

3 Énergie interne

3.1 Notion de système

Un **système** (1) est un ensemble macroscopique d'entités microscopiques (atomes, ions ou molécules). Il est séparé du milieu extérieur par une frontière ou une interface où peuvent avoir lieu des transferts d'énergie. Le plus souvent, il s'agit d'une modélisation de la réalité.

Exemple

Une casserole remplie d'eau sur le feu est un système qui est le siège de transferts d'énergie avec son milieu extérieur (air et gaz en combustion). On le note {casserole + eau}. Il est délimité par la surface de la casserole et par la surface de l'eau.

3.2 Notion d'énergie interne

L'énergie reçue par un système peut être stockée par le système sans que son énergie cinétique ni son énergie potentielle de pesanteur ne soient modifiées :

$$E_m = E_c + E_p = \text{cte}$$

Dans ce cas, on dit que l'énergie est stockée dans le système de façon « interne », dans le sens « intérieur ». On définit l'**énergie interne** (2), notée U , comme l'énergie qu'un système peut stocker sans qu'il y ait modification du mouvement de son centre d'inertie ni de l'altitude à laquelle il se trouve (entre autres). C'est-à-dire qu'il n'y a pas de modification *macroscopique*.

L'énergie interne est la somme de toutes les énergies **microscopiques** (3) liées à sa structure moléculaire, atomique ou même nucléaire. On classe ces énergies microscopiques en deux catégories : les énergies cinétiques microscopiques et les énergies potentielles d'interaction entre les entités.

- L'énergie cinétique microscopique est liée à l'agitation thermique désordonnée des entités du système. Cette énergie augmente avec la température du système.

Exemple

Dans l'air à 0 °C, les molécules de dioxygène O_2 se déplacent en moyenne à 460 m/s. À 40 °C, leur vitesse moyenne est 500 m/s.

- Les énergies potentielles d'interaction dépendent de la distance entre les entités. Plus les entités s'éloignent, plus la contribution de l'énergie potentielle d'interaction à l'énergie interne diminue.

Ainsi, l'énergie interne peut s'écrire comme la somme des énergies microscopiques :

$$U = E_{c,\text{micro}} + E_{p,\text{micro}}$$

Remarques

- On fera le parallèle entre cette formule et celle de l'énergie mécanique ci-dessus (comme somme des énergies macroscopiques).
- Les contributions des énergies cinétiques microscopiques et des énergies potentielles d'interaction à l'énergie interne U varient selon l'état physique du système : dans les gaz, où les molécules se déplacent facilement, l'énergie cinétique microscopique est prépondérante. Dans les états liquide et solide, où les entités sont plus rapprochées, l'énergie potentielle d'interaction prédomine.

Nous allons maintenant voir que l'on peut faire varier cette énergie interne microscopique, en particulier par transfert thermique.

3.3 Capacité thermique

Un matériau peut stocker de l'énergie sous forme d'énergie interne U et restituer ensuite cette énergie. Cette capacité dépend de sa structure microscopique.

La capacité thermique C d'un corps condensé (c'est-à-dire solide ou liquide) correspond à l'énergie interne nécessaire pour augmenter sa température de 1 degré Celsius.

Définition

En l'absence de changement d'état ou de transformation chimique, la variation d'énergie interne ΔU d'un corps condensé est proportionnelle à la variation de la température ΔT :

$$\Delta U = C \cdot \Delta T$$

ΔU , variation d'énergie interne du corps, en joule (J) ;

ΔT , variation de température du corps, en degré Celsius ($^{\circ}\text{C}$) ou en kelvin (K) ;

C , capacité thermique du corps, en joule par degré Celsius ou joule par kelvin ($\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$).

Autrement dit, la capacité thermique C d'un système mesure l'énergie qu'il est capable de stocker pour une élévation de température ΔT donnée.

a. Un litre d'eau liquide a une capacité thermique $C = 4,18 \text{ kJ}\cdot\text{K}^{-1}$. Calculer sa variation d'énergie interne ΔU lorsque sa température augmente de $\Delta T = 1 \text{ K}$ (à $14 \text{ }^{\circ}\text{C}$, ce qui est la définition de la calorie). L'eau liquide a une forte capacité thermique, en raison de la présence de liaisons hydrogène qui réduisent les mouvements microscopiques des molécules.

b. Un bloc de cuivre de capacité thermique $C = 1,6 \times 10^3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$, initialement à température ambiante de $18 \text{ }^{\circ}\text{C}$, est chauffé à $75 \text{ }^{\circ}\text{C}$. Calculer l'augmentation de son énergie interne ΔU .

3.4 Capacité thermique massique

Définition

La capacité thermique C d'un corps est proportionnelle à sa masse m :

$$C = m \cdot c$$

C , capacité thermique du corps, en joule par kelvin ($\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$) ;

m , masse du corps en kilogramme (kg) ;

c , capacité thermique massique du corps, en joule par kilogramme et par kelvin ($\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$).

La variation d'énergie interne ΔU peut s'exprimer directement en fonction de la capacité thermique massique c : $\Delta U = m \cdot c \cdot \Delta T$.

→ Tableau des capacités thermiques massiques :

Substance	c ($\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$)
eau liquide	$4,2 \times 10^3$
huile	$2,0 \times 10^3$
eau solide	$2,1 \times 10^3$
aluminium	$9,0 \times 10^2$
fer	$4,7 \times 10^2$
cuivre	$3,9 \times 10^2$
brique	$8,4 \times 10^2$
marbre	$8,6 \times 10^2$
bois de chêne	$2,4 \times 10^3$

Remarque

On peut définir de même la capacité thermique volumique c_V , capacité thermique par unité de volume, qui s'exprimera alors en joule par mètre cube et par kelvin ($\text{J}/\text{m}^3/\text{K}$).

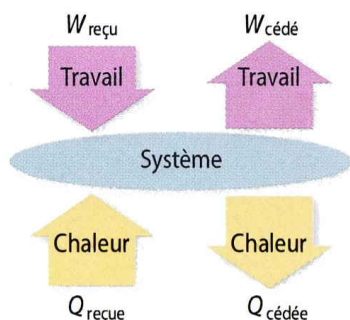
Tableau des énergies potentielles d'interaction.

Énergie potentielle d'interaction	physique ou latente	chimique	nucléaire
Entités en interaction	molécules	atomes	nucléons
Interaction(s) impliquée(s)	électromagnétique	électromagnétique	forte et faible
Cette interaction intervient lors d'un(e)	changement d'état physique	transformation chimique	transformation nucléaire

4 Bilans thermiques

4.1 Bilan d'énergie d'un système

L'énergie interne U d'un système augmente si ce dernier reçoit du travail $W_{\text{reçu}}$ ou un transfert thermique $Q_{\text{reçu}}$. Inversement, U diminue si le système cède du travail $W_{\text{cédé}}$ ou une certaine quantité de chaleur ou transfert thermique $Q_{\text{cédée}}$.



$$\Delta U = W_{\text{reçu}} - W_{\text{cédé}} + Q_{\text{reçu}} - Q_{\text{cédée}}$$

Remarque

En général on « voit » qu'un système reçoit ou cède du travail quand l'on voit ses parois bouger, c'est-à-dire son volume V changer. Cela rapproche ou éloigne les entités (molécules ou atomes) du système, et change donc l'énergie potentielle microscopique.

Pour simplifier, on note W tout échange de travail avec le système, et Q tout transfert thermique, sans indiquer de signe *a priori*. Ces grandeurs sont décomptées selon la convention « du banquier » ou **convention thermodynamique** (4) : tout gain par le système est compté positivement, toute perte est comptée négativement.

Définition

Premier principe de la thermodynamique

(5) La variation de l'énergie interne d'un système a pour cause soit un transfert thermique Q , soit un transfert de travail W .

$$\Delta U = W + Q$$

Si le système est en mouvement, il faut ajouter les variations d'énergie cinétique ΔE_c et d'énergie potentielle ΔE_p au bilan :

$$\Delta E_m + \Delta U = W + Q$$

On a ainsi l'ensemble des énergies à gauche (macroscopiques et microscopiques), et l'ensemble des causes de variation à droite (transfert thermique ou travail).

4.2 Conservation de l'énergie

Définition

Un système sera dit **isolé** (6) s'il n'effectue pas de transferts d'énergie ni de matière avec d'autres systèmes. L'énergie totale d'un système isolé se conserve :

$$\Delta E_m + \Delta U = 0$$

Exemple

Bouteille thermos : les parois sont *rigides* (pas d'échange de travail, $W = 0$) et *adiabatiques* (pas de transfert thermique, $Q = 0$).

L'énergie totale ne peut être ni créée ni détruite. Si un système perd ou gagne de l'énergie, cette énergie est obligatoirement cédée ou prise à un autre système. Elle peut aussi être convertie d'une forme en une autre.

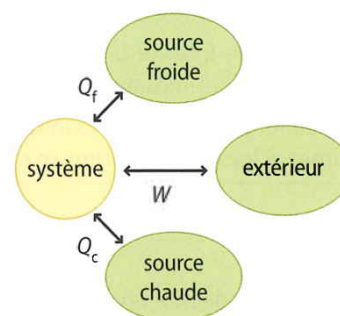
Le premier principe est donc l'expression de la **conservation de l'énergie** (7).

Remarques

Le deuxième principe de la thermodynamique a déjà été donné : c'est le principe de l'irréversibilité de l'échange thermique Q , qui se dirige toujours du corps chaud vers le corps froid.

Le principe zéro de la thermodynamique a aussi été donné : c'est l'existence même du zéro absolu pour l'échelle des températures en kelvin.

4.3 Machines thermiques



Les moteurs thermiques, les réfrigérateurs et les pompes à chaleur sont des machines thermiques dites **dithermes** (8). Elles effectuent des transferts thermiques Q_c et Q_f respective-

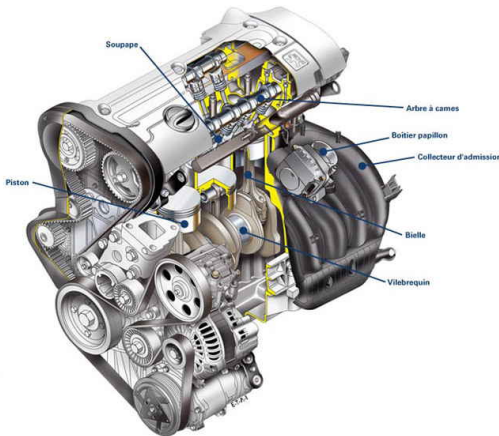
ment avec une source chaude et avec une source froide et elles échangent un travail W avec le milieu extérieur. Les machines thermiques suivent un cycle qui se répète à l'identique.

Définition

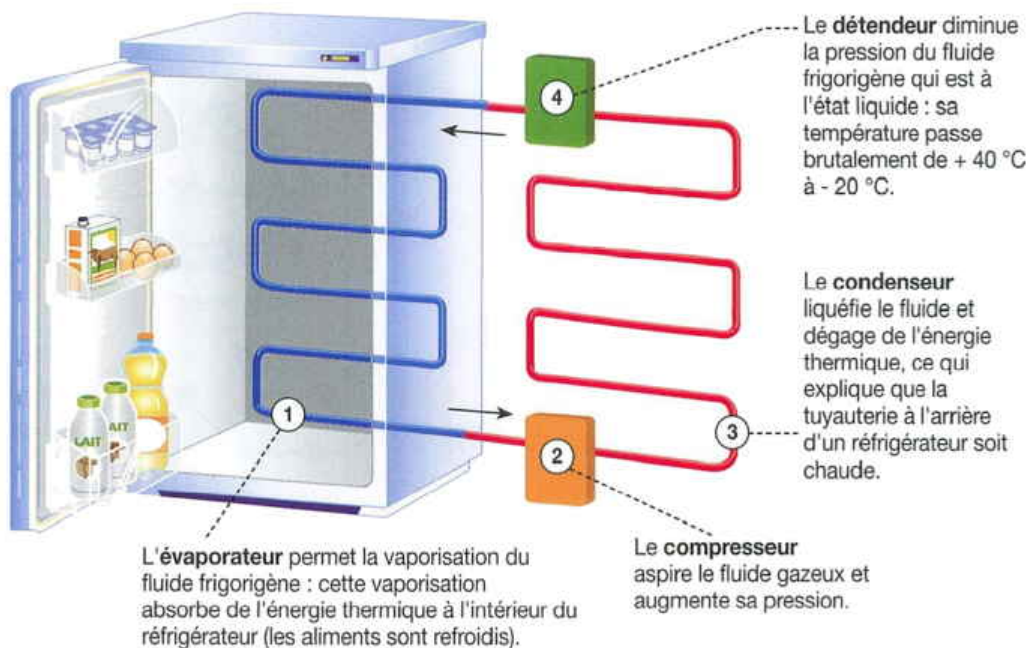
La variation d'énergie totale du fluide moteur ou réfrigérant est nulle au cours d'un cycle :

$$\Delta U = W + Q_c + Q_f = 0$$

Les moteurs thermiques Ils fournissent un **travail** (9) W . Pour cela, ils utilisent un corps chaud qui leur cède la quantité de chaleur Q_c (combustion du carburant, figure ci-dessous). Cependant, la transformation de la chaleur en travail ne peut pas se faire intégralement : une partie est cédée à un corps froid sous forme de quantité de chaleur Q_f .



Les réfrigérateurs Que ce soit pour un réfrigérateur, un congélateur ou encore un climatiseur, un corps froid **cède la quantité de chaleur** (10) Q_f à la machine thermique, qui cède la quantité de chaleur Q_c à l'environnement, plus chaud. Par exemple, un réfrigérateur reçoit du travail du réseau électrique et de la



quantité de chaleur des aliments qu'il contient, tout en cédant de la quantité de chaleur à la pièce dans laquelle il se trouve.

→ Schéma du réfrigérateur ci-dessous.

En pratique, un fluide « frigorigène » circule dans un circuit étanche (figure ci-dessous). Il subit de manière cyclique une vaporisation (passage de l'état liquide à l'état gazeux) puis une liquéfaction (passage de l'état gazeux à l'état liquide). Ces changements d'état impliquent les échanges thermiques permettant de refroidir l'intérieur du réfrigérateur.

Les pompes à chaleur Elles **cèdent la quantité de chaleur** (11) Q_c à une habitation tout en recevant la quantité de chaleur Q_f de l'environnement (figure ci-contre, l'élément extérieur).



Tout se passe donc comme si de la quantité de chaleur était pompée depuis le corps froid (l'extérieur) vers le corps chaud (les pièces) : l'habitation reçoit plus de quantité de chaleur que le réseau électrique n'a fourni de travail W .

Si on compare avec le chauffage électrique, le travail électrique W que reçoit le radiateur est converti intégralement en quantité de chaleur Q , cédée à l'habitat, le bilan est donc $Q = -W$, à comparer au bilan de la pompe à chaleur dont le bilan s'écrit $\Delta U = W + Q_c + Q_f$ avec $\Delta U = 0$ puisque la machine a un fonctionnement cyclique. Donc $Q_c = -W - Q_f$. On « pompe gratuitement » Q_f depuis l'extérieur !