

# La Chaleur et la Température

juin 2015

## 1. Introduction

### Quelques questions de bon sens.

Pour éviter des difficultés techniques, les récipients utilisés sont très légers et donc de masse négligeable.

Mélangeons 200 [g] d'eau à 10 [°C] avec 200 [g] d'eau à 70 [°C].

La température du mélange est de \_\_\_\_\_

Mélangeons 200 [g] d'eau à 10 [°C] avec 400 [g] d'eau à 70 [°C].

La température du mélange est de \_\_\_\_\_

Mélangeons 200 [g] d'eau à 10 [°C] avec 600 [g] d'eau à 70 [°C].

La température du mélange est de \_\_\_\_\_

Mélangeons 400 [g] d'eau à 10 [°C] avec 200 [g] d'eau à 70 [°C].

La température du mélange est de \_\_\_\_\_

Mélangeons 600 [g] d'eau à 10 [°C] avec 200 [g] d'eau à 70 [°C].

La température du mélange est de \_\_\_\_\_

### Faisons un tableau :

La ligne du haut représente la masse d'eau à 10 [°C]

La colonne de gauche représente la masse d'eau à 70 [°C]

Remplissez les cases vide avec les températures finales des mélanges en [°C].

//////////	200 [g]	400 [g]	600 [g]	800 [g]
200 [g]				
400 [g]				
600 [g]				
800 [g]				

## 2. Lien entre les états de la matière et la température

L'état naturel des molécules dans un corps n'est pas l'immobilité mais le *mouvement désordonné*, qui est caractérisé par sa température. **La température** correspond à l'énergie cinétique moyenne par molécule. Son unité devrait être en joules par molécule, mais pour des raisons historiques on conserve l'**échelle centésimale** du physicien suédois Anders Celsius (1701 - 1744). Il eut l'idée en 1742 d'utiliser les propriétés de l'eau pour définir une échelle de température. Il décida d'appeler 0 degré la température de l'eau bouillante et 100 degrés la température de la glace fondante. Les températures entre deux étant proportionnelles à la hauteur du mercure dans un thermomètre. Ce n'est qu'après sa mort que l'échelle fut changée pour attribuer 0 [°C] à la température de la glace fondante et 100 [°C] à la température de l'eau bouillante (à une pression de une atmosphère).

Un siècle plus tard, sir William Thomson Kelvin, mathématicien et physicien britannique (Belfast, 1824 - Netherhall, 1907) montra qu'il existe une température minimale à -273,15 [°C]. A cette température, il n'y a plus d'agitation thermique. Ceci amena une nouvelle unité de température : le kelvin. Son unité se note [K].

Pour convertir des degrés Celsius en kelvins, il suffit de d'additionner 273,15 aux degrés Celsius. En soustrayant 273,15 aux kelvins, on obtient des degrés Celsius. Donc en été la température dépasse parfois les 300 [K], en hivers elle peut descendre en dessous des 270 [K].

"Chéri, il fait 290 kelvins, j'ai froid, monte le chauffage s'il te plaît..."

### 3. Lien entre l'énergie thermique et la température d'un corps

Le but de ce qui suit est de montrer que :  $Q = c \cdot m \cdot \Delta T$  où

$Q$  représente l'énergie thermique reçue par le corps. Elle se mesure en joules. [J]

$m$  représente la masse du corps. [kg]

$\Delta T$  représente la variation de température du corps.

$\Delta T = T_{\text{finale}} - T_{\text{initiale}}$ . Elle se mesure en degrés Celsius [°C] ou kelvin [K].

$c$  représente une valeur dépendante de la substance qui forme le corps. [J / (kg · K)]

Cette formule est valable si le corps ne change pas d'état solide, liquide ou gazeux.

Voici des expériences nous permettant d'établir un lien entre l'énergie transmise à un corps en le chauffant ou par frottement et sa variation de température.

#### Première expérience.

200 [g] d'eau est chauffé pour faire passer sa température de 10 [°C] à 70 [°C].

On vérifie que pour faire passer la température de 400 [g] d'eau de 10 [°C] à 70 [°C], il faut chauffer deux fois plus longtemps, donc fournir deux fois plus d'énergie.

Pour faire passer la température de 600 [g] d'eau de 10 [°C] à 70 [°C], il faut chauffer trois fois plus longtemps, donc fournir trois fois plus d'énergie.

Donc, pour chauffer de l'eau de 10 [°C] à 70 [°C], l'énergie à fournir est proportionnelle à la masse d'eau à chauffer.

- On vérifie que l'énergie à fournir est proportionnelle à la masse d'eau à chauffer aussi pour d'autres variations de température.
- On vérifie que la proportionnalité est valable si on remplace l'eau par une autre substance.

*Conclusion* : Pour élever la température d'un corps d'une substance donnée de  $\Delta T$  degrés, l'énergie à fournir est proportionnelle à la masse du corps à chauffer.

#### Deuxième expérience.

200 [g] d'eau à 10 [°C] est chauffée pour augmenter sa température de 20 [°C]. ( $T_{\text{finale}} = 30$  [°C])

On vérifie que pour augmenter la température de 200 [g] d'eau de 40 [°C], il faut chauffer deux fois plus longtemps, donc fournir deux fois plus d'énergie.

Pour augmenter la température de 200 [g] d'eau de 60 [°C], il faut chauffer trois fois plus longtemps, donc fournir trois fois plus d'énergie.

Donc, pour 200 [g] d'eau, l'énergie à fournir est proportionnelle à la variation de température.

- On vérifie que l'énergie à fournir est proportionnelle à la variation de température, aussi si on change la masse du corps ou sa substance. (Exemple : on peut prendre de l'huile au lieu de l'eau).

*Conclusion* : Pour un corps d'une substance donnée, l'énergie à fournir est proportionnelle à la variation de température.

#### Troisième expérience.

200 [g] d'eau est chauffé pour faire passer sa température de 10 [°C] à 70 [°C].

200 [g] d'huile est chauffée pour faire passer sa température de 10 [°C] à 70 [°C].

On constate qu'il faut chauffer moins longtemps l'huile que l'eau, donc lui fournir moins d'énergie pour obtenir la même variation de température, alors qu'on a la même masse d'huile que d'eau.

On peut refaire cette expérience avec différents corps de 200 grammes d'une substance donnée, l'énergie à fournir pour une même variation de température est différente pour chaque substance.

**Conclusion de ses trois expériences.** Si :

$Q$  représente l'énergie thermique reçue par le corps. Elle se mesure en joules. [J]

$m$  représente la masse du corps. [kg]

$\Delta T$  représente la variation de température du corps.

$\Delta T = T_{\text{finale}} - T_{\text{initiale}}$ . Elle se mesure en degrés Celsius [ $^{\circ}\text{C}$ ] ou kelvin [K].

$c$  représente une valeur dépendante de la substance qui forme le corps. [J / (kg · K)]

Alors ces grandeurs sont reliées par la relation :  $Q = c \cdot m \cdot \Delta T$

Cette formule est valable si le corps ne change pas d'état solide, liquide ou gazeux.

Définitions :

°  $Q$  s'appelle la **chaleur** reçue par le corps. On dit aussi l'**énergie thermique** reçue.

°  $c$  s'appelle la **chaleur massique** de la substance. Cherchez la chaleur massique de diverses substances dans la table CRM. Elle dépend aussi de l'état solide, liquide ou gazeux des substances.

Ne confondez pas la **chaleur**  $Q$  avec la **température**  $T$ . La chaleur est une énergie transférée. La température est une énergie moyenne par molécule.

Exercice : Dans le tableau de l'introduction, calculez la chaleur fournie par l'eau chaude et la chaleur reçue par l'eau froide dans cinq cas différents. Que constatez-vous ?  $c_{\text{eau}} = 4,18 \cdot 10^3$  [J / (kg · K)].

## 4. Échanges de chaleur

Lorsque l'on met en contact deux corps de températures différentes, le corps à haute température cède de la chaleur à celui à basse température. L'expérience montre que la chaleur ne peut s'écouler que du chaud vers le froid et pas l'inverse. L'échange de chaleur cesse lorsque les deux corps ont même température : la **température d'équilibre** est atteinte.

La conservation de l'énergie implique que la chaleur reçue par un corps égale celle cédée par l'autre. En utilisant la convention que *la chaleur reçue par un corps est positive et celle cédée est négative*, on a :

$$Q_{\text{reçue}} + Q_{\text{cédée}} = 0 \text{ [J]}$$

Plus généralement, **la somme des chaleurs reçue par des corps plus à la somme des chaleurs cédées par les autres corps égale 0**, avec la convention énoncée ci-dessus.

La **chaleur** est par définition une énergie, et pour saisir comment cette énergie se répartit dans la matière, il faut considérer la matière sous son aspect microscopique. La matière présente une certaine cohésion, les molécules sont liées entre elles par des forces d'origine électrique. L'**énergie de liaison** entre ces molécules correspond à l'énergie qu'il faut leur fournir pour les séparer.

L'état naturel de molécules liées entre elles est le mouvement désordonné. (Le frottement n'existe pas au niveau microscopique.) Ainsi les molécules composant un corps possèdent des énergies cinétiques dont la valeur moyenne peut être plus petite, égale ou plus grande que l'énergie de liaison, correspondant à trois états de la matière :

- **l'état solide** : énergie cinétique < énergie de liaison. La liaison entre les molécules est forte. Le matériau montre une grande cohésion, il est rigide.
- **l'état liquide** : énergie cinétique  $\approx$  énergie de liaison. La liaison entre les molécules est faible. Le liquide s'amasse en gouttes mais ne présente aucune rigidité; il prend la forme du récipient qui le contient.
- **l'état gazeux** : énergie cinétique > énergie de liaison. Il n'y a aucune liaison entre les molécules. Les molécules sont libres les unes par rapport aux autres, le gaz s'étant dans tout l'espace qui lui est disponible.

Il existe un quatrième état de la matière : le **plasma**, où l'énergie cinétique est telle que les atomes se sont débarrassés de tous leurs électrons. Cet état se trouve dans les étoiles, où règnent des températures de plusieurs millions de degrés. La force gravitationnelle assure la cohésion de l'étoile et maintient de très hautes pressions. Dans cet état la fusion nucléaire est possible.

## 5. Les changements d'états

Un **changement d'état** se fait à une *température constante*, propre à chaque corps. La température à laquelle une substance passe de l'état solide à l'état liquide est appelée **température de fusion**. La température à laquelle une substance passe de l'état liquide à l'état gazeux est appelée **température d'ébullition**. Pour obtenir un changement d'état il faut casser (ou rétablir) des liaisons; pour ceci il faut donner (ou prendre) de l'énergie appelée chaleur latente de fusion ou de vaporisation selon le changement d'état.

La **chaleur latente de fusion** est la chaleur qu'il faut fournir à un kilogramme d'une substance pour la faire passer de l'état solide à l'état liquide. Par exemple, il faut fournir  $3,3 \cdot 10^5$  joules pour faire fondre un kilogramme de glace à 0 [°C] et obtenir un kilogramme d'eau à 0 [°C].

Il faut retirer  $3,3 \cdot 10^5$  joules pour convertir un kilogramme d'eau à 0 [°C] en un kilogramme de glace à 0 [°C].

La **chaleur latente de vaporisation** est la chaleur qu'il faut fournir à un kilogramme d'une substance pour la faire passer de l'état liquide à l'état gazeux. Par exemple, il faut fournir  $23 \cdot 10^5$  joules pour faire évaporer un kilogramme d'eau à 100 [°C] et obtenir un kilogramme de vapeur d'eau à 100 [°C].

Il faut retirer  $23 \cdot 10^5$  joules pour convertir un kilogramme de vapeur d'eau à 100 [°C] en un kilogramme d'eau à 100 [°C].

Si la masse double, l'énergie à fournir pour un changement d'état double.

On peut écrire :  $Q_f = m \cdot L_f$  où

$Q_f$  représente la chaleur à fournir pour obtenir une fusion (Solide → Liquide)  
elle représente la chaleur **reçue** par le corps, (positive pour fondre).

Solide → Liquide .... $Q_f > 0$
Liquide → Solide .... $Q_f < 0$

$m$  représente la masse de la substance qui change d'état.

$L_f$  représente la chaleur latente de fusion. Elle dépend de la substance (c.f. Table CRM et fin du cours)

On peut écrire :  $Q_v = m \cdot L_v$  où

$Q_v$  représente la chaleur à fournir pour obtenir une vaporisation (Liquide → gaz)  
elle représente la chaleur **reçue** par le corps, (positive pour s'évaporer).

Liquide → gaz .... $Q_v > 0$
gaz → Liquide .... $Q_v < 0$

$m$  représente la masse de la substance qui change d'état.

$L_v$  représente la chaleur latente de vaporisation. Elle dépend de la substance (c.f. Table CRM)

L'expérience montre que les températures de fusion et d'ébullition sont dépendantes de la pression. Les valeurs de la table s'entendent pour une pression de 760 mm Hg. (Pression atmosphérique usuelle).

## 6. Les modes de propagation de la chaleur

Il y a trois modes de propagation de la chaleur :

La **conduction** (dans les solides) : cette propagation se fait par la transmission de proche en proche des vibrations des molécules composant le corps.

La **convection** : cette propagation se fait par le déplacement d'un fluide dans un autre fluide de température différente. Un fluide est un gaz ou un liquide.

Le **rayonnement** : cette propagation est occasionnée par l'émission d'ondes électromagnétiques visibles ou non visibles. Tout corps rayonne constamment, à cause de sa température.

## 7. La dilatation.

Une élévation de température se traduit par une augmentation de l'énergie cinétique des atomes et les liaisons inter atomiques sont alors légèrement (plus) distendues; il en résulte un (léger) accroissement des dimensions géométriques de l'échantillon. La situation varie selon qu'il s'agit de solides, de liquides ou de gaz.

### Dilatation des solides.

Selon la forme de l'échantillon (allongé ou massif) on s'intéresse plutôt à la variation de longueur ou de volume de l'échantillon.

**Dilatation linéique** la longueur de l'échantillon est généralement beaucoup plus grande que son diamètre : la variation de longueur s'écrit :

$$\Delta L = \alpha \cdot L \cdot \Delta T$$

où  $\alpha$  est le coefficient de dilatation linéique

Remarque : le signe de  $\Delta L$  est le même que celui de  $\Delta T$ .

**Dilatation volumique** : la même approche que ci-dessus permet d'écrire

$$\Delta V = \gamma \cdot V \cdot \Delta T$$

où  $\gamma$  est le coefficient de dilatation volumique du corps;

On montre que :

$$\gamma = 3 \cdot \alpha$$

La table ne donne pas  $\gamma$  pour les solides.

### Dilatation des liquides.

Les liquides n'ayant pas de forme propre, seule la dilatation volumique a un sens. La relation est la même que pour les solides:

$$\Delta V = \gamma \cdot V \cdot \Delta T$$

Le coefficient de dilatation des liquides est de 10 à 100 fois plus grand que celui des solides (voir table).

L'eau présente une anomalie en raison d'un arrangement particulier de ses molécules entre 0 et 4 °C

### Dilatation des gaz.

Le volume d'un gaz est dépendant de sa température, un gaz peut se dilater; mais si le volume d'un gaz est maintenu constant, une augmentation de sa température provoque une augmentation de sa pression. Pression, température et volume d'un gaz sont interdépendants. Toutefois en maintenant la pression constante, on peut mettre en évidence une relation entre volume et température semblable à celle des liquides :

$$\Delta V = \gamma \cdot V \cdot \Delta T$$

où le coefficient  $\gamma$  a la particularité d'être le même pour tous les gaz. La pression d'un gaz résulte des chocs des molécules entre elles et avec les parois du récipient le contenant.

## 8. Loi des gaz parfaits.

Si la température d'un gaz croît, l'énergie de ses molécules croît et les chocs deviennent plus violents (et nombreux). Ainsi pour maintenir la pression constante il faut rendre les chocs plus rares en augmentant le volume du gaz. Donc:

En maintenant  $p$  constante on met en évidence une relation (linéaires) entre  $V$  et  $T$ .

En maintenant  $V$  constante on met en évidence une relation (linéaire) entre  $p$  et  $T$ .

En maintenant  $T$  constante on met en évidence une relation (linéaire) entre  $p$  et  $V$ .

Un gaz est dit parfait lorsqu'il suit la relation :

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{constante}$$

Cette loi est une bonne approximation pour les gaz dont la pression n'est pas trop grande et la température pas trop basse. Un gaz qui n'est pas parfait est dit réel.

## 9. Les machines thermiques.

L'examen d'un moteur à explosion montre qu'une machine thermique (cyclique) fonctionne entre deux sources de chaleur, chaude et froide.

La chaleur  $Q_1$  est prise à la source chaude, un travail  $W$  est effectué, et une chaleur résiduelle  $Q_2$  est cédée à la source froide (généralement l'atmosphère).

La conservation de l'énergie permet d'écrire :  $Q_1 = W + Q_2$

La chaleur  $Q_2$  est donc une énergie non utile, elle n'a pu être transformée en travail. Le rendement de la machine s'écrit :

$$\eta = \frac{W}{Q} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

Le rendement est donc dépendant de la différence de température des sources ainsi que de la température absolue de la source chaude, qui est limitée pour des raisons techniques.  $T_2$  est généralement la température atmosphérique. Cette expression montre qu'une combustion à haute température présente un rendement supérieur à une combustion à basse température. La chaleur à basse température est peu intéressante car (presque) aucun travail mécanique ne peut en être extrait. La chaleur est bien une forme dégradée de l'énergie. Application : moteur à explosion, frigo et pompe chaleur.

Voici quelques **chaleurs massiques** de la substance.

### Liquides

$$c_{\text{eau}} = 4'180 \text{ [J / (kg} \cdot \text{K)]} \quad \text{c'est une des valeurs les plus hautes.}$$

$$c_{\text{alcool}} = 2'460 \text{ [J / (kg} \cdot \text{K)]}$$

$$c_{\text{huile}} = 1'870 \text{ [J / (kg} \cdot \text{K)]}$$

### Solides

$$c_{\text{glace}} = 2'060 \text{ [J / (kg} \cdot \text{K)]}$$

$$c_{\text{plomb}} = 120 \text{ [J / (kg} \cdot \text{K)]} \quad \text{c'est une des valeurs les plus basses.}$$

$$c_{\text{acier}} = 460 \text{ [J / (kg} \cdot \text{K)]}$$

$$c_{\text{aluminium}} = 897 \text{ [J / (kg} \cdot \text{K)]}$$

$$c_{\text{fer}} = 440 \text{ [J / (kg} \cdot \text{K)]}$$

$$c_{\text{zinc}} = 390 \text{ [J / (kg} \cdot \text{K)]}$$

Voici quelques **chaleurs Latentes de fusion** et de **température de fusion** de la substance.

$$L_{\text{glace} \rightarrow \text{eau}} = 3,3 \cdot 10^5 \text{ [J / kg]} \quad T_{\text{fusion glace} \rightarrow \text{eau}} = 0,0 \text{ [}^\circ\text{C]}$$

$$L_{\text{aluminium}} = 3,96 \cdot 10^5 \text{ [J / kg]} \quad T_{\text{fusion aluminium}} = 660 \text{ [}^\circ\text{C]}$$

$$L_{\text{fer}} = 2,47 \cdot 10^5 \text{ [J / kg]} \quad T_{\text{fusion fer}} = 1538 \text{ [}^\circ\text{C]}$$

$$L_{\text{plomb}} = 0,25 \cdot 10^5 \text{ [J / kg]} \quad T_{\text{fusion plomb}} = 328 \text{ [}^\circ\text{C]}$$
  

$$L_{\text{vaporisation eau}} = 23 \cdot 10^5 \text{ [J / kg]} \quad L_{\text{vaporisation eau}} = 100 \text{ [}^\circ\text{C]}$$

Pour une variation de température, comme dans la formule  $\boxed{Q = c \cdot m \cdot \Delta T}$  on a l'égalité d'unités :  $[\text{J} / (\text{kg} \cdot \text{K})] = [\text{J} / (\text{kg} \cdot \text{ }^\circ\text{C})] = [\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{ }^\circ\text{C}^{-1}] = [\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}]$