaux ventilateurs L, L

sont disposés sur le couvercle et pourvus de soupapes *g, g* s'ouvrant en dehors pour permettre l'évacuation des matières volatiles qui se dégagent des substances qu'on traite, et pour plus de commodité, les soupapes communiquent par des tubes *M, M* avec l'intérieur des foyers. La plate-forme est établie sur un arbre central *N*, et on lui imprime un mouvement de rotation au moyen d'une crémaillère circulaire *h, h* qui règne sur son bord inférieur, et d'une roue dentée dont l'arbre *O* passe au travers de la paroi de l'appareil et que soutiennent des coussinets portés par le palier *P*, lequel arbre reçoit le mouvement d'un premier moteur quelconque, ou bien on communique le mouvement à l'arbre *N* par l'un quelconque des moyens connus aujourd'hui.

Aussitôt que les matières ont été suffisamment exposées sur la plate-forme *D* à l'action de la chaleur, elles sont guidées par les ramasseurs *H, H* dans les lunules *x, x*, où elles tombent sur le plan incliné du fond de l'auget de décharge *E* pour être évacuées par la porte *F*.

Quand on commence une opération, on peut introduire une flamme de gaz ou autre pour brûler tout l'oxygène qui est contenu à l'intérieur de l'appareil.

L'appareil de *MM. J.-F. Binjes et H.-J. Collins* est non-seulement destiné à la fabrication du noir animal, mais aussi à la revivification de celui qui a servi ; il a aussi pour but de prévenir le dégagement des émanations insalubres et de rendre cette fabrication moins incommode ou dangereuse.

Pl. 6, fig. 96, section verticale de l'appareil sur sa longueur.

Fig. 97, section transversale par la ligne *CD*.

AA, cornue cylindrique en terre, en fonte ou en tôle disposée horizontalement ou à peu près dans un massif en maçonnerie *BB*, construit de façon que cette cornue puisse être entourée de tous côtés par la flamme ; *C*, foyer de forme convenable quelconque disposé de manière à être en communication directe avec la cornue au moyen de divers carneaux ou passages indiqués par les flèches qui montrent la direction ou la marche du tirage. La chaleur et la flamme, après avoir passé sur les côtés de la cornue et dessus, reviennent par les carneaux supérieurs *D* vers le conduit descendant *E*, qui les jette finalement dans une cheminée placée convenablement.

Dans l'intérieur de cette cornue est disposée, sur sa longueur, une vis d'Archimède *F*, dont l'arbre roule sur des appuis *G G* dans les couvercles qui terminent la cornue.

Cette vis est mise en état de rotation avec beaucoup de lenteur par le moyen d'un vis sans fin H et d'une roue à denture hélicoïde I calée sur l'extrémité extérieure de l'arbre de la vis d'Archimède. Cette dernière vis, en tournant dans la cornue, fait marcher avec lenteur à l'intérieur de celle-ci et d'une extrémité à l'autre les os ou le noir animal qu'on a chargé d'un côté et qui est déchargé de l'autre. On laisse un espace vide de 12 à 14 millimètres entre la circonférence de la vis et la surface concave de la cornue, d'abord pour livrer un passage libre aux vapeurs et aux gaz dégagés dans la combustion entre la partie supérieure de la cornue et l'une des extrémités, et en outre pour s'opposer à ce que cette vis ne broie et ne pulvérise les os ou le noir en frottant contre les parois. De petits arrêts ou tasseaux KK interposés de distance en distance entre les pas de la vis, servent à faire changer continuellement la position des matières contenues dans la cornue, ce qui permet à la chaleur d'agir plus uniformément sur elles et aux gaz et aux vapeurs de se dégager plus librement.

A l'extrémité antérieure de la cornue ou extrémité de chargement, est une trémie L pour recevoir les os cassés ou le noir animal qui descendent à travers cet appareil dans un tuyau conducteur M qui amène ces matières dans la partie antérieure de la cornue, ainsi qu'on le voit dans la figure 1. Ce tuyau M peut être muni ou non à son intérieur d'une vis alimentaire semblable à celle contenue dans le corps de la cornue, mais dans la plupart des cas on peut supprimer cette vis alimentaire, les matières à traiter descendant par leur propre poids aussi vite qu'elles sont déchargées à l'autre bout de la cornue.

Il existe aussi une chambre N du côté de la décharge de la cornue, chambre qui se prolonge jusque sur le devant de la maçonnerie en briques où elle est pourvue d'une porte à coulisse munie d'une lunette O pour pouvoir surveiller avec facilité la marche de l'opération, et d'un tube qui conduit à un appareil de condensation destiné à recueillir et condenser les vapeurs ou les gaz qui se dégagent pendant la carbonisation. Le fond de cette chambre N s'ouvre sur un récipient R d'une section qui correspond au diamètre de la cornue, et dont la partie supérieure entourée par les carreaux utilise autant qu'il est possible la chaleur développée, pour achever et perfectionner la carbonisation des matières. Sur le fond de ce récipient, sont disposés un certain nombre de tubes réfrigérants verticaux en tôle S, d'environ 4 centimètres de diamètre et 1^m.25 de longueur, qui servent à

refroidir dans son passage le noir qui les traverse. Le nombre de ces tubes peut varier de manière à ce qu'ils contiennent toute la quantité de noir livré par quatre révolutions de la vis d'Archimède. Ces tubes s'ouvrent à leur extrémité inférieure dans une boîte T munie de deux coulisseaux *tt* en forme de grilles fixes à l'intérieur de la boîte. Ces coulisseaux sont mus par le levier U qui bascule sur la tige *u*, laquelle porte deux autres bras de levier *v* et *w*, l'un pourvu d'un contre-poids *x* et l'autre en rapport au moyen d'une bielle V avec une petite manivelle W sur l'extrémité postérieure de l'arbre de la vis.

Au moyen de cette disposition, la cornue se décharge d'elle-même, puisqu'à chaque révolution de la vis F les coulisseaux *tt* s'ouvrent et se ferment pour permettre l'écoulement d'une certaine quantité de noir qui est déchargé dans le récipient R à chacune de ces révolutions. Avant de mettre les coulisseaux en rapport avec la manivelle W et de les faire ouvrir et fermer; il faut remplir le récipient R et les tubes S pour que le noir, après qu'il est tombé dans les tubes, ait le temps de se refroidir pendant son passage au travers de ces derniers par la circulation de l'air atmosphérique extérieur et avant sa décharge.

Une plaque à sécher en fonte X, ou plancher en tuiles réfractaires, est placé au-dessus du carneau supérieur pour sécher et chauffer les os concassés ou le noir humide, avant de les introduire dans la trémie L, afin d'économiser le combustible et l'espace.

COMBINAISONS DU CARBONE AVEC L'OXYGÈNE.

Le carbone se combine à l'oxygène en différentes proportions, et donne naissance à un oxyde auquel on a donné le nom d'oxyde de carbone et à divers acides dont les principaux sont l'acide carbonique et l'acide oxalique. Nous ne parlerons pour le moment que de l'oxyde de carbone, renvoyant pour les combinaisons acides à la quatrième partie de cet ouvrage.

Oxyde de carbone.

HISTORIQUE.

Le gaz oxyde de carbone fut découvert par le docteur Priestley, dans le but de trouver une preuve de l'existence

du phlogistique ; mais ce fut Cruiskbanks qui en fit connaître la composition et les propriétés. Enfin, Clément et Desorme, Morvaux et Bertholet l'examinèrent aussi et lui donnèrent le nom d'oxyde de carbone qu'il porte encore aujourd'hui.

PRÉPARATION.

Le gaz oxyde de carbone peut s'obtenir par un grand nombre de procédés ; nous indiquerons les trois principaux.

Premier procédé.

Ce procédé qui est le plus simple de tous, consiste à chauffer au rouge un mélange de trois parties de craie ou de marbre avec une partie de charbon de bois calciné ; ces deux substances ayant été préalablement réduites en poudre, on introduit le mélange dans une cornue en grès au col de laquelle on adapte un tube propre à recueillir les gaz. Rien n'est plus facile de se rendre compte des phénomènes qui se passent dans cette opération. La craie ou carbonate de chaux est un composé de chaux et d'acide carbonique, celui-ci peut être considéré comme formé d'oxyde de carbone et d'oxygène : le charbon s'unira donc à la portion d'oxygène pour donner naissance à de l'oxyde de carbone, et la chaux sera mise à nu.

Deuxième procédé.

Le deuxième s'exécute en introduisant dans une cornue en grès à laquelle est adapté un tube propre à recueillir les gaz, un mélange de parties égales de marbre en poudre et de limaille de fer : la cornue est placée dans un fourneau à réverbère et chauffée au rouge, les gaz qui se dégagent sont un mélange d'oxyde de carbone et d'acide carbonique que l'on recueille sur l'eau. (Voyez pour l'appareil, pl. 6, fig. 98.) On sépare l'acide carbonique en agitant le mélange soit avec de l'eau de chaux, soit avec une solution de potasse caustique. La théorie de cette opération est très-simple : le fer mis en contact avec l'acide carbonique à une chaleur rouge, le décompose ; une portion de son oxygène s'unit au fer et le fait passer à l'état d'oxyde. Il se dégage alors de l'oxyde de carbone.

Troisième procédé.

Enfin, le troisième mode consiste à décomposer, à une faible température, l'acide oxalique, par l'acide sulfurique

concentré. Pour préparer ce gaz, on introduit dans une petite cornue en verre une partie d'acide oxalique cristallisé et on ajoute six parties d'acide sulfurique concentré. On adapte à la tubulure de la cornue un tube recourbé qui amène le gaz dans une cloche placée sur l'eau ou sur le mercure. En chauffant légèrement le mélange, l'acide oxalique se dissout dans l'acide sulfurique; il se produit une vive réaction provenant de la décomposition de l'acide oxalique qui se dédouble en ses deux produits gazeux, et donne naissance à des volumes égaux d'acide carbonique et d'oxyde de carbone. On obtient alors un mélange des deux gaz; on sépare l'acide carbonique par la chaux hydratée en poudre ou par une dissolution de potasse caustique. On peut encore absorber l'acide carbonique, en faisant passer le mélange des gaz à travers un flacon laveur renfermant une dissolution de potasse caustique. La première méthode nous paraît préférable.

Pour se rendre compte des divers phénomènes qui se passent dans cette opération, il suffit de savoir que l'acide oxalique est un composé de carbone et d'acide carbonique; que cet acide ne peut exister qu'en combinaison avec l'eau ou avec une base. En le traitant par l'acide sulfurique concentré, celui-ci s'empare de l'eau de combinaison de l'acide oxalique qui alors se décompose en acide carbonique et en oxyde de carbone. Cette décomposition a également lieu lorsqu'on chauffe l'acide oxalique cristallisé avec un corps très-avide d'eau.

On peut encore se procurer l'oxyde de carbone : 1° en chauffant au rouge dans une cornue de grès placée dans un fourneau à reverbère, un mélange d'oxyde de zinc et de charbon en poudre; 2° en faisant passer un très-faible courant de gaz acide carbonique à travers un tube en porcelaine chauffé au rouge et renfermant du charbon. Ces deux procédés donnent un gaz qui n'est jamais pur; il renferme toujours de l'acide carbonique qu'on peut éliminer par les mêmes moyens que nous avons précédemment indiqués.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le gaz oxyde de carbone est incolore, inodore; comme tous les gaz, il est susceptible d'extension et de compression, mais jusqu'à présent, il a été impossible de le liquéfier. Son poids spécifique, suivant Thenard, est de 0.968, et selon Berzélius, de 0.972. Il est presque insoluble dans l'eau, qui n'en dissout que 1/16 de son volume. La chaleur et l'électricité

sont sans action sur ce gaz. Il est inflammable et brûle avec une flamme bleue claire. 100 mesures de ce gaz exigent, pour leur combustion complète, 50 volumes d'oxygène pur, et le produit est de 100 volumes d'acide carbonique, c'est-à-dire qu'il est égal à celui du gaz oxyde de carbone. L'analyse se fait par l'eudiomètre dans lequel on opère la combustion de l'oxyde de carbone par le gaz oxygène.

Il suit de là que le gaz de carbone est composé en poids de :

Carbone.	42.86
Oxygène.	57.14
	<hr/>
	100.00

Nota. Le gaz oxyde de carbone se produit en grande quantité lorsqu'on brûle du charbon dans une quantité d'air insuffisante. C'est ce qui arrive souvent dans nos appartements. C'est particulièrement à la présence de ce gaz que l'on doit attribuer l'asphyxie par le charbon et non à l'acide carbonique. Il y a beaucoup de danger à respirer un air qui renferme quelques centièmes d'oxyde de carbone; ce gaz agit comme un véritable poison; aussi, pour se soustraire à l'influence délétère qu'il exerce sur l'économie, il est indispensable d'aérer convenablement les chambres dans lesquelles on brûle du charbon.

USAGES.

L'oxyde de carbone pur est peu employé dans l'industrie; mais on s'en sert quelquefois dans les laboratoires pour opérer la réduction d'un grand nombre d'oxydes métalliques. Son action dans cette circonstance est fondée sur son affinité pour l'oxygène à une haute température. Exemple: si l'on chauffe de l'oxyde de cuivre au rouge et qu'on fasse passer dessus un courant d'oxyde de carbone, il se transforme en acide carbonique en enlevant l'oxygène de l'oxyde qu'il réduit. C'est encore par une réaction analogue qu'on réduit l'oxyde de fer dans les hauts-fourneaux. L'oxyde de carbone fait aussi partie des gaz qui servent à l'éclairage.

COMBINAISONS DU CARBONE AVEC L'HYDROGÈNE.

Les combinaisons qui résultent de l'union du carbone avec l'hydrogène sont extrêmement nombreuses ; mais elles diffèrent beaucoup entre elles soit par leurs propriétés, soit par leurs applications, soit enfin par l'état où elles se présentent, état qui, dans beaucoup de circonstances, ne dépend que de l'arrangement moléculaire. En effet, ces sortes de combinaisons présentent de remarquables exemples d'isomérisie.

Comme nous traitons dans la quatrième partie de cet ouvrage de la préparation des composés organiques, nous ne nous occuperons ici que de quelques-unes des combinaisons du carbone avec l'hydrogène.

Deux de ces combinaisons sont gazeuses à la température ordinaire ; ce sont :

L'hydrogène protocarboné.

L'hydrogène bicarboné.

Hydrogène protocarboné ou gaz des marais.

Ce gaz, qu'on nomme aussi gaz des marais, existe dans la nature ; il s'exhale dans les temps chauds des eaux stagnantes ; sa production est due à la décomposition des matières organiques. Ce gaz se dégage aussi en abondance de certaines mines de houille ; lorsqu'il est mêlé à l'air, il s'enflamme par les lampes des ouvriers qui exploitent la mine, et détermine ces explosions, dont les effets sont souvent si terribles. Les mineurs le désignent sous le nom de *grisou*.

PRÉPARATION.

On l'obtient en agitant dans un temps chaud la vase qui se trouve au fond des eaux stagnantes ; il s'élève à la surface de l'eau des bulles que l'on recueille au moyen de flacons renversés, remplis d'eau et munis de larges entonnoirs, pl. 6, fig. 99. Le gaz que l'on obtient ainsi n'est jamais pur ; il contient de l'acide carbonique, de l'azote et quelquefois de l'oxygène. On le sépare du premier, en agitant le gaz avec un peu de potasse caustique ; on enlève l'oxygène en le laissant en contact avec un bâton de phosphore pendant plusieurs jours. La séparation de l'azote exige une opération plus compliquée ; on peut en déterminer la proportion en

brûlant le gaz dans l'eudiomètre avec un excès d'oxygène. La séparation directe de l'azote par les agents chimiques a été impossible jusqu'à présent.

Pendant longtemps, ce procédé a été le seul par lequel on se procurait l'hydrogène protocarboné. M. Persoz a obtenu le premier ce gaz à l'état de pureté en décomposant l'acétate de soude au moyen de la potasse caustique et de la chaux. Voici les meilleures proportions à employer :

Acétate de soude cristallisé. . .	40 parties en poids.
Potasse.	400
Chaux.	600

On dissout la potasse dans une très-petite quantité d'eau et on ajoute la chaux en poudre, de manière à former une pâte ; cela fait, on ajoute l'acétate de soude et on introduit le mélange dans une grande cornue en verre ; on adapte à la cornue un tube abducteur qui amène le gaz dans une cloche remplie d'eau et renversée sur la cuve à eau. (*Voyez la planche 6, figure 100.*) En chauffant, l'acétate de soude se décompose et l'acide acétique forme de l'acide carbonique et de l'hydrogène protocarboné. On absorbe facilement l'acide carbonique par la potasse caustique.

Dans cette opération, on remplace quelquefois la potasse par de la baryte.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

L'hydrogène protocarboné est un gaz incolore, inodore, très-peu soluble dans l'eau ; il est très-inflammable et brûle à l'air avec une flamme bleuâtre. Sa pesanteur spécifique est de 0.5596 d'après Thenard, et de 0.550 d'après M. Barruel. Il est composé de :

4 volumes de vapeur de carbone	} condensés en	4 volumes.
8 — hydrogène		

et en poids :

Hydrogène.	25
Carbone.	75
	100

Ce gaz exige pour sa combustion complète 3 volumes de gaz oxygène. On obtient de l'eau et 1 volume d'acide carbonique.

Hydrogène bicarboné.

Le gaz hydrogène bicarboné, nommé aussi gaz oléfant, fut découvert en 1796 par des chimistes hollandais. Mais il ne fut bien connu que depuis les expériences de Bertholet et de Dalton, qui en firent connaître la composition et les propriétés.

Ce gaz se prépare en chauffant dans un matras en verre un mélange de 4 parties d'acide sulfurique concentré et d'une partie d'alcool. On introduit d'abord l'alcool dans le matras et on y ajoute l'acide sulfurique par petites portions à la fois, car si on versait l'acide en une seule fois, il se produirait une réaction tellement vive qu'elle pourrait occasionner la rupture du vase. Quand tout l'acide a été ajouté, on adapte au matras un tube abducteur qui vient se rendre dans un flacon laveur contenant une dissolution de potasse; l'autre tubulure de ce flacon porte un tube recourbé qui amène le gaz dans un flacon plein d'eau et renversé sur la cuve hydro-pneumatique. (Voir la planche 6, figure 101.)

Tout étant disposé, on chauffe le matras; lorsque le mélange entre en ébullition, l'hydrogène bicarboné se dégage; il passe d'abord à travers le flacon laveur contenant une dissolution de potasse caustique qui absorbe les acides carbonique et sulfureux; le gaz épuré est conduit par le second tube dans le flacon placé sur la cuve.

On reconnaît que l'opération est terminée quand la liqueur, fortement colorée, commence à se boursouffler; on doit alors retirer tout le feu, car en continuant l'opération, on obtiendrait du gaz très-impur.

Ce gaz contient toujours de la vapeur d'éther qui s'est formée au commencement de l'opération par la réaction de l'acide sulfurique sur l'alcool. On enlève ces vapeurs en agitant le gaz avec un peu d'alcool; enfin, comme celui-ci forme aussi des vapeurs, on les absorbe avec un peu d'eau.

Ainsi préparé, ce gaz est parfaitement pur; il est incolore, mais il a toujours une odeur empyreumatique particulière qu'on ne peut pas lui enlever. Il est très-peu soluble dans l'eau, qui n'en dissout qu'environ 15 pour 100 de son volume. Sa densité est de 0.9784, il est par conséquent plus lourd que l'hydrogène protocarboné. Il brûle à l'air avec une flamme brillante et fuligineuse.

Il est composé de :

2 volumes de vapeur de carbone	}	condensés en 1 volume.
2 volumes hydrogène		

et en poids :

Hydrogène.	14.28
Carbone.	85.72
	100.00

APPLICATIONS.

Ce gaz est sans usages à l'état de pureté ; mais à l'état de mélange avec d'autres combinaisons de carbone, avec l'hydrogène, il entre comme partie constituante de plusieurs gaz de l'éclairage, et principalement de celui obtenu par la distillation de la houille.

Nota. — La réaction qui, dans cette opération, donne naissance à l'hydrogène bicarboné est assez compliquée ; voici de quelle manière les chimistes l'expliquent. L'alcool est considéré comme s'il était formé de deux équivalents d'eau et d'un équivalent d'hydrogène bicarboné. L'acide sulfurique s'empare de l'eau et dégage l'hydrogène bicarboné au commencement de l'opération. Mais à mesure que l'alcool se décompose, le point d'ébullition du mélange s'élève de plus en plus ; et il arrive un moment où l'hydrogène bicarboné naissant décompose l'acide sulfurique, produit de l'eau, de l'acide sulfureux, de l'acide carbonique et un dépôt abondant de charbon.

Carbure d'hydrogène.

On a récemment découvert une nouvelle combinaison du carbone avec l'hydrogène, à laquelle on a donné le nom de carbure d'hydrogène ; ce carbure s'obtient par la distillation des huiles et des graisses à la température rouge : il est liquide à la température de 18° centigrades au-dessous de zéro, mais il est gazeux à la température ordinaire ; sa densité est de 1,9264 : ce gaz est très-peu soluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool : il se dégage de ce liquide avec une vive effervescence, quand on y ajoute de l'eau.

Ce carbure est éminemment combustible. Lorsqu'on l'enflamme au contact de l'air, il brûle avec une flamme bril-

lante des plus intenses ; les résultats de sa combustion sont de l'eau et de l'acide carbonique.

A 18° centigrades, il se condense en un liquide incolore dont la densité est seulement de 0,627 ; il est par conséquent le plus léger des liquides connus. Sa composition en poids est de :

Hydrogène.	14,28
Carbone.	85,72
	100,00

On voit que sa composition est absolument la même que celle de l'hydrogène bicarboné ; mais il en diffère essentiellement par des propriétés particulières : ces différences, encore peu connues, sont attribuées par les chimistes à l'arrangement moléculaire de ces corps, qui n'est pas le même pour tous.

Bicarbure d'hydrogène.

Ce bicarbure est un liquide incolore, ayant une odeur empyreumatique qui a quelque analogie avec celle de l'essence d'amandes amères. Il cristallise à 0°, et entre en ébullition vers 85° centigrades. Sa densité, moins grande que celle du carbure d'hydrogène, est de 0,85 ; il brûle avec une flamme brillante et fuligineuse. Chauffé à la chaleur rouge, il se décompose en carbone et en hydrogène protocarboné. Mis en contact avec l'acide sulfurique, il le colore en jaune, et il se forme à la surface de cet acide un liquide incolore, très-soluble dans l'alcool.

Ce carbure, comme le précédent, s'obtient par la distillation des huiles et des graisses animales, lorsqu'on décompose ces substances à une haute température, pour en préparer un gaz propre à l'éclairage.

Sesquicarbure d'hydrogène.

Ce corps provient également de la distillation des matières organiques animales, mais il diffère des précédents par la plupart de ses propriétés. Il est liquide à 18 degrés au-dessous de 0°, et entre en ébullition à 85° centigrades. Sa densité est de 0,85. L'action de l'acide sulfurique sur ce corps est des plus énergiques.

L'étude des carbures d'hydrogène est encore bien incom-

plète ; tous ces corps ont une si grande analogie entre eux, qu'il est extrêmement probable qu'on ne les a pas encore obtenus dans un état de pureté absolue. Ils existent toujours à l'état de mélange dans les produits liquides de la distillation des matières azotées propres à fournir du gaz d'éclairage. Leur mode de séparation, encore peu exact, est fondé sur les diverses températures auxquelles ils entrent en ébullition. Ce n'est donc que par voie de distillation qu'on peut les séparer les uns des autres.

Les produits liquides de la décomposition de la houille et des schistes bitumineux donnent aussi des carbures liquides : comme l'extraction industrielle de ces corps forme une branche d'industrie très-importante, nous traiterons de leur préparation dans la quatrième partie de cet ouvrage. Bornons-nous, pour le moment, à constater que c'est à la présence de ces divers carbures, à l'état de vapeurs, que le gaz de houille doit son pouvoir éclairant.

COMBINAISON DU CARBONE AVEC L'AZOTE.

Azoture de carbone ou cyanogène.

Ce composé remarquable a été découvert par Gay-Lussac, et étudié successivement par divers chimistes, notamment par M. Liebig. Ce corps se combine avec l'oxygène et l'hydrogène, et forme des acides très-importants, que nous étudierons dans la quatrième partie de cet ouvrage.

PRÉPARATION.

On prépare le cyanogène en décomposant, à l'aide de la chaleur, le cyanure de mercure neutre et parfaitement sec, dans une cornue en verre préalablement séchée. L'appareil employé pour cette opération est représenté pl. 6, fig. 100. Il se compose d'une cornue A, dans laquelle on introduit le cyanure de mercure ; on adapte au col de cette cornue un tube abducteur B, qui amène le gaz sous une cloche C, pleine de mercure et placée sur une cuve à mercure D.

L'appareil ainsi disposé, on chauffe légèrement la cornue avec une lampe à alcool ; le cyanure se décompose en mercure, qui distille et vient se condenser dans le col de la cornue, et en cyanogène qui se dégage et se rend dans l'éprouvette ou la cloche C, placée sur la cuve à mercure. Quand

cette éprouvette est remplie de gaz, on la remplace par une autre et ainsi de suite. On continue l'opération jusqu'au moment où le dégagement du gaz cesse.

On pourrait encore préparer ce gaz par d'autres procédés, mais on préfère employer le cyanure de mercure qu'il est toujours facile de se procurer entièrement pur ; on sait que, lorsque ce composé contient de l'oxyde de mercure, il se forme, indépendamment du cyanogène, de l'acide carbonique et du protoxyde d'azote. Il est donc important d'employer ce cyanure parfaitement pur.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le cyanogène est un gaz incolore, inflammable, d'une odeur extrêmement vive et pénétrante. Sa densité est de 1,8064. Il rougit sensiblement la teinture de tournesol. En faisant chauffer la solution, le gaz se dégage mêlé avec de l'acide carbonique, et la couleur bleue reparait. Soumis à une pression d'environ quatre atmosphères, il se liquéfie ; c'est alors un liquide incolore dont la densité est 0,9. Il supporte une très-haute température sans se décomposer ; mais si on en approche un corps en ignition, il brûle, se transforme en acide carbonique, et l'azote devient libre. L'eau, à la température de +20 degrés, en dissout quatre fois et demie son volume, et acquiert une odeur vive et très-piquante. L'éther et l'essence de térébenthine en dissolvent presque autant que l'eau, et l'alcool en dissout de vingt-trois à vingt-cinq fois son volume. Soumis à la chaleur que développe la lampe à l'alcool, le phosphore, le soufre, l'iode et l'hydrogène sont sans action sur lui. On peut en opérer la combustion par l'oxygène au moyen de l'eudiomètre ; il faut alors employer deux fois et demie son volume d'oxygène. Le fer, à une température rouge, le décompose, se recouvre d'une légère couche de carbone, et devient cassant ; l'azote est mis en liberté ; le potassium l'absorbe avec tant d'énergie, à l'aide de la chaleur, qu'il y a inflammation ; il se produit alors du cyanure de potassium, qu'on reconnaît à sa couleur jaunâtre. Ce cyanure, mis en contact avec l'eau, la décompose : son oxygène s'unit au potassium, et l'hydrogène au cyanogène.

La composition en poids du cyanogène est de :

Carbone.	45,56
Azote.. . . .	54,44
	<hr/>
	100,00

USAGES.

Le cyanogène libre est sans applications; mais il forme des acides importants par sa combinaison avec l'oxygène et avec l'hydrogène; il forme aussi avec le potassium un sel très-employé dans les arts, le cyanure de potassium, sur la préparation duquel nous reviendrons.

Paracyanogène.

Le paracyanogène est aussi une combinaison de carbone et d'azote, ayant la même composition que le cyanogène, d'où il tire le nom qu'il porte. On l'obtient dans la préparation du cyanogène par la décomposition du cyanure de mercure par la chaleur. Lorsque le dégagement du gaz a cessé, il reste dans la cornue une matière brune, fondue et pouvant supporter une température assez élevée sans se décomposer; cette matière est le paracyanogène.

On connaît d'autres combinaisons isomériques du cyanogène; mais ces combinaisons, sans importance pour les arts et encore bien imparfaitement connues, ne peuvent trouver place dans un ouvrage dont le but principal est la préparation des produits chimiques.

COMBINAISON DU CARBONE AVEC LE SOUFRE.**Sulfure de carbone ou acide sulfocarbonique.**

Le carbone s'unit au soufre en une seule proportion bien définie et forme le composé très-remarquable connu sous le nom de sulfure de carbone. La découverte de ce sulfure a été faite en 1796, par Lampadius, qui l'obtint en distillant un mélange de pyrites et de charbon.

Le sulfure de carbone a été pendant longtemps sans usages; mais une étude plus attentive des propriétés de ce corps a démontré qu'il pouvait recevoir de nombreuses et utiles applications dans les arts industriels et principalement pour la vulcanisation du caoutchouc. Ces applications ont donné une grande extension à la fabrication de ce produit: cette considération nous engage à décrire les divers procédés au moyen desquels on peut l'obtenir.

Premier procédé.

On place, dans un long fourneau C, un tube en porcelaine AB (pl. 6, fig. 102), dont les deux bouts dépassent le fourneau, et à l'une des extrémités de ce tube, on adapte une allonge D se rendant dans un ballon E contenant un peu d'eau et placé dessus un bain de sable mis sur un fourneau F. A sa tubulure est adapté un tube de Welter se rendant au fond d'un flacon vide G placé dans un vase, afin de pouvoir l'entourer de glace; de ce flacon part un second tube de Welter servant à donner issue au gaz. L'appareil étant luté, on met du charbon de bois parfaitement sec dans le tube de porcelaine, depuis *a* jusqu'en *b*. Quand la température du tube est élevée au rouge, on projette par son extrémité libre des morceaux de soufre, qui, réduits en vapeur, traversent le charbon et s'y combinent. Le sulfure en vapeur vient se condenser avec l'excès de soufre dans le ballon. Quand l'opération est terminée, on chauffe le ballon, et le sulfure passe par le tube de communication pour se rendre dans le flacon G: c'est alors qu'il faut l'entourer de glace. On le retire et on le conserve dans des flacons bouchés à l'émeri.

Deuxième procédé.

Ce procédé ne diffère du premier que par la disposition de l'appareil, disposition qui permet d'obtenir une plus grande quantité de produit en remplaçant le tube de porcelaine par une cornue de grès A, munie d'une large tubulure B (voir la planche 6, figure 103). On adapte dans la tubulure B, un tube de porcelaine C, qui descend à quelques centimètres du fond de la cornue et qu'on lute à la hauteur de l'ajutage avec de la terre à four. Ce tube ouvert aux deux bouts se ferme à volonté par un bouchon.

La cornue A, dont la capacité ordinaire est de 4 litres environ, est remplie avec du charbon de braïse parfaitement sec. On la pose ensuite dans un fourneau DD, puis on y adapte une allonge E, qui communique avec un long tube L muni d'une enveloppe remplie d'eau froide. A l'extrémité du tube L se trouve un tube F qui communique avec un récipient G destiné à recueillir le produit; on adapte à la deuxième tubulure de ce récipient un tube H qui conduit les vapeurs et les gaz hors l'atelier.

L'appareil étant ainsi disposé, on chauffe lentement et graduellement la cornue; lorsque la température a atteint le rouge vif, on y introduit par le tube de porcelaine C des morceaux de soufre, ayant soin de fermer immédiatement

après l'ouverture de ce tube avec un bouchon. Le soufre fond et se réunit au fond de la cornue où il se transforme en vapeur; cette vapeur se trouvant en contact direct avec le charbon incandescent, se combine avec lui et forme du sulfure de carbone, qui distille et vient se condenser à l'état liquide dans le récipient G. Pour obtenir une condensation complète, on a soin de faire couler un petit filet d'eau froide dans la double enveloppe du tube réfrigérant L; on doit également entourer d'eau froide ou mieux d'un mélange frigorifique le récipient G, lequel doit contenir une petite quantité d'eau.

On réitère de temps en temps l'introduction du soufre dans la cornue que l'on maintient constamment à la température rouge, condition essentielle pour que la combinaison du soufre avec le charbon puisse se produire.

L'opération terminée, on retire le sulfure de carbone du récipient, où il forme sous l'eau une couche huileuse d'une couleur jaunâtre. Cette coloration est due à une certaine quantité de soufre non combiné qu'il tient en dissolution et que l'on sépare par une nouvelle distillation. Nous reviendrons sur cette opération.

Avec une cornue de la capacité indiquée, on peut préparer 4 à 500 grammes de sulfure de carbone en 6 heures.

Troisième procédé. — Fabrication du sulfure de carbone en grand.

Depuis que ce produit a reçu d'utiles applications dans les arts, plusieurs chimistes ont fait connaître divers appareils pour sa préparation en grand. Parmi ces appareils, celui de M. Gérard, de Grenelle, offre, dans la pratique, les résultats les plus satisfaisants; en voici la description, pl. 6, fig. 104.

A, vase cylindrique en fonte épaisse de 5 centimètres, ayant pour dimension : longueur 2 mètres, largeur 1 mètre.

B, ajutage adapté à la partie latérale inférieure du cylindre et fermant par un obturateur.

C, tuyau adapté sur le fond supérieur du cylindre et fermant à volonté par un tampon en fonte.

D, tuyau incliné par lequel les vapeurs de sulfure de carbone se dégagent et arrivent dans un récipient intermédiaire E. Ce récipient est entouré d'une double enveloppe remplie d'eau ou d'un mélange frigorifique.

F, tuyau conduisant les vapeurs de sulfure de carbone du récipient E, dans le réfrigérant condensateur G. Ce réfrigérant est formé de trois vases cylindriques IJK communiquant entre eux par des tubes. Le vase supérieur I est surmonté

d'un tube L destiné à conduire les gaz et les vapeurs non condensées au-dehors de l'atelier. Le vase inférieur K communique au moyen d'un tuyau M, avec un réservoir destiné à recevoir le produit. Les trois capacités du récipient condensateur sont placées dans une enveloppe cylindrique ayant la forme d'une cuve de serpentín ordinaire; cette enveloppe est remplie d'eau froide qu'on renouvelle à mesure qu'elle s'échauffe, au moyen du tuyau N, communiquant avec un réservoir supérieur rempli d'eau froide.

Voici maintenant la manière d'opérer avec cet appareil : On remplit le cylindre en fonte A de charbon de bois très-sec ou mieux de braise que l'on y introduit par le tube C, sur l'orifice duquel on pose un large entonnoir. Le chargement étant effectué, on ferme ce tube au moyen d'un obturateur ou d'un tampon en fonte que l'on garnit d'argile, afin de rendre la fermeture hermétique.

Cela fait, on chauffe le cylindre à une forte chaleur rouge, afin de rendre la masse charbonneuse, incandescente; alors on y introduit par l'ajutage B quelques kilogrammes de soufre, puis on ferme immédiatement cet ajutage par un obturateur. Le soufre fond aussitôt et s'écoule sur le fond du cylindre où il se réduit en vapeur. Cette vapeur passe à travers le charbon incandescent et, dans ce passage, se combine avec du carbone pour produire du sulfure de carbone qui se dégage et vient se condenser dans le réfrigérant condensateur G.

Comme le sulfure de carbone entraîne toujours avec lui une certaine quantité de soufre non combiné, ce corps étant moins volatil, se condense en partie dans le récipient E, d'où on peut l'extraire mélangé avec du sulfure de carbone qui lui sert de dissolvant. On ne doit procéder à cette extraction, que lorsque l'opération est terminée et avant d'en commencer une nouvelle.

Le sulfure de carbone non condensé passe par le tube F et se rend dans le compartiment K du condensateur où il se refroidit et se condense; les gaz et les vapeurs incondensables traversent les deuxième et troisième compartiments J et K et se dégagent dans l'atmosphère par le tube L.

Il est très-important de maintenir l'eau qui entoure le réfrigérant condensateur à la température la plus basse possible, car sans cette précaution on perdrait une quantité considérable de vapeurs de sulfure de carbone.

Pour avoir une production continue de sulfure de carbone, on doit introduire successivement de nouvelles quantités de soufre dans le cylindre A. Ces additions, pour un cylindre

ayant les dimensions que nous avons indiquées, doivent être de 2 kilogrammes toutes les demi-heures, et continuées pendant 10 heures environ. Au bout de ce temps, on chauffe fortement le cylindre l'espace de 8 ou 10 heures, pour volatiliser d'abord les dernières portions de sulfure de carbone, puis le soufre non combiné. On recharge alors le cylindre avec du charbon (1), et lorsqu'il est arrivé de nouveau à la température rouge, ce qui annonce que le charbon qu'il renferme est incandescent, on recommence à y introduire du soufre, et on conduit l'opération comme nous l'avons indiqué précédemment, et toujours de même pour les opérations ultérieures.

On extrait, après chaque opération, le sulfure de carbone contenu dans le condensateur. Il suffit pour cela, d'ouvrir le robinet adapté au tube M qui plonge dans un récipient destiné à recueillir le produit. Ce récipient, dont la capacité est de 200 litres environ, doit contenir une certaine quantité d'eau. Ce liquide étant spécifiquement plus léger que le sulfure de carbone, forme une couche au-dessus de ce corps et empêche la volatilisation.

Le chargement complet d'un cylindre distillatoire ayant les dimensions que nous avons précédemment indiquées, exige 210 kilog. de charbon et 40 kilog. de soufre à chaque opération.

Lorsque l'opération est conduite dans de bonnes conditions pratiques, les quantités de matières ci-dessus fournissent de 210 à 215 kilogrammes de sulfure de carbone brut, qu'on purifie par une nouvelle distillation.

Appareil fort simple, qui remplit bien le but et peut servir en même temps à distiller les os.

Pl. 6, fig. 105, fourneau de forme cylindrique ou autre forme, dont les parois en briques réfractaires ont 1 décimètre d'épaisseur de plus autour du foyer F que celles autour de la chambre supérieure A. Les grilles a, b et c, d, constituent ce qu'on nomme le *caloriphore*. Le nombre de ces grilles

(1) Chaque fois qu'on recharge le cylindre distillatoire de charbon, il est important d'intercepter toute communication entre ce cylindre et les autres parties de l'appareil, dans lesquelles se trouve toujours du sulfure de carbone à l'état liquide ou en vapeur. Comme ce corps est extrêmement combustible, il suffirait d'une seule étincelle pour en déterminer l'inflammation et occasionner un incendie. On obvie à tout danger à cet égard, en fermant, pendant le chargement du cylindre, le robinet placé sur le tube incliné D. Hors ce cas, ce robinet doit toujours être tenu ouvert pendant toute la durée des opérations.

qui servent de réservoirs de chaleur peut varier; les barreaux en sont en terre réfractaire et disposés alternativement, ainsi qu'on le voit dans la figure. Le sommet de la chambre supérieure A est recouvert par une voûte L, et le tout est renfermé dans une enveloppe en tôle B. Le foyer F n'a ni grille ni cendrier, l'air y est introduit par la porte H, et les barres du caloriphore le sont par la porte D. La chambre V qui sert de cheminée et à contenir les os, est fermée par un couvercle Y, et dans le bas il existe deux portes W tournant sur un axe ou pivot vertical qui passe au travers de l'enveloppe et qu'on peut faire mouvoir à l'extérieur par des leviers.

Lorsque la grille *c, d* est devenue suffisamment chaude, on ferme les portes W, et la chambre V est remplie d'os. On ajuste alors le couvercle Y, et toutes les autres portes étant closes, celles W sont ouvertes pour permettre aux os de descendre en petite quantité dans le four A. Les produits huileux de la distillation sont conduits par le tuyau X dans un vase rempli d'eau froide où ils se condensent. Le charbon animal est extrait par la porte D, et après que le fourneau a été de nouveau chauffé en admettant l'air en C et en ouvrant la cheminée, on introduit une nouvelle charge d'os, et on continue de la même manière.

Pour préparer le sulfure de carbone, la disposition de la partie supérieure est un peu différente; ainsi que le représente la figure 106, où la cheminée est pourvue d'un réservoir M pour contenir le soufre, qui est mis en fusion par la chaleur de la cheminée et introduit dans le four par le moyen d'un tube à robinet O. Le tuyau de décharge X, fig. 107, est, ou supprimé ou fermé d'une manière étanche, et en N est disposé un tube qui communique avec un appareil de condensation, consistant, comme le montre la figure 108, en un vase rempli en partie d'eau et pourvu d'un tube de niveau d'eau T, d'un autre tube R pour le dégagement des gaz, et d'un robinet S pour soutirer le liquide.

Eu ouvrant le robinet O, le soufre en fusion s'écoule dans le four et se vaporise au contact des grilles *a, b* et *a, c*. La vapeur forcée de descendre passe à travers le coke incandescent, et dans ce passage se combine avec du carbone pour produire du sulfure de carbone qui passe dans le condenseur Q.

L'acide carbonique peut être produit par la calcination d'un calcaire dans un fourneau de ce genre.

ÉPURATION DU SULFURE DE CARBONE.

Comme nous l'avons vu, le sulfure de carbone ainsi obtenu contient toujours une certaine quantité de soufre en dissolution qui le colore. Pour l'avoir à l'état de pureté que le commerce exige, il est indispensable d'en éliminer le soufre, ce à quoi l'on parvient au moyen d'une nouvelle distillation. L'appareil employé pour cette opération est représenté pl. 6, fig. 109; il se compose d'une chaudière A, chauffée dans un bain-marie B. La chaudière A porte deux tubulures C et D; la tubulure C livre passage à un tube vertical E, dont la partie qui se trouve en dehors de la chaudière est surmontée d'un entonnoir qui sert à introduire le liquide dans la chaudière. L'autre tubulure porte un tube F qui conduit les vapeurs dans un petit récipient G, dont la destination spéciale est de recueillir les parties de liquide non distillé, que la force de l'ébullition pourrait projeter dans le tube F. Un autre tube H part de la deuxième tubulure de ce récipient et amène les vapeurs de sulfure de carbone dans un serpentin I, immergé dans l'eau contenue dans une cuve J. Enfin, un tube vertical K, adapté à la partie inférieure de cette cuve et terminée par un entonnoir, sert à y faire arriver continuellement un petit courant d'eau froide; l'eau chaude s'écoule par le trop-plein L.

Après avoir séparé le sulfure de carbone de l'eau, on en remplit la chaudière A aux quatre-cinquièmes de sa capacité; on remplit d'eau la cucurbite dans laquelle est placée la chaudière, et on allume le feu au fourneau. L'eau ne tarde pas à entrer en ébullition et transmet son calorique au sulfure de carbone qui entre en vapeur, se distille et vient se condenser dans le serpentin, d'où il s'écoule dans un récipient M. On retire à la distillation 95 à 96 pour 100 du poids du liquide brut; le résidu qui reste dans la chaudière est un mélange de sulfure de carbone et de soufre. On peut l'utiliser dans la fabrication du sulfure de carbone brut.

Avec une chaudière de la capacité de 250 litres environ, on peut rectifier et épurer en 8 heures de travail, 200 litres de sulfure de carbone brut; cette quantité fournit 190 à 192 litres de liquide épuré, marquant 31 degrés à l'aréomètre de Baumé, ce qui correspond à un poids de 1290 grammes par litre ou 129 kilogrammes par 100 litres.

Les appareils de rectification sont ordinairement en zinc.

CONSERVATION DU SULFURE DE CARBONE.

L'extrême volatilité de ce liquide et son inflammabilité exigent les plus grandes précautions. Dans les fabriques où ce produit se prépare en grand, on le conserve dans des tourilles en grès, qu'on bouche avec des bouchons de même matière, dont on garnit les joints avec un mastic gras. Depuis quelques années, on remplace souvent les tourilles par des récipients en zinc ayant une capacité de 200 litres environ, et disposés sur un bâtis en charpente dans un magasin spécial et indépendant des ateliers de fabrication.

Chacun de ces récipients porte à sa partie supérieure une ouverture A (pl. 6, fig. 110) dans laquelle s'engage un tuyau B qui plonge jusqu'au fond du vase et dont le rebord supérieur, rabattu en collet, entre dans une rainure qu'on remplit d'eau. On obtient ainsi une espèce de fermeture hydraulique qui prévient l'évaporation du sulfure de carbone contenu dans le récipient.

Pour remplir ce vase, on place un entonnoir sur l'orifice du tuyau B, et on y verse le sulfure de carbone. L'air comprimé par l'introduction du liquide se dégage du vase par la fermeture hydraulique ou par un robinet placé sur le couvercle. Lorsque le récipient est plein, on retire l'entonnoir et on verse dans le tube un peu d'eau qui recouvre le sulfure de carbone.

Pour extraire la totalité ou une partie seulement du sulfure de carbone contenu dans ce récipient, on se sert d'un siphon (pl. 6, fig. 111), dont la branche la plus courte est introduite dans le tube B. Ce siphon doit être amorcé d'avance; pour effectuer le transvasement du liquide, il suffit d'ouvrir le robinet A, placé sur la branche la plus longue dudit siphon.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le sulfure de carbone est un liquide incolore; il a une odeur nauséabonde et fétide, une saveur brûlante et âcre. Sa pesanteur spécifique est de 1,293 d'après Thenard; celle de sa vapeur est de 2,67; sa tension est de $0^m.3184$ à $22^{\circ}5$, et son pouvoir réfringent de 1,645, il peut être décomposé par plusieurs métaux exposés à une température élevée; il se dépose du charbon, et le soufre se combine avec le métal. Sa composition en poids est de :

Carbone.	15.79
Soufre.	84.21
	<hr/>
	100.00

Sous la pression atmosphérique, le sulfure de carbone entre en ébullition à 48° C. La plus haute température n'en opère pas la décomposition; exposé au contact de l'air dans une capsule, il se vaporise entièrement sans éprouver de décomposition. Si on en approche un corps en combustion, il s'enflamme et donne naissance à du gaz acide carbonique et de l'acide sulfureux dont l'odeur est très-piquante. Si on fait passer une étincelle électrique à travers un mélange d'oxygène et de vapeur de sulfure, il y a détonation; il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles fixes et volatiles; l'eau le précipite tout-à-coup de ses dissolutions alcooliques et éthérées. Le sulfure de carbone se combine intimement avec tous les alcalis, et forme des composés que Berzelius a appelés *carbosulfures*. Parmi les acides, un seul le dissout à la température ordinaire, c'est l'eau régale concentrée; il prend alors une couleur rouge foncée, il se dégage du deutoxyde d'azote, et au bout de trois semaines, il se convertit en un corps blanc cristallisé ayant l'apparence du camphre, et qui, selon Berzelius, est un composé d'acides carbonique, sulfureux et chlorhydrique.

Le sulfure de carbone dissout le phosphore et le soufre en grande quantité. Soumises à une évaporation spontanée, ces dissolutions abandonnent le soufre et le phosphore sous forme de cristaux.

USAGES.

Le sulfure de carbone est employé dans les laboratoires pour produire une foule de réactions. C'est un des réactifs les plus sensibles que l'on connaisse pour l'iode; il peut déceler les traces les plus fugitives de ce corps dans les liquides qui en contiennent par la coloration violette qu'il leur communique. Mais l'usage le plus important du sulfure de carbone est sans contredit ses applications nouvelles pour la préparation du caoutchouc vulcanisé et pour l'extraction des matières grasses des substances qui les recèlent.

COMBINAISON DU CARBONE AVEC LE SÉLÉNIUM.

Sélénure de carbone.

Ce composé, qui n'est d'aucun usage dans les arts, a été préparé pour la première fois par Berzelius; ce chimiste l'obtint en distillant du ferrocyanure de potassium avec un excès de sélénium.

Ainsi obtenu, ce composé forme un liquide incolore, dont l'odeur a quelque analogie avec celle du sulfure de carbone. Sa densité n'a pas encore été déterminée, et la plupart de ses propriétés chimiques sont imparfaitement connues.

COMBINAISONS DU CARBONE AVEC LE CHLORE.

Le carbone et le chlore se combinent en différentes proportions et donnent ainsi naissance à un assez grand nombre de combinaisons dont les plus importantes sont : le sesquichlorure, le protochlorure et le perchlorure.

Sesquichlorure de carbone.

Pour obtenir cette combinaison, on fait réagir du chlore en excès sur de l'hydrogène bicarboné, la réaction s'effectue ordinairement dans un grand ballon en verre. La combinaison est plus rapide et plus complète, lorsque le mélange des deux gaz est exposé à l'action directe de la lumière solaire. On reconnaît que la réaction est terminée, quand la couleur verdâtre du chlore a complètement disparu. On remplace quelquefois l'hydrogène bicarboné par le gaz oléfiant. Quoi qu'il en soit, la combinaison des deux gaz donne naissance à du sesquichlorure de carbone qui s'attache en croûtes cristallines sur les parois du vase.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le sesquichlorure de carbone se présente sous la forme de croûtes cristallines incolores ; il a une odeur aromatique qui rappelle celle du camphre. Sa densité est de 2 environ, celle de l'eau étant prise pour unité. Il est insoluble dans l'eau, mais il est très-soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles volatiles ; le soufre, le phosphore et l'iode le décomposent en lui enlevant le tiers du chlore qu'il contient. La chaleur rouge le décompose également. Il est composé en poids de :

Carbone.	10.13
Chlore.. . . .	89.87
	<hr/>
	100.00

Protochlorure de carbone.**PRÉPARATION.**

On l'obtient en faisant passer le sesquichlorure en vapeur à travers un tube de porcelaine incandescent. On place ce tube dans un fourneau, et après y avoir adapté, à l'une de ses extrémités, une petite cornue contenant le sesquichlorure, on fixe à l'autre un tube ayant plusieurs courbures de haut en bas. Les courbures inférieures plongent dans un mélange réfrigérant. Le protochlorure vient se condenser dans les courbures. Il est coloré en jaune par une petite quantité de chlore, et se trouve mélangé avec un peu de sesquichlorure. On sépare le premier en distillant le liquide plusieurs fois, d'une courbure à l'autre, et pour en séparer le second, on l'introduit dans une petite cornue dont le bec se rend dans un ballon muni d'un tube de sûreté et placé dans un mélange réfrigérant : ensuite on procède à la distillation à une chaleur modérée, en plaçant la cornue sur un bain-marie. Ce corps est liquide, incolore, transparent; sa densité est de 1553.

Un froid de 18 degrés ne le solidifie pas; il peut se réduire en vapeurs à une température de 74 degrés. Quand on le fait passer à travers un tube incandescent, il ne s'en décompose qu'une petite partie. Il est insoluble dans l'eau, les acides sulfurique, azotique, chlorhydrique, soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles fixes et volatiles; il est décomposé à une température élevée par l'hydrogène et les métaux, et donne naissance, d'une part, à de l'acide chlorhydrique, et de l'autre à des chlorures. Dans tous les cas, il y a du carbone mis à nu.

L'iode, en s'y dissolvant, le colore en rouge : le chlore, sous l'influence solaire, le transforme en perchlorure. Il est composé en poids :

Carbone.	14.47
Chlore.	85.58
	<hr/>
	100.00

Perchlorure de carbone.**PRÉPARATION.**

On place dans un ballon de 30 à 40 grammes de bihydrocarbure de chlore, avec un peu d'eau, puis on y fait arriver

un courant de chlore, en exposant l'appareil au soleil. La décomposition du bihydrocarbure ayant lieu, il abandonne son hydrogène qui s'unit au chlore pour former de l'acide chlorhydrique; son carbone s'unit avec le chlore pour former du deutocarbure de chlore; l'acide est alors absorbé par l'eau, et le perchlorure de carbone se dépose sous forme de cristaux. Quand tout l'hydrocarbure est converti en perchlorure, on arrête l'opération; on le recueille sur un filtre et on le lave avec de l'eau; pour le purifier, on le dissout dans l'alcool pour le précipiter par l'eau tenant un peu de potasse en solution, afin de neutraliser l'acide qu'il retient encore: on le lave ensuite et on le sèche sous la machine pneumatique.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Ce corps est solide, cristallisé, très-friable, incolore, transparent, presque insipide, d'une odeur aromatique se rapprochant de celle du camphre; sa densité est de 2; il fond à 160° centigrades, et bout à 182 degrés. Chauffé dans une cornue, il se sublime en cristaux prismatiques ou lamelleux; à la chaleur rouge il est transformé en protochlorure. Il est légèrement soluble dans l'eau froide ou chaude, et beaucoup plus soluble dans l'éther que dans l'alcool; il se dissout dans les huiles fixes et volatiles; l'eau le précipite de sa dissolution alcoolique.

Le chlorure de carbone est sans action sur l'eau, quelle que soit sa température; à l'aide de la chaleur, l'iode, le soufre et le phosphore le ramènent à l'état de protochlorure en se combinant avec une partie du chlore. L'hydrogène et la plupart des métaux, à une température rouge, le décomposent: il se dépose alors du carbone, et il se forme avec le premier de l'acide chlorhydrique, et avec les autres des chlorures. Les acides et les alcalis n'ont presque pas d'action sur lui. Il est formé en poids, de:

Carbone.	7.8
Chlore.	92.2
	<hr/>
	100.0

M. Regnault a fait connaître plusieurs procédés nouveaux pour la préparation des chlorures de carbone, mais aucun de ces composés n'étant employé dans les arts, nous ne nous étendrons pas davantage sur leur préparation.

COMBINAISON DU CARBONE AVEC LE BROME.

Bromure de carbone.

Sérullas qui, le premier, a obtenu le bromure de carbone, le prépare en versant peu à peu dans un tube large et fermé par un bout, deux parties de brome sur une partie de perle dure de carbone. Il se produit une réaction très-vive : au moment du contact on entend un bruit semblable à celui d'un fer rouge qu'on plonge dans l'eau ; il se forme un bromure d'iode et un bromure de carbone, que l'on met en contact avec de l'eau tenant de la potasse en dissolution ; celle-ci dissout l'iode : on réunit alors le mélange dans un tube long et étroit, et on le laisse pendant 24 heures. A la partie supérieure, il se rassemble une matière blanchâtre qui est de l'iodate de potasse, et le bromure de carbone occupe la partie inférieure.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Le bromure de carbone ainsi obtenu est un liquide incolore, d'une odeur éthérée et d'une saveur sucrée. Sa densité est 2,450, celle de l'eau étant représentée par 1000. Il bout à + 122 et conserve sa liquidité aux températures les plus basses. Il est très-peu soluble dans l'eau, mais l'alcool, l'éther et le brome peuvent en dissoudre une grande quantité. Les dissolutions alcalines et les acides sulfurique et azotique ne le décomposent pas ; ce composé est très-stable.

Il existe un autre bromure de carbone qu'on prépare en dissolvant dans l'alcool autant de brome que ce menstrue peut en dissoudre. La réaction donne naissance à de l'acide bromhydrique qui se dégage et à du bromure de carbone qui reste dans la liqueur. Quand toute réaction a cessé, on traite la liqueur par une dissolution alcoolique de potasse que l'on ajoute jusqu'à décoloration complète. On soumet alors le mélange à une distillation ménagée pour en extraire l'alcool ; on traite le résidu par l'eau et on laisse reposer quelques jours ; le bromure de carbone se dépose sous la forme d'une poudre blanche cristalline que l'on purifie par des lavages.

Le bromure de carbone préparé par ce procédé se présente sous la forme d'une poudre cristalline blanche. Son odeur a de l'analogie avec celle de l'éther azotique. Il fond

à 50 degrés environ, et si on élève davantage la température, il se volatilise et se dépose en belles paillettes blanches d'un éclat soyeux et nacré.

COMBINAISON DU CARBONE AVEC L'IODE.

Iodures de carbone.

Ces composés sont assez imparfaitement connus. On les prépare par deux procédés différents :

Premier procédé.

On fait dissoudre 31 gr.5 d'iode dans de l'alcool à 38 degrés ; on y verse une dissolution alcoolique de potasse jusqu'à ce qu'il y en ait un excès ; après avoir filtré la liqueur, on la fait évaporer lentement jusqu'à siccité. Le deutoiodure étant cristallisé, on étend d'eau pour filtrer de nouveau. Le deutoiodure se dépose sur le filtre, et l'iodate de potasse reste en dissolution ; on le lave pour le faire sécher ; les liqueurs sont évaporées pour faire cristalliser l'iodate. De 31 gr.5 d'iode, on obtient 5gr.85 environ d'iodure de carbone.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Ce composé est formé d'iode et de carbone. Dans son état de pureté, il est jaunâtre, cristallin ; sa saveur est douce et son odeur agréable. Chauffé, il fond et se sublime. Il est soluble dans l'alcool et l'éther, insoluble dans l'eau, les alcalis et les acides. — Sans usages.

Deuxième procédé.

Il consiste à distiller à une très-douce chaleur un mélange à parties égales de brome, d'iode et de protochlorure de phosphore. Le produit de la distillation est recueilli sous l'eau : pour le purifier, on le lave d'abord avec de la potasse, puis avec de l'acide sulfurique ; enfin on élimine complètement les faibles quantités de sulfato de potasse et d'acide sulfurique par un ou plusieurs lavages à l'eau pure.

L'iodure de carbone ainsi préparé est un liquide jaunâtre, d'une saveur douce et d'une odeur agréable. Il est presque insoluble dans l'eau. Exposé à l'air, il acquiert une coloration rouge-brun, effet dû à un commencement de décomposition. La densité de ce composé n'a pas été encore exactement déterminée, mais elle est plus grande que celle de l'acide sulfurique.

COMBINAISON DU CARBONE AVEC LE SILICIUM.**Carbure de silicium.**

Ce composé, qui n'a aucun emploi dans les arts, a été découvert par Berzelius. Ce chimiste l'obtint, pour la première fois, en réduisant le silicium par le potassium préparé par la distillation du carbonate de potasse extrait du bitartrate de potasse (crème de tartre) par la calcination en vase clos. Ce carbure n'a pas jusqu'à présent été obtenu complètement pur; il contient toujours une certaine quantité de silicium non combiné qu'on retire intact après la combustion. La rareté du silicium, l'imperfection des procédés employés pour préparer ce corps et le peu d'importance que présentent ses combinaisons avec le carbone, sont sans doute les motifs qui ont éloigné les chimistes de chercher des procédés plus parfaits pour obtenir ce carbure à l'état de pureté.

CARACTÈRES DISTINCTIFS.

Obtenu par le procédé que nous venons d'indiquer, le carbure de silicium se présente sous la forme d'un corps solide, pulvérulent, d'une couleur brune plus foncée que le silicium pur. Sa combustibilité est aussi plus grande que celle de ce corps, ce qui s'explique par la présence du carbone. Il produit, par sa combustion, de l'acide carbonique résultant de la combinaison du carbone avec l'oxygène de l'air atmosphérique, et un résidu solide formé en grande partie de silicium. Sa densité n'a pas encore été déterminée et la plupart de ses propriétés chimiques ne sont que très-imparfaitement connues.

FIN DU TOME PREMIER.

TABLE DES MATIÈRES

CONTENUES

DANS LE TOME PREMIER.

	Pages.
Préface.	v
Considérations générales.	XIII
Nomenclature chimique.	XXII

PREMIÈRE PARTIE.

MÉTALLOÏDES.

SECTION PREMIÈRE. — <i>Oxygène.</i>	1
1° Préparation de l'oxygène par la calcination du peroxyde de manganèse.	3
2° Préparation de l'oxygène par le peroxyde de manganèse et l'acide sulfurique.	6
3° Préparation de l'oxygène par la calcination du chlorate de potasse.	8
4° Préparation de l'oxygène par la calcination des oxydes métalliques réductibles par la chaleur.	10
Gazomètre propre à recueillir le gaz oxygène.	13
SECTION II. — <i>Hydrogène.</i>	15
1° Préparation de l'hydrogène au moyen de la décomposition de l'eau par le fer incandescent.	16
2° Préparation de l'hydrogène par la décomposition de l'eau au moyen du fer ou du zinc en présence de l'acide sulfurique.	17
<i>Produits Chimiques. Tome 1.</i>	30

3 ^o Préparation de l'hydrogène au moyen de la décomposition de l'eau par le charbon incandescent.	19
Des diverses applications de l'hydrogène.	24
Briquet à gaz hydrogène.	25
Chalumeau aérhydrique.	26
Chalumeau à gaz oxyhydrogène.	28
Réduction des oxydes métalliques par l'hydrogène.	31
Application de l'hydrogène au remplissage des ballons.	32
Protoxyde d'hydrogène ou eau.	38
Eau à l'état de glace.	40
Eau à l'état liquide.	41
Eau à l'état de vapeur.	42
Densité de l'eau.	45
Epuration des eaux par les agents chimiques.	48
Epuration des eaux par filtration.	49
Epuration des eaux par la distillation.	49
Préparation du bioxyde d'hydrogène ou eau oxygénée.	52
SECTION III. — Azote ou nitrogène.	63
Préparation de l'azote, 1 ^{er} procédé, 2 ^e procédé, 3 ^e procédé.	63 à 65
Air atmosphérique.	66
Protoxyde d'azote; préparation de ce gaz.	67
Deutoxyde d'azote; préparation de ce gaz.	69
Ammoniaque, état naturel, composition.	71
1 ^o Préparation de l'ammoniaque par la décomposition du sulfate d'ammoniaque au moyen de la chaux.	73
2 ^o Extraction de l'ammoniaque en grand des eaux du gaz de la houille.	74
Rectification de l'ammoniaque liquide.	79
SECTION IV. — Soufre.	83
Extraction du soufre : 1 ^{er} procédé, 2 ^e procédé, 3 ^e procédé.	84 et 85

Raffinage du soufre brut.	86
Fabrication et moulage du soufre en canons..	88 et 89
Fabrication de la fleur de soufre.	89
Compte de revient de raffinage du soufre.	91
Magistère de soufre ou soufre hydraté.	92
Extraction du soufre des pyrites.	93
Bisulfure d'hydrogène, hydrure de soufre,	97
Sulfure d'azote ou de nitrogène.	98
SECTION V. — Sélénium.	99
Extraction du sélénium.	99
Oxyde de sélénium.	102
Acide sélénhydrique.. . . .	102
Sulfure de sélénium.	103
SECTION VI. — Tellure.	104
Extraction du tellure.	104
Sulfure de tellure.	106
SECTION VII. — Chlore.	107
Etat naturel, historique du chlore.	107
Extraction du chlore : 1 ^{er} procédé, 2 ^e procédé, 3 ^e procédé.	108, 109 et 110
Chlore gazeux sec.	110
Chlore gazeux humide.	111
Préparation de la dissolution aqueuse de chlore, ou chlore liquide.	111
Préparation des chlorures décolorants.. . . .	114
Chlorure de potasse (eau de javelle).	114
Chlorure de soude (eau de javelle).	116
Chlorure de chaux pour les arts.	117
Chlorure de chaux liquide	120
Chlorométrie. Essais du chlore et des chlorures.. . . .	123
Chlorure d'azote ou de nitrogène.	131
Protochlorure de soufre.	133
Bichlorure de soufre.	135

Protochlorure de sélénium.	135
Bichlorure de sélénium.. . . .	136
Protochlorure de tellure.	136
Bichlorure de tellure.	136
SECTION VIII. — Brome.	137
Extraction du brome : 1 ^{er} procédé, 2 ^e procédé, 3 ^e procédé.	138, 139 et 140
Moyen économique de séparer le brome du chlore.	141
Bromure d'azote.	143
Bromure de soufre.	144
Bromure de sélénium.	144
Chlorure de brome.	144
SECTION IX. — Iode.	145
Extraction de l'iode : 1 ^{er} procédé, 2 ^e procédé, 3 ^e pro- cédé.	146 et 147
Purification de l'iode par sublimation.. . . .	148
Moyens pour reconnaître la pureté de l'iode. . . .	151
Procédés pour extraire l'iode des trains iodurés. . .	152
Iodure d'azote.	153
Sulfure d'iode	154
Protochlorure d'iode.	154
Perchlorure d'iode.	156
Bromures d'iode.	156
SECTION X. — Fluor.	156
Extraction du fluor.	156, 157 et 158
SECTION XI. — Phosphore.	158
Extraction du phosphore en grand.	159
Distillation du phosphore.	162
Epuration du phosphore.	167
Moulage du phosphore.	169
2 ^e mode d'extraction du phosphore, 3 ^e mode, 4 ^e mode.	170 à 173
Phosphore rouge ou amorphe.. . . .	176

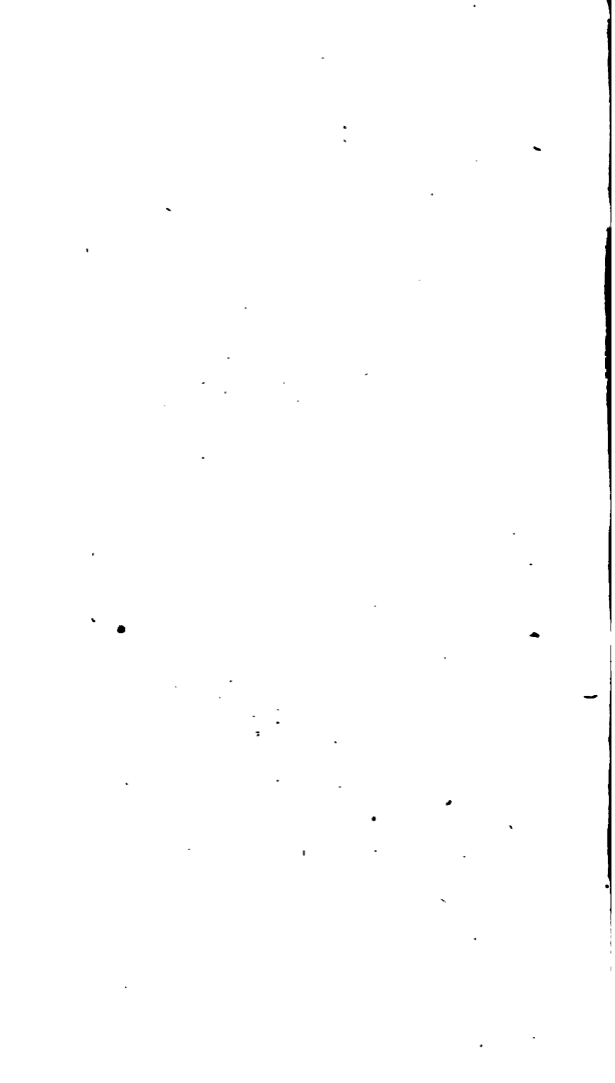
Purification du phosphore amorphe	179
Fabrication des allumettes chimiques.	179
Préparation de la pâte pour les allumettes inflammables avec bruit.	183
Préparation de la pâte pour les allumettes inflammables sans bruit.	184
Oxyde de phosphore.. . . .	189
Oxyde de phosphore jaune.	189
Hydrogène phosphoré : 1 ^{er} procédé, 2 ^e procédé, 3 ^e procédé	190 et 191
Phosphure d'hydrogène liquide.	193
Phosphure d'hydrogène solide.	195
Phosphure d'azote.	195
Phosphure de soufre.	196
Protochlorure de phosphore.	197
Perchlorure de phosphore.	199
Chloroxyde de phosphore.	200
Bromure de phosphore.	200 et 201
Iodures de phosphore.	202
Fluorure de phosphore.. . . .	202

SECTION XII. — *Arsenic.* 203

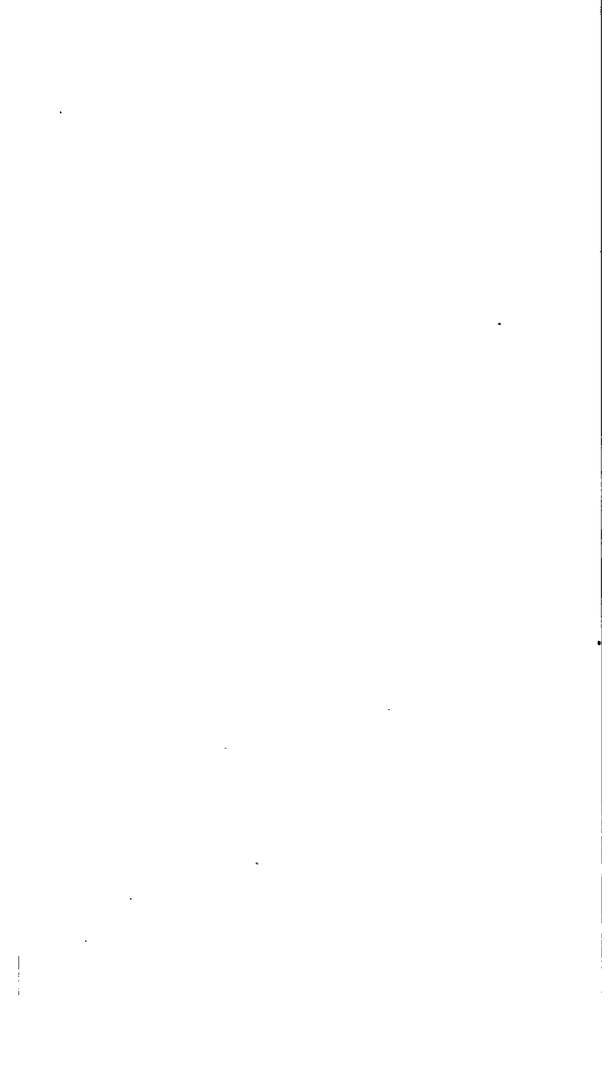
Extraction de l'arsenic.	204
Alliages de l'arsenic.	206
Hydure d'arsenic.	208
Hydrogène arsénié ou arséniqué.	208
Protosulfure d'arsenic (réalgar).	210
Bisulfure d'arsenic (orpiment).	211
Persulfure d'arsenic.. . . .	212
Séléniure d'arsenic.	213
Chlorure d'arsenic.	213
Bromure d'arsenic.	214
Iodure d'arsenic.	215
Fluorure d'arsenic.	216
Phosphure d'arsenic.. . . .	217

SECTION XIII. — Bore.	217
Extraction du bore : 1 ^{er} procédé, 2 ^e procédé, 3 ^e procédé.	218, 219 et 220
Azoture de bore.	221
Sulfure de bore.	222
Chlorure de bore.. . . .	222
Fluorure de bore.. . . .	223
SECTION XIV. — Silicium.	225
Extraction du silicium : 1 ^{er} procédé, 2 ^e procédé, 3 ^e procédé.	225, 226 et 227
Silice (acide silicique).	229
Siliciure d'hydrogène.	233
Sulfure de silicium.	233
Chlorure de silicium.	234
Bromure de silicium.. . . .	236
Fluorure de silicium.	237
SECTION XV. — Carbone. — Etat naturel.	238
Diamant, graphite.	240 et 241
Purification du graphite pour la fabrication des crayons.	242
Houille ou charbon de terre.	243
Anthracites, houilles grasses, houilles sèches.	244 et 245
Tableau de la composition des houilles.	248 à 254
Fabrication du coke.. . . .	254 à 258
Tourbe et charbon de tourbe.. . . .	259
Produits de la distillation de la tourbe.	261 à 264
Charbon de schistes et de bog-head.	264
Charbon de bois, carbonisation en meules, carbonisation par distillation.	267 à 273
Fabrication du charbon de Paris.	275
Diverses espèces de charbon végétal, noir de fusain, noir de vigne, noir de Liège, noir d'Allemagne, noir de Francfort.	282 et 283

Fabrication des noirs de fumée, de résine, de goudron, d'huile.	284 à 289
Préparation de l'encre de Chine	289
Préparation de l'encre d'impression. — Préparation du vernis.	291
Fabrication du noir d'os ou charbon animal.	292
Différentes opérations que l'on fait subir aux os.	294 à 301
Noir d'os en grains.	301
Tableau du pouvoir décolorant des différentes espèces de charbon.	305
Noir d'ivoire.	306
Revivification du noir animal	307 à 314
Oxyde de carbone.	316
Préparation de l'oxyde de carbone : 1 ^{er} procédé, 2 ^e procédé, 3 ^e procédé.	316
Hydrogène protocarboné (gaz des marais).. . . .	319
Hydrogène bicarboné.	321
Carbure d'hydrogène.	322
Bicarbure d'hydrogène.	322
Sesquicarbure.	323
Cyanogène ou azoture de carbone	324
Paracyanogène.	326
Fabrication du sulfure de carbone ou acide sulfocarbonique.	326 à 331
Épuration du sulfure de carbone.— Conservation.	332 et 333
Séléniure de carbone.	334
Sesquichlorure de carbone.	335
Protochlorure de carbone.	336
Perchlorure de carbone.	336
Bromure de carbone.	338
Iodures de carbone.	339
Carbure de silicium.	340











This book should be returned to the Library on or before the last date stamped below.

A fine of five cents a day is incurred by retaining it beyond the specified time.

Please return promptly.



Chem 7108.61.5

Nouveau manuel complet du fabricant

Cabot Science

003408579



3 2044 091 943 969