

# TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE

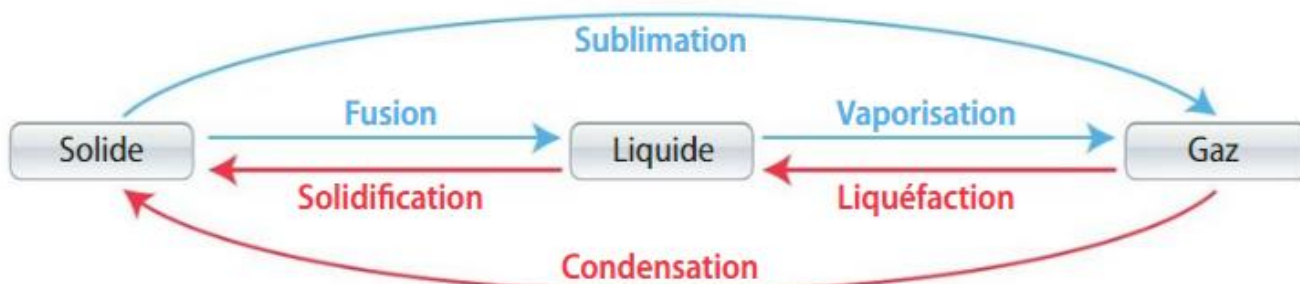
## TRANSFORMATIONS PHYSIQUES

### 1 - Changements d'état des corps purs

Un corps pur peut être dans trois états physiques en fonction de sa température et de la pression:

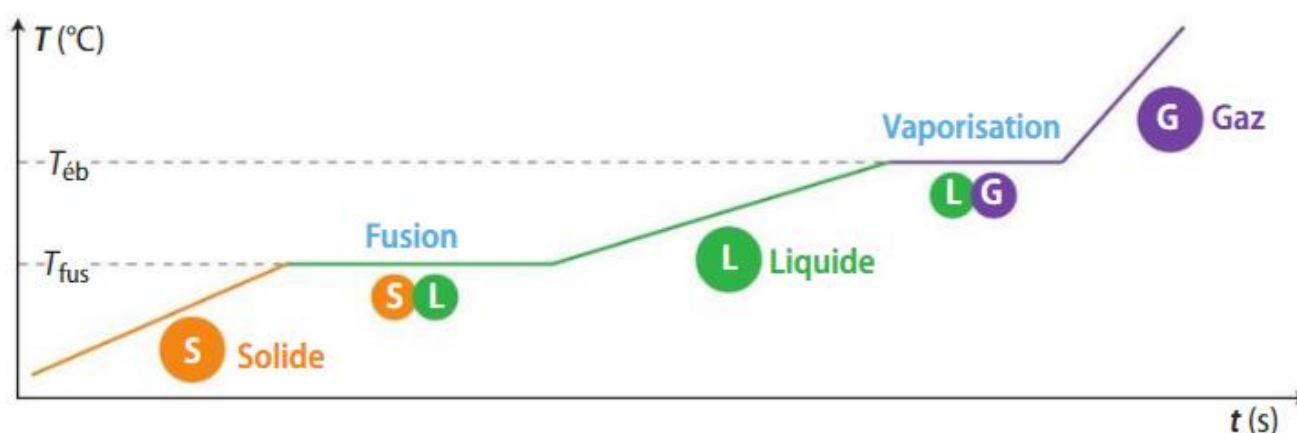
- Solide
- Liquide
- Gazeux

Le passage d'un état à l'autre se fait à des températures précises selon le corps étudié, appelées températures de changement de phase.



Le passage d'une phase à l'autre porte un nom spécifique, selon la phase de départ et celle d'arrivée.

Lors d'un changement d'état d'un corps pur, à température constante et pression donnée, les deux états coexistent simultanément.



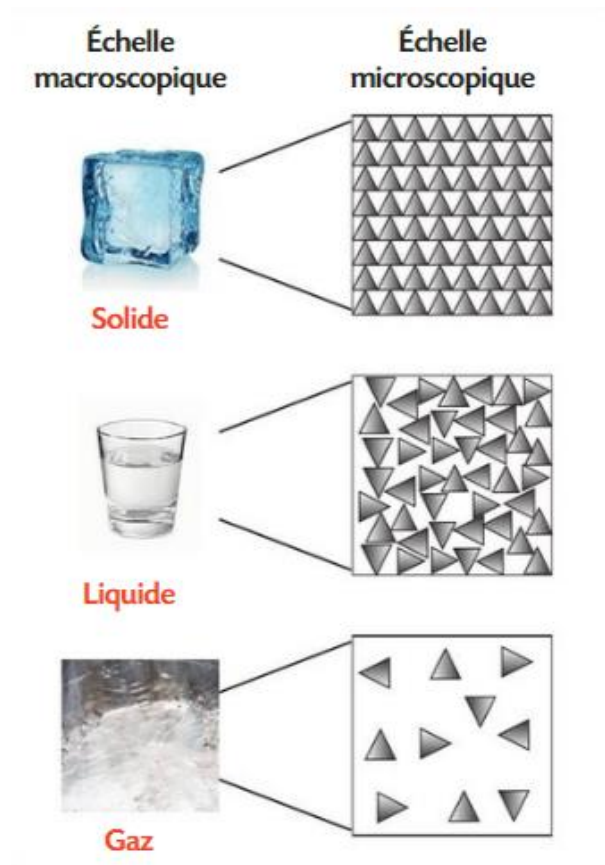
Par exemple, l'eau peut être sous forme solide et liquide lors de la fusion ou liquide et vapeur lors de la vaporisation.

Remarque: L'évaporation est un passage progressif de l'état liquide à l'état gazeux qui peut se produire à température ambiante.

## 2- Modèle microscopique

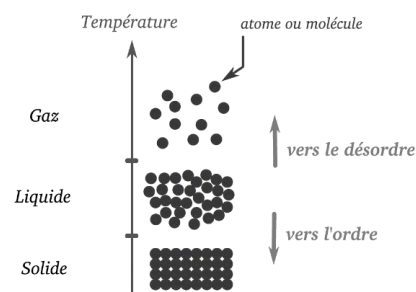
On peut modéliser les trois phases de la matière de la façon suivante:

- Dans un corps pur solide, les atomes, ions ou molécules qui le constituent sont organisés dans une structure cristalline qui est très ordonnée et régulière.
- Dans un corps pur liquide, les atomes, ions ou molécules qui le constituent sont dans une structure désorganisée, ils peuvent se déplacer les uns par rapport aux autres, en restant très proches.
- Dans un corps pur gazeux, les atomes, ions ou molécules qui le constituent sont dans une structure désorganisée, ils se déplacent à des vitesses importantes et sont éloignés les uns des autres.



Pour un changement d'état:

- Lors du passage solide  $\rightarrow$  liquide  $\rightarrow$  gaz, la structure de la matière est de plus en plus désordonnée.
- Lors du passage gaz  $\rightarrow$  liquide  $\rightarrow$  solide la structure de la matière se caractérise par un état de plus en plus ordonné.



## 3- Transfert thermique

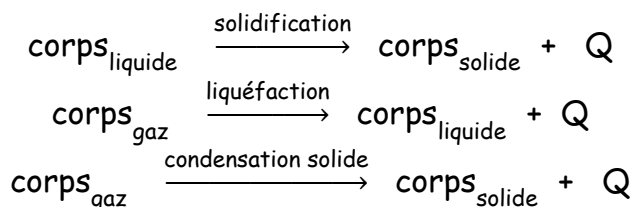
L'énergie ne se perd pas, elle se transforme: c'est la loi de la conservation de l'énergie. Elle peut changer de forme indéfiniment, car elle se transforme au gré des transferts d'énergie. Lors de ces nombreux échanges d'énergie, il y a des réactions qui dégagent de l'énergie et d'autres qui en absorbent.

### 3.1- Les transformations exothermiques

Les transformations exothermiques sont des réactions qui dégagent de l'énergie, augmentant ainsi le degré énergétique de leur milieu. Cela peut être perceptible par une augmentation de température ou dégagement de lumière.

Lors d'une solidification, d'une liquéfaction ou d'une condensation, l'espèce chimique change d'état et son énergie diminue, alors que celle du milieu extérieur augmente. La transformation est exothermique ( $Q < 0$ ) et le milieu extérieur se réchauffe.

Une transformation exothermique libère de l'énergie  $Q$  quand elle se produit.



On reconnaît une réaction exothermique lorsque, dans une équation chimique, la valeur énergétique est intégrée du côté des produits de la réaction, à droite de la flèche.

Lorsqu'une réaction chimique dégage de la chaleur dans un milieu, la température de ce milieu augmente. La température finale est donc plus élevée que la température initiale.

Par exemple, la solidification de l'eau est une réaction exothermique.

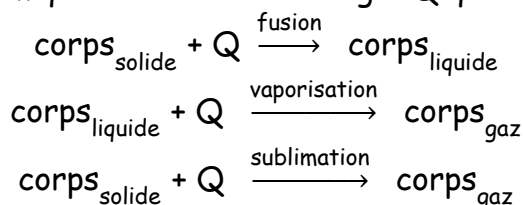


### 3.2- Les transformations endothermiques

Les transformations endothermiques sont des réactions qui, en absorbant de l'énergie, abaissent le degré énergétique du milieu. Cela peut être perceptible par une baisse de température dans le milieu.

Lors d'une fusion, d'une vaporisation ou d'une sublimation, l'espèce chimique change d'état et son énergie augmente, alors que celle du milieu extérieur diminue. La transformation est endothermique ( $Q > 0$ ) et le milieu extérieur se refroidit.

Une transformation endothermique absorbe de l'énergie  $Q$  quand elle se produit.



On reconnaît une réaction endothermique lorsque, dans une équation chimique, la valeur énergétique est intégrée du côté des réactifs de la réaction, à gauche de la flèche.

Lorsqu'une réaction chimique absorbe de la chaleur dans un milieu, la température de ce milieu diminue. La température finale est donc moins élevée que la température initiale. C'est donc le milieu environnant qui est responsable de ce transfert d'énergie.

Par exemple, la fusion de l'eau est une réaction endothermique.



### 3.3- Energie échangée lors d'un changement d'état

L'énergie transférée lors du changement d'état d'un kilogramme d'une espèce est l'énergie massique de changement d'état, notée  $L$ , de cette espèce. Cette énergie est aussi appelée chaleur latente de changement d'état. Elle s'exprime  $J/kg$ .

L'énergie de fusion  $Q_f$  (J) est l'énergie nécessaire pour faire fondre une masse  $m$  (kg) d'un corps pur d'énergie massique de fusion  $L_f$  ( $J \cdot kg^{-1}$ ):

$$Q_f = m \times L_f \quad \left| \begin{array}{l} Q_f \text{ (J): Energie de fusion en Joule} \\ m \text{ (kg): Masse du corps en kilogramme} \\ L_f \text{ (J.kg}^{-1}\text{): Energie massique de fusion en Joule par kilogramme} \end{array} \right.$$

Quand le corps se solidifie, il va libérer la même énergie.

L'énergie de vaporisation  $Q_v$  (J) est l'énergie nécessaire pour vaporiser une masse  $m$  (kg) d'un corps pur d'énergie massique de vaporisation  $L_v$  ( $J \cdot kg^{-1}$ ):

$$Q_v = m \times L_v \quad \left| \begin{array}{l} Q_v \text{ (J): Energie de vaporisation en Joule} \\ m \text{ (kg): Masse du corps en kilogramme} \\ L_v \text{ (J.kg}^{-1}\text{): Energie massique de vaporisation en Joule par kilogramme} \end{array} \right.$$

Quand le corps se liquéfie, il va libérer la même énergie.

### 3.4- La capacité thermique massique ou chaleur massique

La capacité thermique massique d'une substance, désignée par la lettre  $c$ , est une propriété caractéristique. Elle donne la capacité précise de cette substance d'absorber ou de dégager de la chaleur.

En d'autres mots, la capacité thermique massique est la quantité de chaleur qu'un gramme d'une substance doit absorber pour que sa température s'élève d'un degré Celsius. Il peut s'agir aussi de la quantité de chaleur qu'un gramme de cette substance doit perdre pour que sa température baisse d'un degré Celsius.

L'unité de mesure de la capacité thermique massique est le  $J.kg^{-1}.K^{-1}$ .

Étant donné qu'il s'agit d'une propriété caractéristique, la capacité thermique massique est propre à chaque substance. Ainsi, plus la capacité thermique massique d'une substance est élevée, plus il faut la chauffer pour augmenter sa température. Au contraire, une substance ayant une faible capacité thermique massique se réchauffe rapidement, mais elle se refroidit aussi rapidement.

Exemple: La capacité thermique massique de l'eau est de  $4185 J.kg^{-1}.K^{-1}$  alors que celle de l'éthylène glycol est de  $2200 J.kg^{-1}.K^{-1}$ . Cela signifie qu'à masses égales, il faut davantage chauffer l'eau pour observer la même augmentation de température.

Remarque: La relation entre le Kelvin (température absolue) et le  $^{\circ}C$  est:

$$T = 273,16 + \theta$$

où  $T$  en Kelvin (K) et  $\theta$  en  $^{\circ}C$ .

### 3.5- La chaleur de réaction en solution aqueuse

La chaleur d'une réaction est proportionnelle à la masse de la substance impliquée ainsi qu'à l'écart de température observé et à la nature de la substance. Ainsi, pour calculer la quantité d'énergie transférée ou dégagée sous forme de chaleur, on utilise la relation suivante:

$$Q = m \times c \times \Delta T$$

Q: Quantité d'énergie transférée en joules (J)
m: Masse de la substance en grammes (g)
c: Capacité thermique de la substance en $J.kg^{-1}.K^{-1}$
$\Delta T$ : représente la variation de température ( $T_{finale} - T_{initiale}$ ) en K

Il est à noter que cette formule s'emploie pour une seule substance à la fois. Toutefois, puisque l'énergie  $Q$  se conserve lors des transferts, on peut considérer la relation suivante:

$$-Q_{dégagée} = +Q_{absorbée}$$

Par convention, une valeur d'énergie négative ( $-Q$ ) est considérée comme de l'énergie dégagée alors qu'une valeur d'énergie positive ( $+Q$ ) correspond à de l'énergie absorbée.

Lorsque la variation de température est positive, cela signifie que la substance a absorbé de la chaleur au cours du transfert. Et lorsque la variation de température est négative, la substance a dégagé de la chaleur dans son environnement ou elle l'a transférée à une autre substance.

### 3.6- Détermination de l'énergie échangée

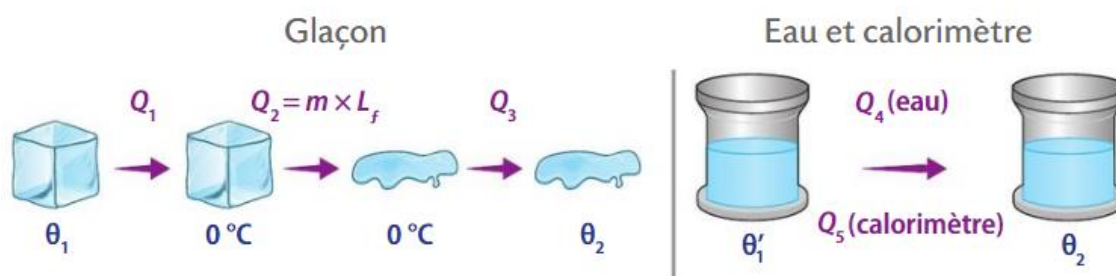
La détermination des énergies massiques de changement d'état peut s'effectuer dans un calorimètre en utilisant la méthode des mélanges.

Remarque: Un calorimètre est thermiquement isolé c'est à dire que l'on considère qu'il n'y a aucun transfert d'énergie entre lui et le milieu extérieur.

Considérons un glaçon (eau solide) de masse  $m$  à la température  $\theta_1$  plongé dans une masse  $m'$  d'eau (eau liquide) à la température  $\theta_1'$  et contenue dans un calorimètre.



Lorsque que le glaçon a entièrement fondu et que la température finale de l'ensemble est stabilisée  $\theta_2$ , on peut alors déterminer les énergies échangées.



Avec cette méthode, la somme des énergies échangées entre les différentes parties du système isolée est nulle, et on a alors:

$$Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5 = 0$$

$Q_1$ : Energie absorbée par le glaçon pour passer de  $\theta_1$  à  $0^\circ\text{C}$  ( $Q_1 > 0$ )

$Q_2 = m \cdot L_f$ : Energie de fusion du glaçon ( $Q_2 > 0$ )

$Q_3$ : Energie absorbée par la masse  $m$  d'eau pour passer de  $0^\circ\text{C}$  à  $\theta_2$  ( $Q_3 > 0$ )

$Q_4$ : Energie cédée par la masse  $m'$  d'eau pour passer de  $\theta_1'$  à  $\theta_2$  ( $Q_4 < 0$ )

$Q_5$ : Energie cédée par le calorimètre pour passer de  $\theta_1'$  à  $\theta_2$  ( $Q_5 < 0$ )

$L_f$  ( $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$ ): Energie massique de fusion

Avec cette méthode on peut ainsi estimer l'énergie de fusion (chaleur latente de fusion) de la glace. ce sera l'objet d'une séance de travail expérimental.

#### 4- Quelques exemples d'application des changements d'états

Quelques exemples d'application des changements d'états.

- Quand on utilise une glacière, on y place des blocs de glace qui absorbent l'énergie thermique entrant dans la glacière. Tant que la glace se transforme en eau, cette énergie ne peut pas augmenter la température des objets dans la glacière.
- Les petites chaufferettes qui se déclenchent par un choc et où l'on observe un liquide devenant solide utilisent une espèce chimique en surfusion, et quand elle change de phase, elle libère l'énergie sous forme thermique.
- Dans les années 1970 les sondes russes VENERA qui atterrissaient à la surface de Vénus où la température est de  $400^{\circ}\text{C}$ , utilisaient la sublimation de nitrate de lithium tri-hydraté pour absorber l'énergie thermique qui entrainait dans la sonde.
- Les sondes spatiales utilisent un bouclier thermique pour entrer dans une atmosphère, le bouclier se sublime, ce qui permet d'évacuer une partie de l'énergie thermique due au frottement avec l'atmosphère, la sonde perd ainsi de l'énergie cinétique et est ralentie, passant à une vitesse de quelques kilomètres par seconde à quelques centaines de mètre par seconde.

#### 5- Approfondissements et remarques

##### 5.1- Les systèmes



Un **système ouvert** permet des échanges d'énergie et de matière avec le milieu environnant.



Un **système fermé** permet des échanges d'énergie avec le milieu environnant, mais aucun échange de matière n'est possible.



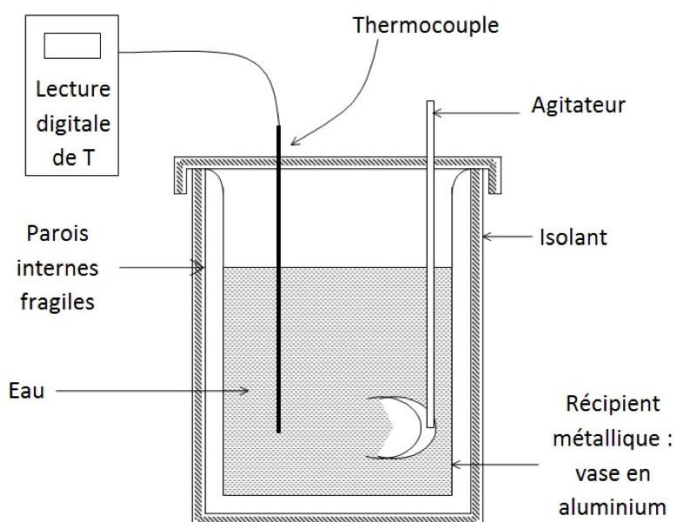
Un **système isolé** ne permet aucun échange avec le milieu, ni de matière ni d'énergie.

## 5.2- Le calorimètre

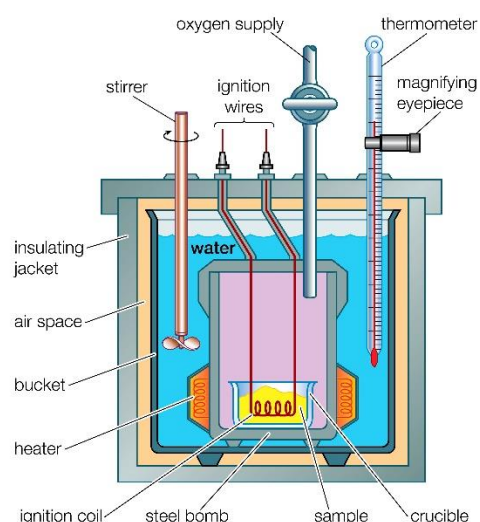
Un calorimètre est un système isolé qui permet de prendre les mesures nécessaires pour effectuer des calculs de calorimétrie.

Afin de déterminer expérimentalement les quantités d'énergie transférées au cours d'une transformation, on se sert d'un calorimètre.

Selon le type de transformation étudié, plusieurs types de calorimètre existent. La transformation s'effectue dans le réservoir du calorimètre, directement dans l'eau, lorsqu'il s'agit d'une réaction se déroulant en milieu aqueux. Dans les autres cas, on utilisera plutôt une bombe calorimétrique qui permettra, par exemple, de déterminer l'énergie impliquée dans une réaction de combustion.



*Schéma d'un calorimètre qui permet d'étudier une réaction se déroulant en milieu aqueux.*



*Schéma d'un calorimètre à bombe calorimétrique qui permet d'étudier une réaction se déroulant à l'air ambiant.*

Après avoir ajouté les substances dans le calorimètre et avoir refermé hermétiquement ce dernier, l'agitation thermique des particules impliquées dans la réaction peut se transmettre à l'eau du calorimètre. Ainsi, pendant la réaction, on mesure la température de l'eau.

Si la réaction chimique dégage de la chaleur, la température de l'eau monte. Par contre, s'il s'agit d'une réaction endothermique, l'eau se refroidit, car elle transmet une partie de son énergie thermique à la réaction.

Cette mesure de variation de température dans un système isolé permettra de déterminer l'énergie impliquée dans le transfert par la formule  $Q = m.c.\Delta T$ .

En laboratoire, une façon simple de construire un calorimètre est d'utiliser deux verres de polystyrène superposés, un couvercle de plastique et un thermomètre. Le polystyrène offre

l'avantage d'être un matériau qui participe très peu aux échanges thermiques. Ainsi, le matériau du calorimètre n'influence pas les transferts de chaleur et on peut considérer que les échanges thermiques sont entièrement effectués avec l'eau du calorimètre.

### 5.3- Le calcul de l'énergie transférée

Pour calculer l'énergie transférée entre deux systèmes, on suppose que la chaleur  $Q_1$  donnée par un premier système est égale à la chaleur  $Q_2$  reçue par le deuxième système. De ce fait, on peut considérer la relation suivante:

$$\begin{aligned} -Q_1 &= Q_2 \\ -m_1 \times c_1 \times \Delta T_1 &= m_2 \times c_2 \times \Delta T_2 \end{aligned}$$

Enfin, on utilise la relation ci-dessous lors d'un transfert d'énergie pour une même substance possédant des quantités de masses (ou volumes) et des températures différentes:

$$m_1 \times T_1 + m_2 \times T_2 = (m_1 + m_2) \times T_f$$

$m_1$  et  $T_1$  sont respectivement la masse et la température de la première substance.  
 $m_2$  et  $T_2$  sont respectivement la masse et la température de la deuxième substance.  
 $T_f$  est la température du mélange à l'équilibre thermique.

Si le mélange est composé de deux substances différentes, on utilisera plutôt la formule suivante pour calculer la température finale du système:

$$- m_1 \times c_1 \times (T_f - T_{i1}) = m_2 \times c_2 \times (T_f - T_{i2})$$

On peut en déduire la température finale  $T_f$  du système à l'équilibre thermique:

$$T_f = \frac{m_1 \times c_1 \times T_{i1} + m_2 \times c_2 \times T_{i2}}{m_1 \times c_1 + m_2 \times c_2}$$

### 5.4- Valeur en eau du calorimètre

En calorimétrie, la valeur en eau (ou équivalent en eau) d'un corps est la masse d'eau fictive  $\mu$  qui a la même capacité thermique que le corps:

$\mu = \frac{C_m}{c_{\text{eau}}}$	$\mu$ : valeur en eau du calorimètre (kg) $C_m$ : Capacité thermique du corps (J.K <sup>-1</sup> ) $c_{\text{eau}} = 4185 \text{ J.kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ : Chaleur massique de l'eau
------------------------------------	--

## 6- Exercices d'application

### Exercice 1

Un bécher contenant une masse  $m = 800\text{g}$  d'eau est chauffé sur une plaque chauffante. On donne :  $c_{\text{eau}} = 4190\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

Si la température de l'eau passe de  $\theta_i = 20^\circ\text{C}$  à  $\theta_f = 85^\circ\text{C}$ , quelle quantité d'énergie  $Q$  l'eau a-t-elle absorbée?

L'énergie est donnée par:

$$Q = m \times c \times \Delta T = 0,800 \times 4190 \times (358 - 293) = 217880\text{J} = 217,9 \text{ kJ}$$

### Exercice 2

On mélange une masse  $m_1=100\text{ g}$  d'eau froide avec une masse  $m_2=150\text{ g}$  d'eau chaude. On mesure la température du mélange obtenu et le thermomètre indique  $\theta_f=25^\circ\text{C}$ . Sachant que la température initiale de l'eau froide était de  $\theta_1=7,5^\circ\text{C}$ , quelle était la température  $\theta_2$  de l'eau chaude au départ?

On a ici deux corps de identiques (eau) de masse et de température différentes. On aura donc à l'équilibre thermique:

$$m_1 \times T_1 + m_2 \times T_2 = (m_1 + m_2) \times T_f$$

Soit pour la température initiale  $T_2$  de l'eau chaude:

$$T_2 = \frac{(m_1 + m_2) \times T_f - m_1 \times T_1}{m_2} = \frac{(0,100 + 0,150) \times 298 - 0,100 \times 280,5}{0,150} = 308,7\text{K}$$

Soit une température à l'équilibre de:  $\theta_2 = 308,7 - 273 = 36,7^\circ\text{C}$

### Exercice 3

Afin de refroidir 250 ml de chocolat chaud dont la température est de  $80^\circ\text{C}$ , on y ajoute 75ml de lait à  $20^\circ\text{C}$ .

La capacité thermique massique du lait est de  $3970\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ , alors que celle du chocolat chaud est la même que celle de l'eau.

On considère que les masses volumiques du chocolat chaud et du lait sont toutes deux égales à celle de l'eau ( $1,0\text{g/ml}$ ).

Quelle sera alors la température finale du mélange?

On commence par calculer les masses de chocolat et de lait:

$$m_{\text{choco}} = 250 \times 1,0 = 250\text{g}$$

$$m_{\text{lait}} = 75 \times 1,0 = 75\text{g}$$

On a ici deux corps différents (chocolat et lait) de masse et de température différentes. On aura donc à l'équilibre thermique:

$$- m_{\text{choco}} \times c_{\text{choco}} \times (T_f - T_{i,\text{choco}}) = m_{\text{lait}} \times c_{\text{lait}} \times (T_f - T_{i,\text{lait}})$$

Soit pour la température finale  $T_f$  du mélange à l'équilibre thermique:

$$T_f = \frac{m_{\text{choco}} \times c_{\text{choco}} \times T_{i,\text{choco}} + m_{\text{lait}} \times c_{\text{lait}} \times T_{i,\text{lait}}}{m_{\text{choco}} \times c_{\text{choco}} + m_{\text{lait}} \times c_{\text{lait}}} = \frac{0,250 \times 4190 \times 353 + 0,075 \times 3970 \times 293}{0,250 \times 4190 + 0,075 \times 3970} = 339,7\text{K}$$

Soit une température à l'équilibre de:  $\theta_f = 339,7 - 273 = 66,7 \text{ }^\circ\text{C}$

#### Exercice 4

Un glaçon (eau solide) de masse  $m_g = 20\text{g}$  à la température  $\theta_1 = -16^\circ\text{C}$  est plongé dans une masse  $m_e = 300,00\text{g}$  d'eau (eau liquide) à la température  $\theta_1' = 30^\circ\text{C}$  contenue dans un calorimètre de valeur en eau  $\mu$  à la même température  $\theta_1'$ . Après un certain temps, la température finale de l'ensemble est de  $\theta_f$ .

Données:  $c_{\text{eau}} = 4185\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ,  $c_{\text{glace}} = 2090\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ,  $L_f = 3,35 \cdot 10^5\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$ ,  $\mu = 17\text{g}$

Calculer la température  $\theta_f$  atteinte à l'équilibre thermique.

On doit commencer par calculer les différentes énergies.

$Q_1 > 0$ : Energie absorbée par le glaçon de masse  $m_g$  pour passer de  $\theta_1 = -16^\circ\text{C}$  à  $0^\circ\text{C}$  ( $T_1 = 257\text{K}$  à  $T_0 = 273\text{K}$ )

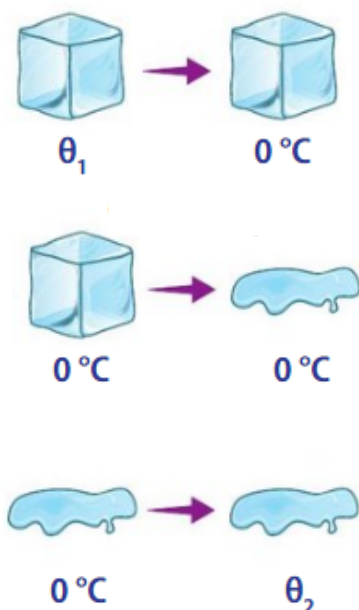
$$Q_1 = m_g \times c_{\text{glace}} \times (T_0 - T_1)$$

$Q_2 > 0$ : Energie de fusion du glaçon de masse  $m_g$  pour passer de l'état solide à l'état liquide

$$Q_2 = m_g \times L_f$$

$Q_3 > 0$ : Energie absorbée par la masse  $m_g$  d'eau pour passer de  $0^\circ\text{C}$  à  $\theta_f$  ( $T_0 = 273\text{K}$  à  $T_f$ )

$$Q_3 = m_g \times c_{\text{eau}} \times (T_f - T_0)$$

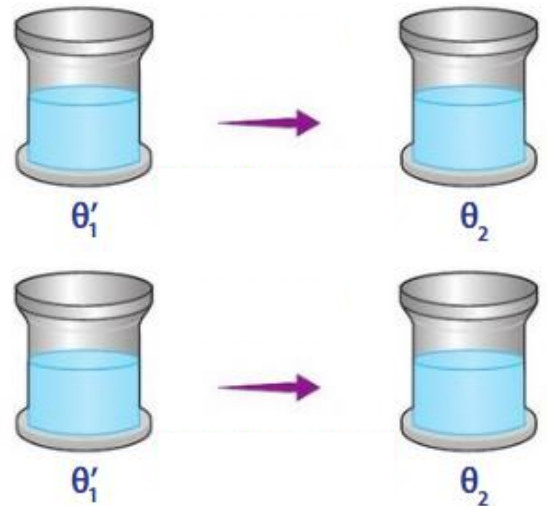


$Q_4 < 0$ : Energie cédée par la masse  $m_e$  d'eau pour passer de  $\theta_1'$  à  $\theta_f$  ( $T_1' = 303\text{K}$  à  $T_f$ )

$$Q_4 = m_e \times c_{\text{eau}} \times (T_f - T_1')$$

$Q_5 < 0$ : Energie cédée par le calorimètre de masse en eau  $\mu$  pour passer de  $\theta_1'$  à  $\theta_f$  ( $T_1' = 303\text{K}$  à  $T_f$ )

$$Q_5 = \mu \times c_{\text{eau}} \times (T_f - T_1')$$



La somme des énergies échangées entre les différentes parties du système isolée est nulle, et on a alors:

$$Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5 = 0$$

Soit:

$$m_g \times c_{\text{glace}} \times (T_0 - T_1) + m_g \times L_f + m_g \times c_{\text{eau}} \times (T_f - T_0) + m_e \times c_{\text{eau}} \times (T_f - T_1') + \mu \times c_{\text{eau}} \times (T_f - T_1') = 0$$

On en déduit la valeur de  $T_f$ :

$$T_f = \frac{m_g \times (c_{\text{eau}} \times T_0 + c_g \times T_1 - c_g \times T_0 - L_f) + (m_{\text{eau}} + m) \times c_{\text{eau}} \times T_1'}{(m_{\text{eau}} + m_g + m) \times c_{\text{eau}}}$$

$$T_f = \frac{0,020 \times (4185 \times 273 + 2090 \times 257 - 2090 \times 273 - 335000) + (0,200 + 0,017) \times 4185 \times 303}{(0,200 + 0,20 + 0,017) \times 4185}$$

$$T_f = 293,0\text{K}$$

Soit une température à l'équilibre de:  $\theta_f = 293,0 - 273 = 20,0\text{ }^\circ\text{C}$