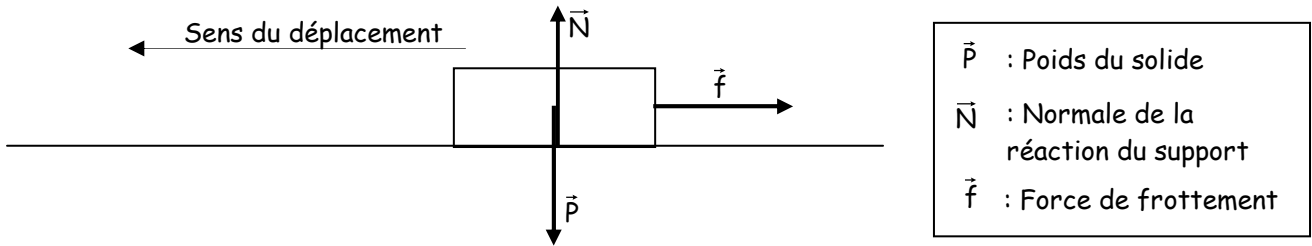


1- Non conservation de l'énergie mécanique : frottements

Exemple : un solide de masse m , lancé sur une table horizontale avec une vitesse v s'arrête après avoir parcouru une distance l .



- Variation de l'énergie mécanique du système :

Énergie mécanique initiale : $E_{mi} = E_{ci} + E_{pi}$

Énergie mécanique finale : $E_{mf} = E_{cf} + E_{pf}$

La table est horizontale, donc les énergies potentielles de pesanteur sont nulles si la table est prise comme référence des altitudes : $E_{pi} = E_{pf} = 0$.

La vitesse finale étant nulle, l'énergie cinétique finale est nulle : $E_{cf} = 0$.

Variation de l'énergie mécanique : $\Delta E_m = E_{mf} - E_{mi} = - E_{mi} = - \frac{1}{2} mv^2$

L'énergie mécanique du système n'est pas conservée.

- Travail des forces du solide :

Les forces \vec{P} et \vec{N} étant perpendiculaires au déplacement, leur travail est nul : $W_P = W_N = 0$.

La force de frottement est supposée colinéaire au déplacement mais de sens opposé, son travail est résistant : $W_f = - f \times l$.

D'après le théorème de l'énergie cinétique, $\Delta E_c = W_f \Rightarrow \Delta E_m = W_f$ (la table est horizontale)

Conclusion :

Une partie de l'énergie mécanique du système s'est transformée en travail de force de frottement. Ce travail se manifeste par une augmentation de température au niveau du solide et du support et de façon plus diffuse au niveau de l'air entourant le solide. De l'énergie mécanique E_m s'est transformée en énergie thermique Q .

Le travail W et la chaleur Q sont des quantités d'énergie, ils s'expriment en joules (J).

2- Énergie interne

La matière possède à l'état microscopique :

- de l'énergie cinétique, E_{ci} , due à l'agitation des différentes particules qui la composent ;
- de l'énergie potentielle « d'interaction », E_{pi} , due à l'existence des forces d'attraction et de répulsion induites par les charges électriques des différentes particules qui la composent.

Définition :

On appelle énergie interne U d'un système mécaniquement au repos et en équilibre thermique, la somme des énergies cinétiques et des énergies potentielles d'interaction de toutes les particules i qui composent le système.

$$U = \sum (E_{ci} + E_{pi})$$

L'énergie interne U s'exprime en joules

On ne peut pas mesurer une telle quantité mais on peut calculer la variation d'énergie interne entre 2 états d'un système. Lorsqu'on fournit un travail mécanique W ou/et une quantité de chaleur Q à un système cela augmente son énergie interne. Ceci est traduit par le 1^{er} principe de la thermodynamique.

3- Premier principe de la thermodynamique

- Exemple de variation de l'énergie interne par transfert d'énergie thermique Q :

Un récipient contenant de l'eau est placé au-dessus d'un brûleur. La température de l'eau augmente. L'énergie thermique Q reçue par l'eau augmente l'agitation des molécules. L'énergie interne du système varie au cours du chauffage. On peut écrire : $\Delta U = Q$.

- Exemple de variation de l'énergie interne par transfert de travail W :

Si on comprime rapidement l'air contenu dans une seringue, celui-ci reçoit un travail W . La température de l'air et de la seringue augmente. Les molécules d'air sont rapprochées par contraction du volume et les chocs sont plus importants. L'énergie interne du système varie au cours de la compression. On peut écrire : $\Delta U = W$.

- Cas d'un cycle thermodynamique parfait :

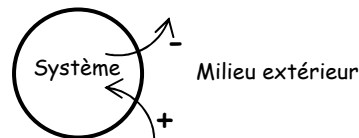
Le fluide frigorigène d'un réfrigérateur échange du travail W (au niveau du compresseur) et de l'énergie thermique Q (au niveau des échangeurs de chaleur) avec le milieu extérieur. Le trajet du fluide forme une « boucle ». Si on considère un point de la boucle, le fluide a subi des variations de son énergie interne mais revient à son état initial. On peut écrire : $\Delta U = Q + W = 0$

Énoncé du 1^{er} principe de la thermodynamique :

Lorsqu'un système passe d'un état thermodynamique à un autre, en échangeant du travail et de la chaleur avec le milieu extérieur, la variation de son énergie interne est égale à la somme du travail et de la quantité de chaleur qu'il reçoit du milieu extérieur : $\Delta U = Q + W$

Remarques :

- L'énergie interne U d'un système est relative à son état thermodynamique, on dit que U est une fonction d'état.
- La variation de l'énergie interne d'un système dépend uniquement de son état final et de son état initial, elle ne dépend pas de la façon dont s'est effectuée la transformation pour passer d'un état à l'autre.
- On compte positivement le travail et la chaleur reçus par un système et négativement le travail et la chaleur que le système fournit au milieu extérieur.



4- Calorimétrie

a. Échanges de chaleur

La calorimétrie est la mesure des quantités de chaleur échangée.

Les échanges de chaleur ont toujours lieu spontanément du point le plus chaud vers le point le plus froid, c'est sous l'effet d'une différence de température que la chaleur se propage.

Lorsqu'il y a égalité des températures, il y a *équilibre thermique*.

Les mesures calorimétriques sont réalisées dans un système thermiquement isolé (pas d'échange de chaleur entre le système et le milieu extérieur), appelé enceinte *adiabatique* (par ex. : un calorimètre).

b. Propagation de la chaleur

La chaleur peut se propager par conduction, convection et rayonnement.

La conduction thermique est le transport de chaleur, à l'intérieur d'un milieu matériel de régions chaudes vers les régions froides. L'énergie se propage de proche en proche du point le plus chaud vers le point le plus froid *sans qu'il y ait déplacement des particules de matière*.

Dans le vide (pas de milieu matériel), il n'y a pas de conduction.

Un corps à travers lequel la chaleur se propage facilement est appelé conducteur thermique.

Un corps à travers lequel la chaleur se propage difficilement est appelé isolant thermique.

La convection thermique est un transport de chaleur accompagné d'un transport de matière ; les molécules chaudes sont substituées par des molécules froides et vice versa.

C'est le mode de transfert de la chaleur dans les fluides (liquides et gaz).

Le rayonnement thermique : tout corps opaque ou partiellement opaque dont la température est supérieure à zéro kelvin (0 K) émet un rayonnement électromagnétique. L'émission d'énergie augmente rapidement avec la température du corps émissif.

Le rayonnement se propage sans support matériel et en l'absence de tout transport de matière. De ce fait, le rayonnement est le seul mode de transport de l'énergie pouvant s'effectuer dans le vide.

Le rayonnement n'est pas chaud en lui-même, mais l'énergie qu'il transporte peut se transformer en chaleur dès qu'il atteint un objet opaque ou partiellement opaque.

c. Échelles de température

La température mesure le degré d'agitation des particules qui composent un système.

Lorsque les particules d'un corps ne sont plus en mouvement, le corps est le plus froid possible. C'est ce qui définit le zéro absolu, qui est le zéro de l'échelle Kelvin.

L'échelle Celsius est telle que le zéro corresponde à la température de la glace fondante et 100°C corresponde à la température d'ébullition de l'eau sous une pression de 1 atmosphère.

L'échelle Kelvin est définie pour qu'elle corresponde à un simple décalage par rapport à l'échelle Celsius.

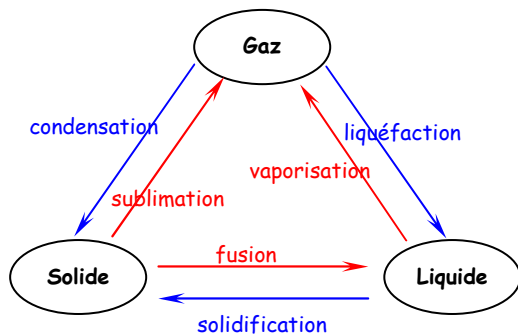
0°C correspond à 273,15 K.

Donc : $T(K) = \theta(^{\circ}C) + 273,15$

Le kelvin (K) est l'unité légale de température dans le Système International.

d. Les changements d'état

On retiendra le diagramme suivant résumant les différents changements d'état :



Exemples :

- L'eau portée à ébullition se vaporise : *vaporisation*.
- Le glaçon solide devient liquide : *fusion*.
- L'eau liquide devient solide dans un congélateur : *solidification*.
- Dans une salle de bains, l'humidité se dépose sur les vitres et miroirs : *liquéfaction*.
- Les désodorisants en plaquettes diffusent des senteurs parfumées : *sublimation*.

e. Les grandeurs calorimétriques

Elles permettent de calculer les quantités de chaleur échangées entre 2 ou plusieurs corps au cours d'une transformation thermique.

i. Capacité thermique : C

La capacité thermique C d'un corps est la quantité de chaleur échangée par ce corps telle que sa température varie de un degré Celsius ou de un kelvin.

La quantité de chaleur Q échangée par le corps est alors donnée par la formule : $Q = C (\theta_f - \theta_i)$

Q en J

C : capacité thermique en $J.K^{-1}$

θ_f : température final du corps en K ou °C.

θ_i : température initiale du corps en K ou °C.

ii. Capacité thermique massique : c

Pour un corps homogène, la capacité thermique massique c représente la quantité de chaleur, échangée par unité de masse de ce corps, pour que sa température varie de un degré Celsius ou de un kelvin.

La quantité de chaleur Q échangée par le corps est alors donnée par la formule : $Q = m c (\theta_f - \theta_i)$

Q en J

m : masse du corps en kg

c : capacité thermique massique en $J.kg^{-1}.K^{-1}$

θ_f : température final du corps en K ou °C.

θ_i : température initiale du corps en K ou °C.

Remarque : La capacité thermique massique dépend de la nature et de l'état physique du corps.

iii. Chaleur latente de changement d'état d'un corps pur : L

La chaleur latente de changement d'état L d'un corps pur représente la quantité de chaleur, échangée par unité de masse de ce corps, pour que celui-ci change d'état.

La quantité de chaleur Q échangée par le corps est alors donnée par la formule : $Q = m L$

Q en J

m : masse du corps en kg

L : chaleur latente en $J.kg^{-1}$

Conventions :

Fusion, vaporisation et sublimation nécessitent un apport de chaleur : $Q > 0$.

Solidification, liquéfaction et condensation s'accompagnent d'une libération de chaleur : $Q < 0$.

Remarques :

1. La chaleur latente de changement d'état dépend de la nature du corps, de la pression à laquelle se fait le changement d'état et le type de changement d'état.
2. Un changement d'état se fait sans variation de température.

iv. Chaleur de réaction

Les réactions chimiques mettent en jeu de l'énergie liée à des ruptures ou des créations de liaisons chimiques. L'énergie consommée ou produite est transférée sous forme de chaleur.

Une réaction chimique peut-être :

- *endothermique* : le système qui réagit reçoit de la chaleur du milieu extérieur ($Q > 0$) ;
- *exothermique* : le système fournit de la chaleur du milieu extérieur ($Q < 0$) ;
- *athermique* : il n'y a pas d'échange de la chaleur avec le milieu extérieur ($Q = 0$).

Lorsqu'une réaction chimique s'effectue à pression constante, la chaleur de réaction est aussi appelée *variation d'enthalpie de réaction* (ΔH) : $\Delta H = Q$.

La variation d'enthalpie de réaction permet de savoir quelle quantité de chaleur peut dégager une réaction. Dans les tables, on trouve les valeurs des variations d'enthalpies standards données à 25°C : ΔH° en $J.mol^{-1}$.

Exemple : $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

Ici $\Delta H^\circ = -393 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Cette réaction va dégager de la chaleur ($\Delta H < 0$; réaction exothermique).

Pour une masse de 24 g de carbone ($n = 2 \text{ mol}$), $Q = n \times \Delta H^\circ = 2 \times (-393) = -786 \text{ kJ}$.