

2 Les transferts d'énergie (suite)

Exemple

La fusion de l'eau est **endothermique** : une très grande quantité de chaleur $Q > 0$ est nécessaire pour provoquer le passage de l'état solide à l'état liquide.



La solidification de l'eau est **exothermique** : une très grande quantité de chaleur $Q < 0$ est cédée au milieu extérieur lors du passage de l'état liquide à l'état solide.



Remarque

Une transformation qui ne s'accompagne d'aucun effet thermique est dite **athermique**.

Les changements d'états sont tous exothermiques ou endothermiques (selon le sens dans lequel ils s'effectuent).

2.1 Énergie massique de changement d'état

Définition

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Remarque

Cette énergie est aussi appelée chaleur latente de changement d'état. Le terme « latente » signifie « caché », car il est surprenant de recevoir ou de donner une certaine quantité de chaleur à un corps sans que sa température ne change.

Exemple

Vaporisation de l'eau :



L'apport d'énergie permet de faire bouillir l'eau.

Les énergies massiques de changement d'état sont positives ou négatives, selon le changement d'état considéré. Ainsi :

- $L_{\text{fus}} > 0$ et $L_{\text{sol}} = -L_{\text{fus}}$;
- $L_{\text{vap}} > 0$ et $L_{\text{liq}} = -L_{\text{vap}}$;
- $L_{\text{sublim}} > 0$ et $L_{\text{cond}} = -L_{\text{sublim}}$.

Ceci correspond à la couleur des flèches (rouge pour un gain d'énergie par le système, bleue pour une perte) du schéma des changements d'état page 1 du cours précédent.

Les valeurs pour l'eau sont notables, dans le sens qu'elles sont importantes pour la vie sur Terre, dont le climat entre autres dépend fortement de la présence d'eau sous les trois états !

- $L_{\text{fus}}(\text{eau}) = 334,0 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}$;
- $L_{\text{vap}}(\text{eau}) = 2264,76 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}$.

Ces valeurs seront toujours rappelées.

2.2 Énergie échangée

La valeur de l'énergie échangée lors d'un changement d'état dépend :

- du corps ;
- du changement d'état ;
- de la masse.

En particulier, l'énergie nécessaire est proportionnelle à la masse du corps (il est plus facile de faire fondre un seul glaçon au creux de la main, que deux !).

Cette énergie échangée est notée Q , et on peut parler de « quantité de chaleur » ou de « transfert thermique » à ce propos.

Définition

.....

.....

.....

Q est en joule (J) ;
 m est en kilogramme (kg) ;
 L est la chaleur latente, en $(\text{J}\cdot\text{kg}^{-1})$.

Exemple

Un exemple d'utilisation de l'énergie de changement d'état dans la vie quotidienne : les chauffe-rettes du commerce.



La solution ionique sursaturée dégage de l'énergie thermique en devant solide. La poche solide est plongée dans l'eau bouillante pour permettre un nouveau cycle d'utilisation.

2.3 Détermination expérimentale (*)

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

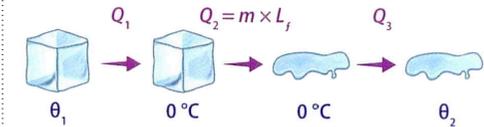


Le calorimètre est thermique isolé (comme une bouteille thermos) : on considère qu'il n'y a aucun transfert d'énergie entre lui et le milieu extérieur.

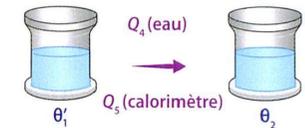
Exemple

Un glaçon d'eau de masse m à la température θ_1 est plongé dans l'eau liquide à la température θ_1 et contenue dans le calorimètre. On détermine les énergies échangées lorsque le glaçon a entièrement fondu et que la température finale de l'ensemble est θ_2 .

Voici la succession de transformations pour le glaçon :



Et voici la transformation pour le calorimètre et l'eau qu'il contient :



On a alors la somme de toutes les énergies échangées qui est nulle, puisque par définition le calorimètre est isolé, et n'échange aucune énergie avec l'extérieur :

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

Définition

Dans la **méthode des mélanges**, la somme des énergies transférées entre les différentes parties du système isolé est nulle : $Q_1 + Q_2 + \dots = 0$.