c.haouy@ac-nancy-metz.fr

Colonne de gauche = discours fait aux élèves, pas forcément écrit au tableau
Colonne de droite = illustrations du propos de la colonne de gauche, écrites au tableau ou montrées sur transparents.

Voir l'***Introduction aux cours de thermodynamique*** pour situer ce cours dans son contexte.

Température et chaleur.

Pré-requis : température d'un corps.

A retenir :
* l'expression de la chaleur latente Q_L et de la chaleur "thermique" Q.

1. Notion de chaleur.

Un nageur (T = 37°C) nage dans la mer : il a une sensation de froid ⇒ il perd de la chaleur Q.
Pourtant : sa température reste à 37° C ⇒ il a cédé de la chaleur sans se refroidir : chaleur et température sont 2 grandeurs différentes.

$\boxed{Q \neq T}$

Mettons également un morceau de métal chaud dans un bain d'eau - glace (T = 0°C). Le métal s'est refroidit (il a donc cédé Q) mais la température du bain (qui a reçu Q) reste à 0°C, Q cédée par le métal a simplement fait fondre un peu plus de glace ⇒ ce n'est pas parce qu'un corps (ici le bain) reçoit de la chaleur que sa température augmente ⇒ **chaleur et température sont 2 grandeurs différentes.**

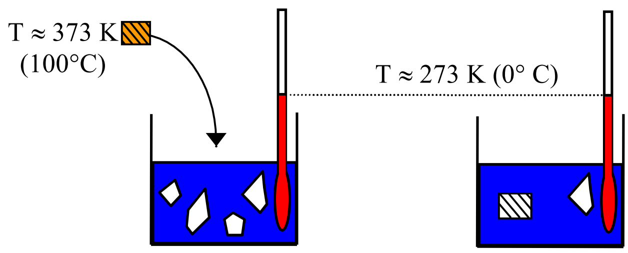
2. Chaleur = grandeur physique (donc mesurable).

Nous avons vu, dans l'expérience précédente, que la chaleur faisait fondre la glace, sans pour autant augmenter la température du bain.
On peut imaginer une expérience qui nous permet de connaître la quantité de chaleur qu'absorbe la glace (et donc celle que dégage un corps) . Voir ½ page de droite : de ces 4 expériences on en déduit que :

1. Q proportionnel à M : $Q = k_1 \times M$ avec $k_1 \triangleq C^{te}$
2. Q proportionnel à ΔT : $Q = k_2 \times \Delta T$ avec $k_2 \triangleq C^{te}$
3. Q liée au corps.

Cela se résume par la relation $\boxed{Q \triangleq M.C.\Delta T}$ qui définit la "capacité calorifique" C du corps. Pour donner une unité à C et comparer les différents corps, on définit : $Q \triangleq 1$ kcal pour échauffer 1kg d'eau de 14,5 °C à 15,5°C

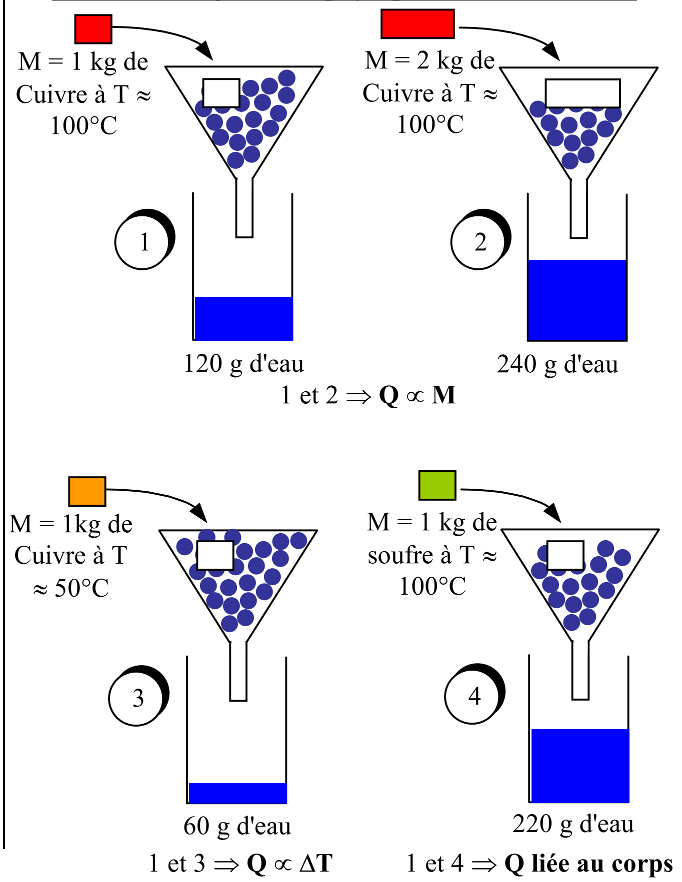
1. Notion de chaleur



$\boxed{\mathbf{Q \neq T}}$

La chaleur Q a simplement fait fondre la glace sans changer la température T du bain.

2. Chaleur = grandeur physique (donc mesurable).



Remarque : un corps ne "possède" pas une quantité de chaleur déterminée (contrairement à la température). Il perd ou gagne de la chaleur (ou "quantité de chaleur") en fonction des corps avec lesquels il entre en contact et en fonction du type *d'expérience* menée (on dira plutôt "*transformation*").

On dira que la chaleur Q n'est pas une "fonction d'état", contrairement à la température.

3. Chaleur = énergie.

Expérience de Joule (voir ½ page de droite) : la masse tombe et élève la température de l'eau : il y a eu apport d'énergie sous forme de frottement (travail des forces de frottement), et non directement sous forme de chaleur. Chaleur et travail provoquent donc le même effet apparent (l'élévation de température) c'est pourquoi on considère que la chaleur est également une énergie : on l'appelle "énergie thermique". On préfère donc donner à la chaleur Q la même unité que le travail : le joule [J]. Puisque la chaleur est finalement une forme d'énergie, il faut convertir les kilocalories en joules : la relation $Q_{[kcal]} = M.C.\Delta T$ devient $Q_{[J]} = M.J.C.\Delta T$ avec J la constante de conversion kcal → Joule.

L'expérience de Joule permet de trouver J : le travail des forces de frottement est égal à m.g.h et provoque l'échauffement de ΔT, or pour échauffer de ΔT l'eau, il faudrait apporter la chaleur $Q = M.C.\Delta T \times J$. L'échauffement dû au travail est le même si Q = W, c'est à dire si $M.C.\Delta T \times J = m.g.h$. On en déduit la valeur de la constante de conversion $J = m.g.h/(M.C.\Delta T)$. L'expérience nous montre que $J \approx 4180$ J/kcal

Par définition, et comme C dépend de la température, on a fixé la valeur de J : $J \triangleq 4180$ J/kcal
On a donc $Q_{[J]} = 4180\ M.C.\Delta T = M.C'.\Delta T$ Joule avec $C' = J.C = 4180.C$ qui s'exprime en $[J.kg^{-1}.K^{-1}]$. On peut donc également écrire :

$$\boxed{Q = M.C.\Delta T}$$

[J] [kg] [K]
$[J.kg^{-1}.K^{-1}]$

Remarques :

- $C \approx 4185{,}5\ J.kg^{-1}.K^{-1}$ pour l'eau à 25 °C ⇒ il faut ≈ 4185,5J pour échauffer 1 litre d'eau de 25°C à 26 °C
- $C \triangleq$ capacité calorifique massique (ou "chaleur massique") du corps considéré à 25 °C
- $M \times C \triangleq$ capacité calorifique ou capacité thermique (en [J/K])

Ces expériences permettent d'écrire que :

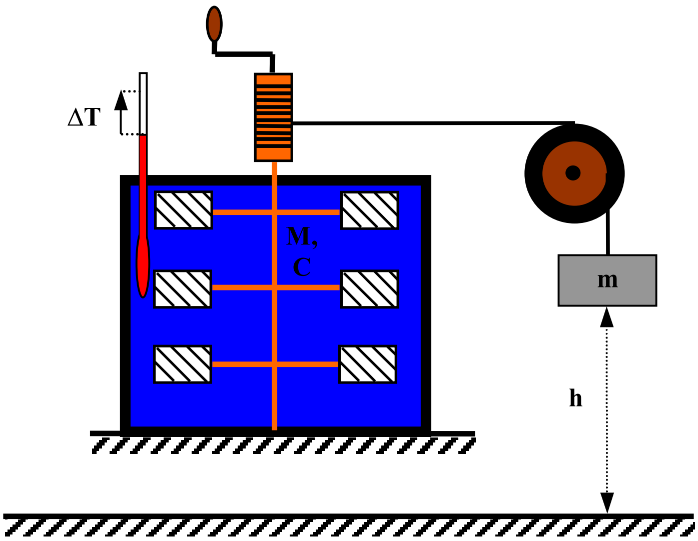
$$\boxed{Q \triangleq M.C.\Delta T}$$

[kcal] [kg] $[kcal.kg^{-1}.K^{-1}]$ [K]

avec $C \triangleq$ chaleur massique du corps considéré.
$C \triangleq 1\ kcal.kg^{-1}.K^{-1}$ pour l'eau entre 14,5 °C et 15,5 °C ⇒ Q = 1 kcal pour échauffer 1kg d'eau de 14,5 °C à 15,5°C

3. Chaleur = énergie.

Expérience de Joule (1850) : la masse tombe et échauffe l'eau : travail W et chaleur Q sont de même nature.



$$\left.\begin{array}{ll} W = mgh & [J] \\ Q = M.C.\Delta T & [kcal] \end{array}\right\}$$ même ΔT ⇒ W et Q ont les mêmes effets

Q et W sont de même nature ⇒ on leur donne la même unité : le joule. Il faut alors convertir Q en Joule grâce à la constante de conversion J :
$Q = W \Rightarrow M.C.\Delta T \times J = mgh \Leftrightarrow J = mgh/(M.C.\Delta T)$.

L'expérience montre que $J \approx 4180$ J/kcal
⇒ $Q = 4180 \times M.C.\Delta T$ joules = $M.C'.\Delta T$ Joule avec C' en $[J.kg^{-1}.K^{-1}]$
On a donc, si on change les unités :

$$\boxed{Q = M.C.\Delta T}$$

[J] [kg] [K]
$[J.kg^{-1}.K^{-1}]$

c.haouy@ac-nancy-metz.fr

4. Signe de la chaleur Q et énergie interne U.

Une chaleur reçue est comptée positivement, une chaleur cédée est comptée négativement (*convention égoïste)*.

Par exemple. Q = 3kJ signifie que le corps a recu 3kJ de chaleur. Si le corps considéré est 1 L d'eau, il s'est échauffé de $\Delta T = \dfrac{Q}{M.C_{eau}} = \dfrac{3.10^3}{1 \times 4185{,}5} \approx 0{,}7$ K.

On appelle "énergie interne" U l'énergie thermique totale que peut fournir un corps immobile sans qu' il se désagrège ([1]) ou sans perdre de matière, c'est à dire finalement ne perdant d'énergie que sous forme de chaleur (sa température tombant néanmoins à 0 K s' il a perdu U). S' il y a variation d'énergie interne ΔU, c'est que le corps a reçu ou perdu de l'énergie, sous forme de chaleur par exemple. Cela sera affiné dans les cours ultérieurs.

5. Chaleur latente Q_L et chaleur de combustion Q_C

La relation Q = M.C.ΔT n'est pas générale : en effet, on a vu qu'en plaçant un métal chaud dans un bain d'eau - glace, ce bain recevait une quantité de chaleur Q qui servait à faire fondre la glace et non à faire augmenter la température : $Q \neq 0$ or $\Delta T = 0$.

En fait la chaleur reçue par la glace à servi à créer un changement de phase solide (glace) → liquide (eau) et non à augmenter la température de la glace : cette chaleur est appelée *chaleur latente*. Cette chaleur est une chaleur que doit perdre ou gagner le corps pour changer de phase. Un changement de phase s'effectue toujours à température constante (et pression constante aussi d'ailleurs).

Pour faire fondre M = 1kg de glace (à 0°C) il faut apporter la chaleur $Q = 352.10^3 \times M$. Le nombre 352.10^3 s'appelle "chaleur latente de fusion" (sous - entendu "massique") de la glace et on la note L_f.

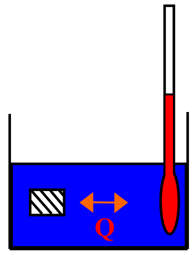
$$\boxed{Q_f = M \times L_f}$$

[J / kg]

Il y a également des chaleurs de combustion : voir ½ page de droite.

[1] E = M×C² est l'énergie totale que peut céder un corps, mais au prix de sa désintégration (perte de masse).

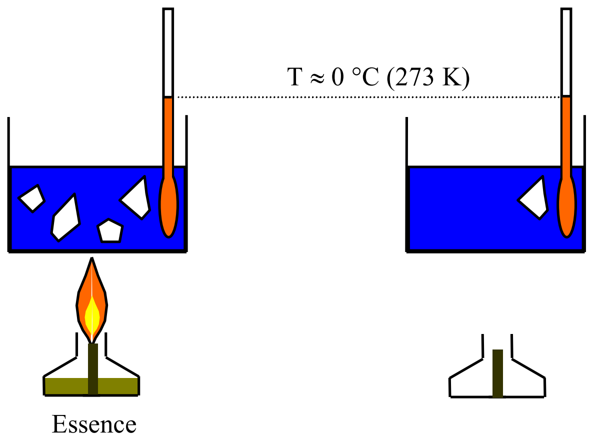
4. Signe de la chaleur Q et énergie interne U.



Q perdue par le morceau = - 3 kJ par exemple.
⇒ Q reçue par l'eau = + 3 kJ

- $U \triangleq$ "énergie interne" = énergie totale que peut fournir un corps à l'extérieur (en conservant sa masse).
- ΔU = variation d'énergie interne = Q si le corps n'a cédé ou absorbé de l'énergie que sous forme de chaleur.

5. La chaleur latente Q_L et chaleur de combustion Q_C



Q reçue par la masse M de glace fondue ≠ M.C.ΔT

$$\boxed{Q = Q_L \triangleq M_{glace} \times L_{fusion}}$$

Q_L est la chaleur à fournir pour faire fondre M kg de glace.
Q_L doit être considérée chaque fois qu' il y a un changement de phase du corps considéré.
L_{fusion} $\triangleq$ *Chaleur latente (massique) de fusion* de l'eau (≈ 333.10^3J/kg pour la glace).

Différentes chaleurs latentes de fusion :

corps	argent	platine	fer	glace
L_{fusion} [J.kg^{-1}]	102.10^3	111.10^3	270.10^3	352.10^3

Quant à l'essence, elle apporte une **chaleur de combustion** Qc qui sert à faire fondre la glace, et donc peut être considérée comme une chaleur de fusion de la glace :

$$\boxed{Qc = M_{essence} \times L_{combustion}}$$

c.haouy@ac-nancy-metz.fr

Différentes chaleurs (massiques) de combustion :

corps	alcool	charbon	Pétrole	essence
L_c [J.kg^{-1}]	26.10^6	$33{,}5.10^6$	46.10^6	48.10^6

Exercice :
Nous possédons $M_{ess} \approx 260$ g d'essence que l'on brûle pour échauffer $M \approx 4$ kg de glace à -20°C : quelle est la température finale de la vapeur obtenue ?
Données : $L_F \approx 352$ kJ/kg, $Lc \approx 48.10^3$ kJ/kg, $L_{vap} \approx 2256$ kJ/kg, $C_{glace} \approx 2000$ J.kg^{-1}.K^{-1}, $C_{eau} \approx 4185{,}5$ J.kg^{-1}.K^{-1} et $C_{vap} \approx 1590$ J.kg^{-1}.K^{-1}

Rép :

- Nous disposons d'une chaleur Q_c : cette chaleur va servir à :

1. échauffer la glace de -20 à 0 °C :
   $Q_{glace} = M.C_{glace}.\Delta T_{12}$
2. faire fondre la glace : $Q_{fusion} = M.L_F$
3. échauffer l'eau de 0 à 100 °C : $Q_{eau} = M.C_{eau}.\Delta T_{23}$
4. vaporiser l'eau : $Q_{vap} = M.L_{vap}$
5. échauffer la vapeur de 100°C à T°C :
   $Q = M.C_{vap}\times\Delta T_{34}$

- On a alors $Q_C = Q_{glace} + Q_{fusion} + Q_{eau} + Q_{vap} + Q$

$\Leftrightarrow M_{ess}\times L_c = M.C_{glace}.\Delta T_{12} + M.L_F + M.C_{eau}.\Delta T_{23} + M.L_{vap} + M.C_{vap}\times\Delta T_{34}$
$\Leftrightarrow \Delta T_{34} \triangleq T°C - 100°C = [(M_{ess}\times L_c) - (M.C_{glace}.\Delta T_{12} + M.L_F + M.C_{eau}.\Delta T_{23} + M.L_{vap})]/(M.C_{vap})$
$\Leftrightarrow T = 100 + [(0{,}26\times 48.10^6) - (4\times 2000\times 20 + 4\times 352.10^3 + 4\times 4185{,}5\times 100 + 4\times 2256.10^3] /(4 \times 1590) \approx 134$ ° C

 c.haouy@ac-nancy-metz.fr

Exercices sur la chaleur.

<u>Exercice 1</u> : Energie électrique à fournir pour un chauffe - eau.

On souhaite construire un dispositif permettant chauffer un chauffe - eau de 10 litres. L'eau chaude doit être chauffée pendant la nuit pour être disponible au matin (temps de chauffe ≈ 8 heures).
On souhaite que l'eau chaude sorte à une température de 55 °C du chauffe - eau, alors qu'elle y entre et y est stockée à 5°C. On donne la chaleur massique de l'eau : $C \approx 4{,}18\ kJ.kg^{-1}.K^{-1}$.

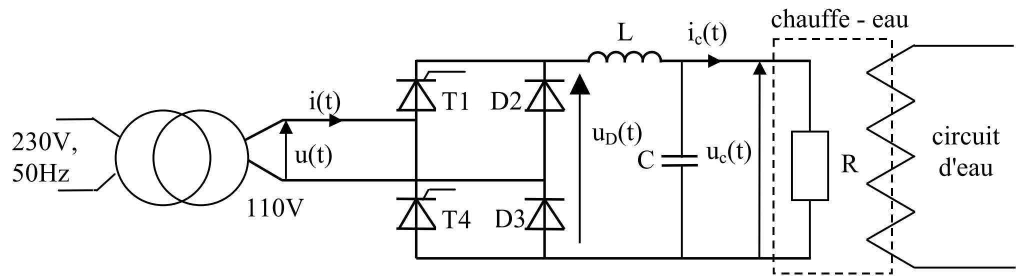
1. Quelle quantité de chaleur doit - on apporter pour chauffer cette eau ?

Le chauffe - eau est constitué d'une résistance électrique. Le constructeur indique que, alimenté sous la tension secteur de 230V, il développe une puissance électrique de 1kW.

2. Calculez la valeur de la résistance électrique du chauffe - eau. Déduisez-en l'intensité efficace appelée par le chauffe - eau.
3. En combien de temps un tel chauffe - eau permet t-il de chauffer les 10 litres d'eau (pour élever sa température de 5°C à 55°C) ?

On veut que les 10 litres d'eau soient chauffés en 8 heures (pour éviter de faire disjoncter).
4. Quelle puissance doit alors développer le chauffe - eau ?

Pour développer cette puissance on réalise un pont redresseur commandé par des thyristors :



C et L sont suffisamment élevés pour avoir $u_c(t)$ constant, le pont fonctionne également en conduction continue.

5. Donnez l'allure de $u_D(t)$.
6. En utilisant les règles d'opération sur les valeurs moyennes et sachant que la tension moyenne aux bornes d'une bobine est toujours nulle, calculez la valeur de $u_c(t)$ pour un retard à l'amorçage α donné des thyristors.
7. Quelle est, en fonction de $u_c(t)$, la puissance développée par la résistance ?
8. Déduisez -en la valeur de α à régler pour obtenir le chauffage en 8 heures.

<u>Exercice 2</u> : Glaçons, eau et vapeur.

On possède 1kg de glace dans un freezer. Cette glace est à -10°C.
On nous donne $L_{fusion} \approx 333\ kJ.kg^{-1}$, $L_{vaporisation} \approx 2257\ kJ.kg^{-1}$, $Cp_{glace} \approx Cp_{eau} \approx Cp_{vapeur} \approx 4{,}18\ kJ.kg^{-1}.K^{-1}$. Ces valeurs sont supposées constantes tout au long des transformations ([2]).

1. Quelle est la chaleur à apporter pour changer cette glace en de l'eau à 20°C ?
2. On veut obtenir de la vapeur à 150°C à l'air libre, quelle chaleur supplémentaire doit - on fournir ?
3. Combien de temps cela prendrait -il pour réaliser les 2 transformations précédentes si l'on disposait d'un dispositif de chauffage de 1kW de puissance ? Combien de temps aurait pris la simple transformation réalisée en 1 ?
4. Que pouvez - vous conclure sur la puissance des machines industrielles devant réaliser quotidiennement de telles transformations ?

[2] Ce qui est en réalité faux, ce qui donnera un résultat approximatif. En pratique le problème est résolu à l'aide du diagramme entropique ou enthalpique de l'eau (voir cours ultérieurs).