

Température et chaleur

Sommaire

1. Notion de chaleur
2. La chaleur est une grandeur physique mesurable
3. La chaleur est une énergie
4. Chaleur Q et énergie interne U
5. Chaleur latente et chaleur de combustion

1. Notion de chaleur

Etudions trois cas de la vie courante :

1^{er} cas

Prenons un nageur (température interne $T \approx 37^\circ\text{C}$) qui nage dans la mer (20°C) : il a une sensation de froid, il perd donc de la chaleur que l'on note Q . **Pourtant** sa température est restée à 37°C : il a donc cédé de la chaleur Q sans se refroidir : chaleur et température sont donc deux notions différentes : $Q \neq T$

2^{ème} cas

Promenons-nous dans les bois pendant que le loup n'y est pas...la température extérieure est de 20°C , on s'y sent bien...alors que dans l'eau de mer précédente (1^{er} cas) on avait froid pour une température identique...étrange non ?

3^{ème} cas

Il fait beau, nous nous promenons toujours dans les bois, il fait toujours 20°C ...on se sent toujours très bien...puis une brise se met à souffler à 30 km/h ...on a un peu plus froid (sensation de 17°C extérieur) alors que notre thermomètre indique toujours 20°C ...bizarre.

Interprétons

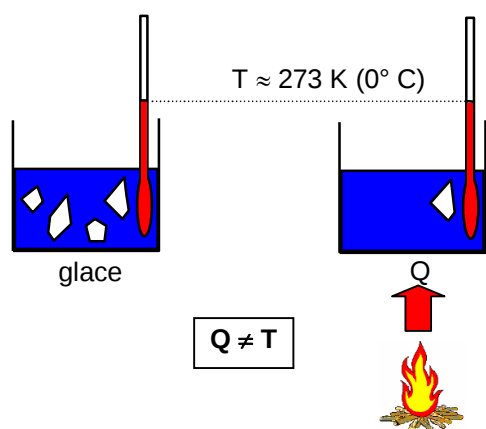
Notre sensation de froid ou de chaud ne dépend pas uniquement de la température de notre corps ou de notre environnement, mais également de la *chaleur* (notion floue pour le moment) que l'on perd ou gagne.

Dans le 1^{er} cas l'eau évacuait beaucoup de chaleur de notre corps (l'eau est conductrice de chaleur) : on perdait donc beaucoup de chaleur alors que notre température interne restait sensiblement constante (la température de l'eau de mer aussi d'ailleurs)...mais on avait froid. **Température et chaleur sont donc deux notions différentes.**

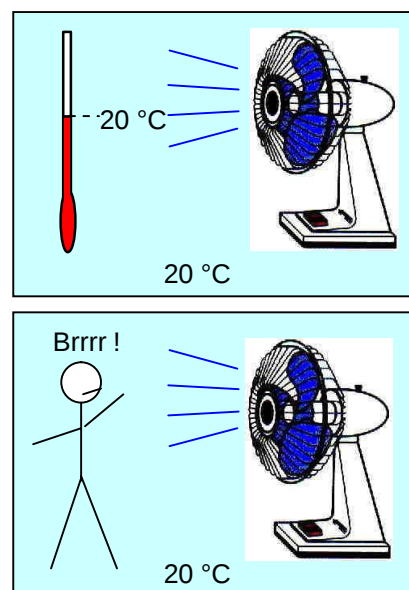
Dans le 2^{ème} cas on perdait moins de chaleur que dans l'eau (l'air immobile est un bon isolant thermique) on se sentait donc bien alors que la température était identique à celle de la mer.

Dans le 3^{ème} cas le vent évacuait de la chaleur de notre corps (on compte une sensation de froid de -1°C par 10 km/h de vent) et on avait donc un peu plus froid, il s'agissait d'un cas intermédiaire entre le 1^{er} et le 2^{ème} cas. Si l'on avait eu un gros manteau, on aurait perdu beaucoup moins de chaleur et on aurait eu trop chaud...l'homme doit évacuer de la chaleur pour pouvoir se maintenir à 37°C .

On a compris que la température n'est pas synonyme de chaleur, même si ces deux notions sont liées. Mettons également un morceau de métal chaud dans un bain d'eau / glace ($T = 0^\circ\text{C}$) pour réaliser l'expérience ci-dessous. Le métal s'est refroidi (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.



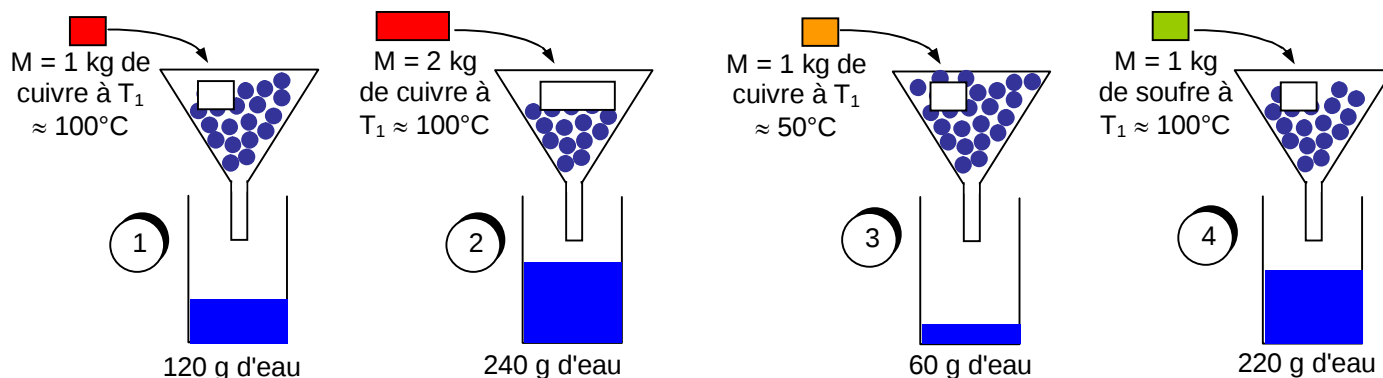
La chaleur Q a simplement fait fondre la glace sans changer la température T du bain : **une chaleur n'échauffe pas nécessairement un corps qui la reçoit.**



notre sensation de chaud ne dépend pas uniquement de la température extérieure.

2. La chaleur est une grandeur mesurable

Essayons alors de quantifier ce qu'on a éprouvé qualitativement dans les trois cas précédents. Nous avons vu, dans l'expérience précédente, que la chaleur faisait fondre la glace, sans pour autant augmenter la température du bain. Cette notion de chaleur (on dit aussi "quantité de chaleur" ou "transfert thermique") est un peu floue mais on peut imaginer une expérience qui nous permet de mesurer la *quantité de chaleur* qu'absorbe la glace (et donc celle que dégage un corps). Cela donne alors un sens plus concret à cette notion de *chaleur*. On prend un entonnoir rempli de glace pilée (glace fondante 0°C) et on réalise quatre expériences. On considère que la chaleur Q cédée par le corps solide de masse M (cuivre ou soufre selon l'expérience) est proportionnelle à la quantité d'eau récupérée. Le corps est initialement à la température T_1 (100°C ou 50°C selon l'expérience menée) puis se refroidit à $T_2 = 0^\circ\text{C}$ (température de la glace fondante).



① et ② : Q proportionnelle à la masse $\Rightarrow Q = k_1 \times M$ avec k_1 constante réelle quelconque

① et ③ Q proportionnelle ΔT : $\Rightarrow Q = k_2 \times \Delta T$
avec ΔT = différence de température du cuivre = $T_2 - T_1 = -100^\circ\text{C}$

Q dépend de la nature du corps : ① et ④ $\Rightarrow Q = k_3 \times M \times \Delta T$
avec k_3 constante réelle qui dépend du corps qui a cédé la chaleur

On résume les quatre expériences précédentes par une seule relation simple qui définit (symbole $\triangleq$) la grandeur C appelée *capacité calorifique massique* ou parfois *chaleur massique* :

$$C \triangleq \frac{Q}{M \cdot \Delta T} \quad \text{ou encore} \quad Q \triangleq M \cdot C \cdot \Delta T$$

$\begin{matrix} & & \text{[kcal]} & & & & \text{[K]} \\ & \nearrow & & \nwarrow & & \nearrow & \\ \text{[kg]} & & & & & \text{[kcal.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}] & \end{matrix}$

Pour donner une unité à C et comparer les différents corps, on définit : $Q \triangleq 1 \text{ kcal}$ pour échauffer 1 kg d'eau de 14,5 °C à 15,5°C sous pression de 1013,25 mbar. Un corps qui possède C petit doit beaucoup se refroidir pour céder Q (ΔT doit être élevé en valeur absolue). Un corps qui possède C élevé se refroidit peu en cédant la chaleur Q : il a une grande *inertie thermique*.

Dans les expériences 1 et 4 précédentes, le soufre et le cuivre, de même masse, portés à 100°C puis refroidis à 0°C ($\Delta T = 0^\circ\text{C}$) cèdent deux quantités de chaleur différentes (évaluées par la quantité d'eau récupérée). On a $Q_{\text{soufre}} > Q_{\text{cuivre}} \Rightarrow M \cdot C_{\text{soufre}} \cdot \Delta T > M \cdot C_{\text{cuivre}} \cdot \Delta T \Rightarrow C_{\text{soufre}} > C_{\text{cuivre}}$

La chaleur est, de ce fait, également définie par une unité, la "calorie" [cal]. On verra au paragraphe suivant qu'il s'agit en fait d'une *énergie* : elle sera donc exprimée ultérieurement en *joules* (symbole [J]) comme toute énergie (le *travail* est également une forme d'énergie). L'unité donnée à Q , la kilocalorie, fait référence à la chaleur qu'elle évoque (*calor* = chaleur). On remarque également que l'unité de la température est le *kelvin*, et non le *degré Celcius*. Le kelvin [K] est effectivement l'unité du système international attribuée à la température. On en parlera plus précisément ultérieurement. ΔT est alors la différence entre la température initiale et la température finale du corps plongé dans la glace.

On a alors $\Delta T = T_2 - T_1 < 0$ pour les quatre expériences ci-dessus, ce qui implique que

$Q < 0$ pour les quatre expériences précédentes

Cette apparition d'un signe pour la chaleur Q met en évidence la convention de signe implicitement adoptée ici : la chaleur est > 0 lorsqu'elle est reçue par le système étudié (corps en cuivre ou en soufre), elle est négative lorsqu'elle est perdue par le corps. C'est une convention dite "convention du banquier", ou "convention thermodynamique". Bien entendu si l'on considère comme système d'étude la masse d'eau et non la masse de cuivre, alors Q est reçue par l'eau est positive : il faut toujours définir clairement le système étudié. Dans ce dernier cas la chaleur reçue par l'eau n'a d'ailleurs pas modifié sa température (toujours égale à 0°C , entre l'instant initial de l'expérience et l'instant final) : un apport ou un retrait de chaleur Q d'un système ne modifie par forcément sa température, comme on en a déjà parlé précédemment, la relation $Q = M \cdot C \cdot \Delta T$ n'est donc pas une relation générale.

Remarque importante

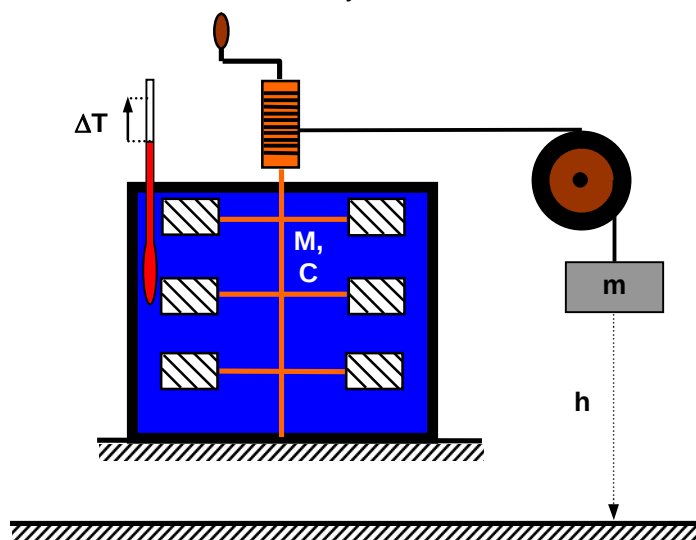
Un corps n'a pas une *quantité de chaleur* Q déterminée (contrairement à la température) : il *perd* ou *gagne* de la chaleur (ou "quantité de chaleur") en fonction des corps ou systèmes¹ avec lesquels il interagit et en fonction du type d'expérience menée (on dira plutôt "transformation"). On dira que **la chaleur Q n'est pas une "fonction d'état" qui caractérise l'état du corps**. La température du corps, en revanche, est bien une *fonction d'état* : on peut parler de sa température, sans référence à une durée ou transformation quelconque².

3. La chaleur est un type de transfert d'énergie ou "flux d'énergie"

Si on remue de l'eau avec une grosse cuillère, alors la température de l'eau va augmenter de ΔT (due aux frottements de la cuillère contre les molécules d'eau). Joule a eu l'idée de comparer l'élévation de température ΔT à l'énergie mécanique dépensée pour obtenir ΔT . Pour cela il a fixé les cuillères en bois (des pales en fait) à l'axe d'une poulie entraînée par une masse : la masse, en tombant de la hauteur h , emmagasine le travail mécanique $m \cdot g \cdot h$ ou encore le travail $T \times \theta$ (moment du couple sur l'axe de rotation multiplié par le nombre de tours) transmis à l'eau brassée et provoque une élévation de température ΔT de l'eau du bac. Cette élévation ΔT de température est provoquée, cette fois-ci, par un apport d'énergie mécanique (travail des forces de frottement) et non plus directement par un apport de chaleur comme dans le paragraphe précédent.

Chaleur et travail (énergie mécanique) provoquent donc le même effet apparent : l'augmentation de température ΔT , c'est pourquoi on considère que la chaleur est également une énergie qu'on appelle également "énergie thermique". Dans ce cas on préfère 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 calories du paragraphe 2 précédent en *joules* : la relation $Q[\text{kcal}] = M \cdot C \cdot \Delta T$ devient $Q[\text{J}] = M \cdot J \cdot C \cdot \Delta T$ avec J la constante de conversion calories $\rightarrow$ joules.

Expérience de Joule (1850) :



¹ Un système est un objet ou un ensemble d'objets qu'on isole de son environnement par un contour réel ou imaginaire. L'environnement est alors appelé *extérieur* du système.

² Le *travail*, qui est le produit d'une force par un déplacement, n'est pas une fonction d'état non plus : on ne peut pas parler de "travail" d'un objet, à une date ou pour une position donnée. On peut parler de *travail* uniquement pour un *déplacement*, et non pour une position.

L'expérience de Joule permet de trouver la valeur de J :

- 1/ Le travail W des forces de frottement est égal à m.g.h et provoque l'échauffement de ΔT
- 2/ Pour échauffer de ΔT l'eau, il faut apporter la chaleur $Q = M.C.\Delta T \times J$.
- 3/ L'échauffement ΔT est identique si $Q = W$, c'est à dire si $M.C.\Delta T \times J = m.g.h$.
- 4/ On en déduit la valeur de la constante de conversion $J = m.g.h/(M.C.\Delta T)$. L'expérience donne la valeur $J \approx 4180 \text{ J/kcal}$.

On a donc $Q = 4180 \times M.C.\Delta T$ joules que l'on peut également écrire $Q = M.C.\Delta T$ joules en exprimant C en $[\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}]$. Si on change l'unité de Q de [kcal] en [J] :

$$\begin{array}{ccc} \boxed{Q = M.J.C.\Delta T} & \text{ou} & \boxed{Q = M.C.\Delta T} \\ \begin{array}{c} \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \\ [\text{J}] \quad [\text{kg}] \quad [\text{cal.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}] \quad [\text{K}] \end{array} & & \begin{array}{c} \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \uparrow \\ [\text{J}] \quad [\text{kg}] \quad [\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}] \quad [\text{K}] \end{array} \end{array}$$

La valeur de J est cependant délicate à mesurer : $J \triangleq 4186,8$ joules d'après la définition adoptée par la *cinquième conférence internationale sur les propriétés de la vapeur* (Londres, juillet 1956). Mais $J \triangleq 4182$ joules est la valeur définie par le *Comité des nomenclatures de l'Union internationale des sciences de la nutrition* et $J = 4184$ joules exactement d'après Peter W. Atkins dans *Chimie Physique* (éditions De Boeck Université), référence mondiale en chimie. Bref, mieux vaut utiliser le Joule qui est l'unité incontestée du système international.

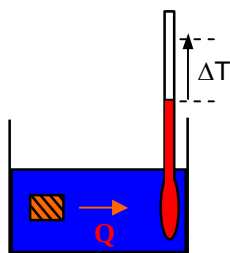
Remarques :

- $C \approx 4185,5 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ pour l'eau à $25^\circ\text{C} \Rightarrow$ il faut $\approx 4185,5 \text{ J}$ pour échauffer 1 litre (1 kg) d'eau de 25°C à 26°C
- $M \times C \triangleq$ *capacité calorifique* ou *capacité thermique* (en [J/K])
- La chaleur représente à l'échelle humaine un gain ou une perte d'énergie thermique (la notion d'énergie est relativement difficile à concevoir et il faudrait tout un ouvrage pour décrire exactement sa nature). La température est proportionnelle, à l'échelle macroscopique, à la moyenne statistique de la vitesse d'agitation des molécules ou atomes d'un corps.

4. Chaleur Q et énergie interne U

On a vu que la chaleur Q reçue par un système est comptée positivement, une chaleur cédée par le système à l'environnement extérieur est comptée négativement (*convention thermodynamique*). Ainsi, si le corps reçoit $Q = 3 \text{ kJ}$, alors sa température peut s'élever de $T_{\text{finale}} - T_{\text{initiale}} = \Delta T = Q/(MC) > 0$, c'est-à-dire $T_{\text{finale}} > T_{\text{initiale}}$. Si le corps considéré

est 1 L d'eau, il se sera échauffé de $\Delta T = \frac{Q}{M.C_{\text{eau}}} = \frac{3.10^3}{1 \times 4185,5} \approx 0,7 \text{ K}$.



Q perdue par le morceau = - 3 kJ
 $\Rightarrow$ Q reçue par l'eau = + 3 kJ

remarque : la chaleur Q va naturellement (on dit "spontanément" en thermodynamique, c'est-à-dire sans apport de travail) du corps le plus chaud au corps le plus froid : le morceau est initialement à une température > température de l'eau.

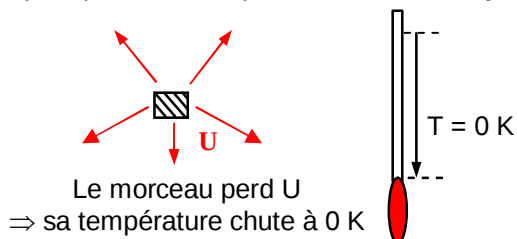
Remarquer que, jusqu'à présent, la perte ou le gain de chaleur Q par un corps n'est possible que si le corps peut se refroidir ou se réchauffer, c'est-à-dire par exemple si on le met en contact avec un corps plus froid ou plus chaud (on verra ultérieurement que cette condition pourra être levée grâce au *changement de phase*). On appelle "énergie interne" U l'énergie totale que peut fournir un corps immobile (absence d'énergie potentielle et d'énergie cinétique macroscopique) sans qu'il se désagrège ⁽³⁾ ou sans perdre de matière (sa température tombant néanmoins à 0 K s'il a perdu U). S'il y a

³ $E = M \times c^2$ (avec c la vitesse de la lumière ici) est l'énergie totale que peut céder un corps, mais au prix de sa désintégration totale (perte de masse) : réaction nucléaire. L'énergie interne est, en fait, la somme de l'énergie potentielle microscopique interne au système (énergie d'interaction entre les molécules ou les atomes du système considéré) et de $\rightarrow$

page 5/12

variation d'énergie interne ΔU , c'est que le corps a reçu ou perdu de l'énergie (sous forme de chaleur par exemple, mais cela ne sera pas obligatoire). Cela sera affiné dans les cours ultérieurs. Pour un gaz parfait, l'énergie interne correspond à l'énergie cinétique moyenne des molécules qui le compose (en l'absence de mouvement d'ensemble).

Question : quelle chaleur Q peut perdre un corps au maximum ? **réponse :** U : l'énergie interne.



- "énergie interne" = énergie totale que peut fournir un corps à son environnement extérieur (en conservant sa masse). U n'a pas d'intérêt en elle-même, c'est ΔU qui en a (grandeur analogue au potentiel électrique en électricité ou à l'altitude en géophysique).
- ΔU = variation d'énergie interne = Q si le corps n'a cédé ou absorbé de l'énergie que sous forme de chaleur.

Exercice 3.

Pour aller plus loin :

En toute rigueur, un système voit son énergie interne U varier lorsqu'il est en interaction avec son environnement, c'est-à-dire lorsqu'il échange de l'énergie avec lui. Le système ne "sait" pas si son énergie interne augmente (c'est-à-dire si ses molécules s'agitent plus vite) à cause de la chaleur qu'on lui apporte ou à cause d'un autre type de transfert de l'énergie. On appelle "chaleur" le transfert d'énergie qui s'effectue (entre le système et son environnement) par convection, conduction, rayonnement ou changement de phase. Par exemple, dans le cas d'un gaz parfait enfermé dans un cylindre à piston coulissant, son énergie interne peut augmenter lorsque les molécules des parois du cylindre s'agitent et se transmettent (par transfert de quantité de mouvement à l'échelle microscopique) aux molécules du gaz : comme les molécules du gaz s'agitent davantage on dit que "l'énergie interne U du gaz a augmenté". Cependant on dit qu'elle a augmenté "grâce à de la chaleur" parce que, de l'extérieur, on a bien vu qu'on n'apportait aucune modification apparente d'une variable d'état extensive conservative⁴ du système, c'est-à-dire aucun "travail". Cependant les molécules du gaz peuvent s'agiter plus vite également si on *comprime* le gaz (en enfonçant un piston dans le cylindre). Le gaz en lui-même ne sait pas pourquoi ses molécules s'agitent plus vite (c'est-à-dire pourquoi son énergie interne augmente), mais l'opérateur humain extérieur sait qu'il a modifié le *volume* du gaz, c'est-à-dire qu'il a modifié une variable conservative extensive du système, donc qu'il a apporté de l'énergie sous forme de *travail* : la distinction chaleur / travail ne peut donc se faire que par l'opérateur humain qui pilote l'échange énergétique depuis l'extérieur du système⁵.

In fine, la chaleur est un *type de transfert* d'énergie (par conduction dans l'épaisseur des parois du système le plus souvent). C'est une quantité d'énergie qui a été transférée (c'est-à-dire échangée) par rayonnement, convection, rayonnement ou changement de phase.

l'énergie cinétique microscopique des molécules ou atomes (évaluée dans le référentiel barycentrique du système considéré). Noter qu'à E on peut ajouter les énergies propres au référentiel d'étude, c'est-à-dire les énergies macroscopiques comme l'énergie cinétique (qui dépend de la vitesse du système par rapport au référentiel) et l'énergie potentielle liée à la position du système dans le référentiel d'étude, et due à des forces conservatives extérieures (poids, champ magnétique, électrique etc.).

⁴ Une variable d'état est extensive si elle est proportionnelle à la masse du système, ou de façon équivalente, si en considérant l'ensemble {système + extérieur}, la variable d'état extensive de l'ensemble est égal à la somme des deux variables d'état du système et de l'extérieur. Ainsi le volume V du système est une grandeur extensive. Sa température T (ou sa pression) n'est pas une grandeur extensive. La variable d'état est conservative si elle reste constante pour l'ensemble {système + environnement}. Le volume V d'un système est une grandeur extensive conservative (puisque si le système voit son volume augmenter de $+dV$, le volume de son extérieur diminue de $-dV$).

⁵ Cela suppose donc que les échanges énergétiques internes à un système ne peuvent jamais être qualifiés de "travail" ou de "chaleur". C'est un problème de définition de la chaleur qu'on aborde ici et qui fait l'objet d'une discussion sur le site de thermodynamique ([problème n° 2](#)).

5. Chaleur latente Q_L et chaleur de combustion Q_C

La relation $Q = M \cdot C \cdot \Delta T$ n'est pas générale, on évoqué cette particularité précédemment. En effet, on a vu qu'en plaçant un métal chaud dans un bain d'eau – glace (au paragraphe 2), 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 $\Delta T = 0$: la relation $Q = M \cdot C \cdot \Delta T$ précédente est donc mise en défaut.

En fait dans l'expérience évoquée la chaleur Q reçue par la glace a 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, et non pour augmenter sa température. Un changement de phase s'effectue toujours à température constante (et pression constante aussi d'ailleurs) : l'énergie Q reçue (ou cédée) a alors servi à réorganiser les molécules de fluide et non à modifier leur état vibratoire (température).

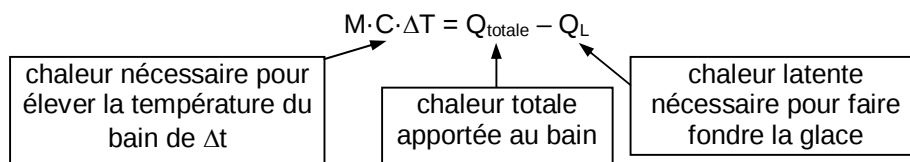
Pour faire fondre $M = 1$ kg de glace (à 0°C) il faut apporter la chaleur $Q_L = 352 \cdot 10^3 \times M$. Le nombre $352 \cdot 10^3$ s'appelle "chaleur latente de fusion" (sous - entendu "massique") de la glace et on la note plus volontier L_f .

$$Q_L = M \times L_f$$

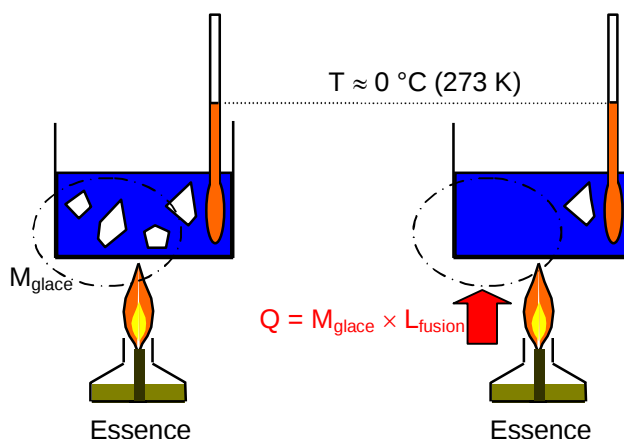
[J / kg]

Pour transformer 1 kg de glace à 0°C en eau liquide à 0°C (273,15 K) il faut que la glace absorbe 352 kJ de son environnement. Inversement, pour transformer 1 kg d'eau liquide à 0°C en glace à 0°C il faut que l'eau cède -352 kJ à son environnement.

Il y a également des chaleurs de combustion (on dit plus souvent des "pouvoirs calorifiques"). Pour augmenter la température de l'eau, il faudra finalement d'abord apporter la chaleur nécessaire pour faire fondre la glace (chaleur latente). Ensuite la chaleur reçue en surplus a pour effet d'augmenter la température de l'eau :



On peut dire que la chaleur latente traduit l'inertie, la "récalcitrance" du corps à modifier son état de phase : pour élever sa température il faut d'abord s'assurer qu'il ne va pas changer de phase, s'il change de phase pendant l'augmentation de température alors une énergie supplémentaire doit être fournie pour "franchir" le cap : le changement de phase nécessite un apport supplémentaire de chaleur (ou un retrait selon le sens du changement de phase).



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.
 $L_{\text{fusion}} \triangleq$ Chaleur latente (massique) de fusion de l'eau ($\approx 333 \cdot 10^3 \text{ J/kg}$ pour la glace).

Le tableau ci-dessous présente différentes chaleurs latentes de fusion L (ou de solidification selon le sens considéré):

corps	argent	platine	fer	glace
L _{fusion} [J.kg ⁻¹]	102.10 ³	111.10 ³	270.10 ³	352.10 ³

On constate que l'inertie de l'eau (sa chaleur latente de fusion ici) est élevée comparée à d'autres corps. Bien entendu, le corps est considéré ici est "pur"⁶, c'est-à-dire non constitué d'un mélange. Si le corps n'est pas pur mais composé d'un mélange de constituants divers, la chaleur latente n'est plus définie et les différents constituants se mettent à fondre à différentes températures. Quant à l'essence, elle apporte une **chaleur qui est dégagée lors de sa combustion**.

$$Q_c = M_{\text{essence}} \times L_{\text{combustion}}$$

Différentes chaleurs (massiques) de combustion ("pouvoir calorifique") sur corps sec :

corps	bois	alcool	charbon	pétrole	essence	méthane	H ₂
L _c [J.kg ⁻¹]	11.10 ⁶ à 12,5.10 ⁶	26.10 ⁶	33,5.10 ⁶	46.10 ⁶	48.10 ⁶	55.10 ⁶	162.10 ⁶

Exercice 4.

Il faut également comprendre que **la chaleur nécessaire pour un changement de phase est très élevée** par rapport aux chaleurs nécessaires pour élever les températures. Par exemple la chaleur latente (massique) de vaporisation de l'eau vaut $L_v \approx 2256 \text{ kJ/kg}$, c'est-à-dire qu'1 kg d'eau (1 litre) nécessite 2256 kJ pour se vaporiser (elle doit être préalablement élevée à la température de 100°C si elle est contenue dans une casserole de cuisine, c'est-à-dire quand sa pression est de 1 bar). Cette valeur est à comparer à la chaleur nécessaire pour élever sa température de 0°C à 100°C $\approx 4180 \times 100 \approx 418 \text{ kJ}$, soit 5 fois inférieure à la chaleur nécessitée pour la vaporisation.

Une vaporisation exige donc également un apport non négligeable de chaleur. A l'inverse *une liquéfaction* (passage de l'état vapeur à l'état liquide) nécessite le retrait de la même quantité de chaleur : il faut donc extraire 2256 kJ à 1 kg de vapeur d'eau pour la liquéfier (elle doit être préalablement à 100 °C si sa pression fait 1 bar). Cette chaleur *cachée* va être mise à profit dans les machines frigorifiques à changement de phase : en forçant la vaporisation d'un fluide initialement liquide dans un serpentin (au moyen d'une détente forcée), on va forcer son absorption d'une grande quantité de chaleur (de vaporisation) extraite du milieu où baigne le serpentin, c'est-à-dire une chaleur provenant des aliments du frigo, ce qui va refroidir les aliments...c'est le principe du frigo (voir cours n° 7) !

Exercices 5, 6 et 7.

⁶ Cette notion est encore vague ici, mais on comprend intuitivement ce dont il s'agit.

Exercices sur la température et la chaleur.

Notez bien que ces exercices sont une partie intégrale du cours et doivent être résolus au fur et à mesure de leur apparition dans le cours. Leur corrigé est téléchargeable sur le site :

<http://christophehaouy.wix.com/thermodynamique#!corrigs/c1yev>

Ils permettent de bien assimiler les concepts abordés dans chaque paragraphe et de se donner quelques ordres de grandeur. Les données numériques sont issues de différents ouvrages (en particulier le Cours de Physique statistique de Berkeley qui indique les incertitudes des valeurs numériques).

Exercice 1.

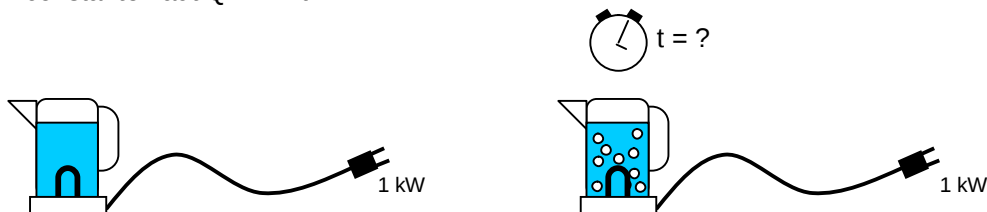
Calculez la quantité de chaleur Q nécessaire pour commencer à faire bouillir 1 L d'eau initialement à 10°C. On donne la valeur moyenne de la capacité calorifique massique de l'eau : $C \approx 1 \text{ kcal} \cdot \text{kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$ et la masse volumique moyenne de l'eau $\mu \approx 1 \text{ kg/dm}^3$



Rép : 90 kcal.

Exercice 2.

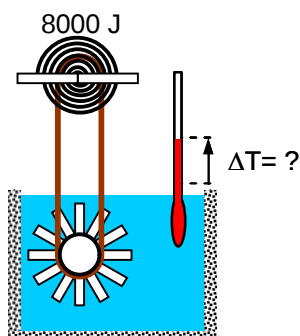
Une bouilloire électrique a pour puissance $P \approx 1 \text{ kW}$ lorsqu'elle est alimentée par la prise secteur (tension efficace de 230 V). On y place 1 L d'eau à 10°C. En combien de temps l'eau va bouillir ? (On suppose que toute la chaleur émise par la résistance électrique sert à chauffer l'eau). On rappelle que l'énergie Q développée par tout système qui développe pendant Δt une puissance P constante vaut $Q = P \cdot \Delta t$.



Rép : 6 min 16 s.

Exercice 3.

Un ressort spiral est comprimé ("remonté") à l'aide d'une clé de jouet. De cette manière il emmagasine une énergie potentielle élastique de 8000 J. Ce ressort sert à entraîner les pales d'une hélice qui remue 1 L d'eau liquide. Quel va être l'échauffement (augmentation de température) de l'eau après détente totale du ressort ? (on suppose que l'eau est placée dans une enceinte parfaitement calorifugée, c'est-à-dire sans perte de chaleur) :

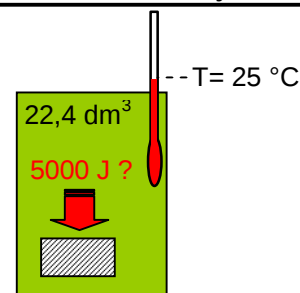


Rép : 1,9 °C.

Exercice 4.

Une enceinte de 22,4 dm³ de gaz à 25°C possède une énergie interne $U = 3/2 \cdot R \cdot T$ avec $R \approx 8,32$ u.s.i. et T sa température (en kelvin). Est-il possible, à l'aide de ce gaz, de fournir 5000 J à un corps solide plongé dans l'enceinte. Si oui, de quelle manière ?

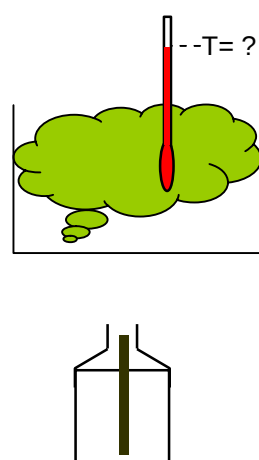
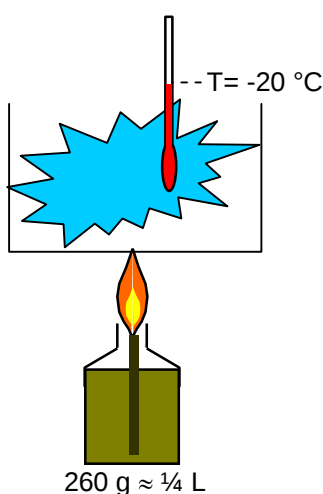
Rép : non.



Exercice 5 :

Nous possédons $M_{\text{ess}} \approx 260$ g d'essence que l'on brûle pour échauffer $M \approx 4$ kg de glace initialement à -20°C sous la pression atmosphérique : quelle est la température finale de la vapeur obtenue ?

Données : chaleur latente de fusion de la glace : $L_F \approx 352$ kJ/kg, pouvoir calorifique de l'essence : $L_{\text{ess}} \approx 48 \cdot 10^3$ kJ/kg, chaleur latente de vaporisation de l'eau : $L_V \approx 2256$ kJ/kg, capacité calorifique massique de la glace : $C_{\text{glace}} \approx 2000$ J.kg⁻¹.K⁻¹, capacité calorifique massique de l'eau : $C_{\text{eau}} \approx 4185,5$ J.kg⁻¹.K⁻¹ et capacité calorifique massique de la vapeur d'eau $C_{\text{vap}} \approx 2020$ J.kg⁻¹.K⁻¹

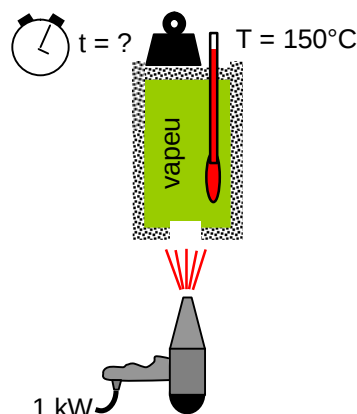
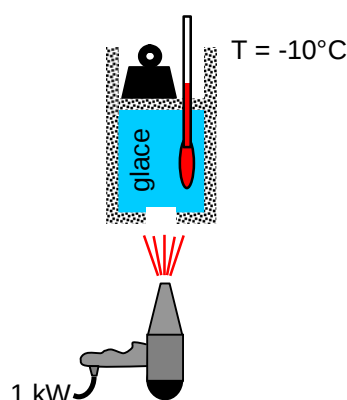


Rép : 127°C sous condition.

Exercice 6 : Glaçons, eau et vapeur.

On possède $M \approx 1$ kg de glace dans une enceinte calorifugée fermée par un couvercle coulissant. Cette glace est à -10°C . On nous donne les chaleurs latente (massique) de fusion (passage glace → liquide) et de vaporisation (passage liquide → vapeur) : $L_{\text{fusion}} \approx 333$ kJ.kg⁻¹, $L_{\text{vaporisation}} \approx 2257$ kJ.kg⁻¹. On donne la capacité calorifique massique de l'eau (sous pression constante) $C \triangleq C_{\text{p glace}} \approx C_{\text{p eau}} \approx C_{\text{p vapeur}} \approx 4,18$ kJ.kg⁻¹.K⁻¹. Pour simplifier, ces valeurs sont supposées constantes tout au long des transformations (⁷).

 symbolise une pression constante



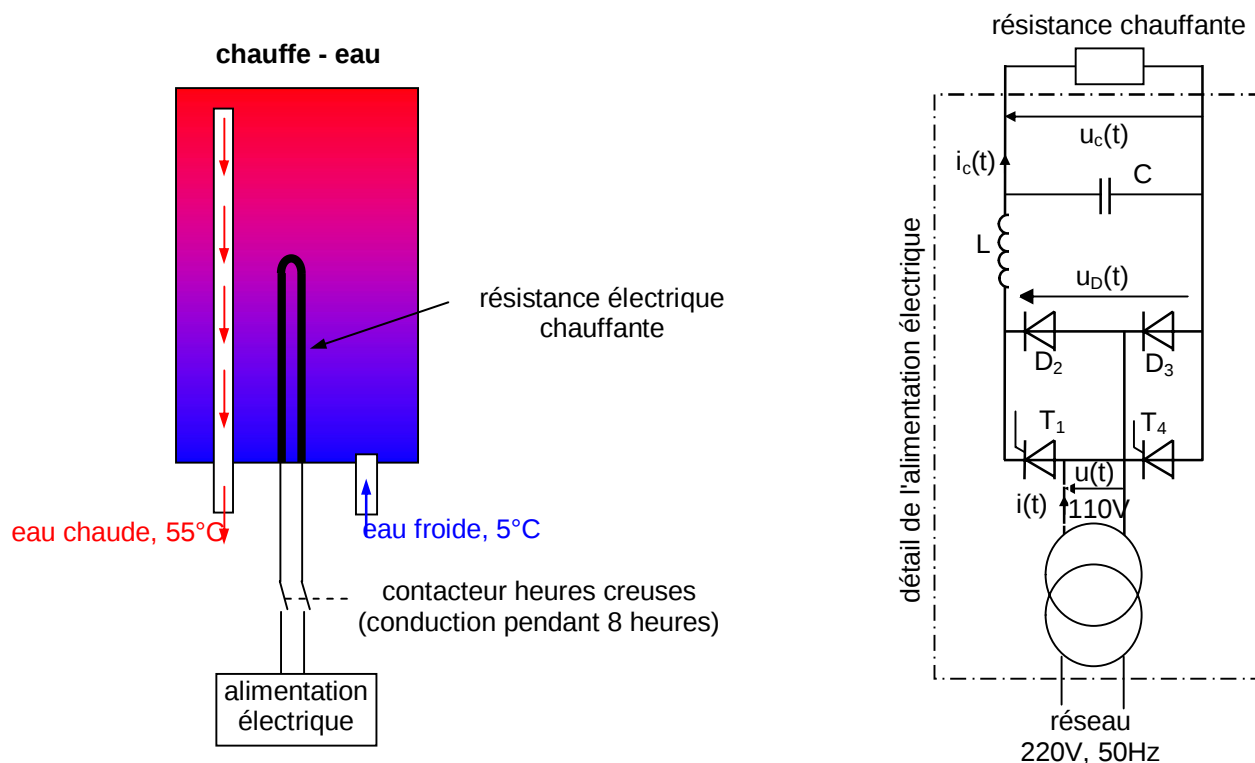
⁷ Ce qui est en réalité faux : voir exercice 5 où les chaleurs massiques dépendent de la phase du corps (liquide, solide ou gaz). Mais ne compliquons pas inutilement.

1. Quelle est la chaleur totale Q_{tot} à apporter pour changer cette glace en de l'eau à 20°C ?
2. On veut obtenir de la vapeur à 150°C sous la pression atmosphérique (1 bar), 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 1 kW 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 ?

Rép : 1 : 458 kJ ; 2 : 2800 kJ ; 3 : 54 min 19 s ; 7 min 38 s ; 4 : énorme (1 GW pour les centrales nucléaires).

Exercice 7 : Energie électrique à fournir pour un chauffe - eau.

On souhaite construire un dispositif permettant de chauffer une cuve de chauffe - eau de 10 litres. L'eau chaude doit être chauffée pendant la nuit pour être disponible au matin (temps de chauffe $\approx$ 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 : $C \approx 4,18 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

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, elle développe une puissance électrique de 1 kW.

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 -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 la résistance du chauffe - eau ?

Pour développer cette puissance, la résistance est alimentée via 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. On a

$$\langle u_D \rangle = \frac{2 \cdot \hat{U}}{\pi} \left(\frac{1 + \cos \theta}{2} \right) \text{ avec } \hat{U} \text{ la valeur crête de la tension à l'entrée du pont.}$$

5. Donnez l'allure de $u_D(t)$ pour un retard à l'amorçage $\theta \approx 45^\circ$ des thyristors.
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 en régime périodique, calculez la valeur de $u_c(t)$ pour θ donné.
7. Quelle est, en fonction de $u_c(t)$, la puissance développée par la résistance ?
8. Déduisez -en la valeur de θ à régler pour obtenir le chauffage en 8 heures.

Rép : 1 : 2,09 MJ ; **2 :** 52,9 Ω ; **3 :** 34 min 50 s ; **4 :** 72,6 W ; **6 :** $U_c = \frac{2\hat{U}}{\pi} \left(\frac{1 + \cos \theta}{2} \right)$; **7 :** $P = \frac{U_c^2}{R}$; **8 :** 75,5 °