

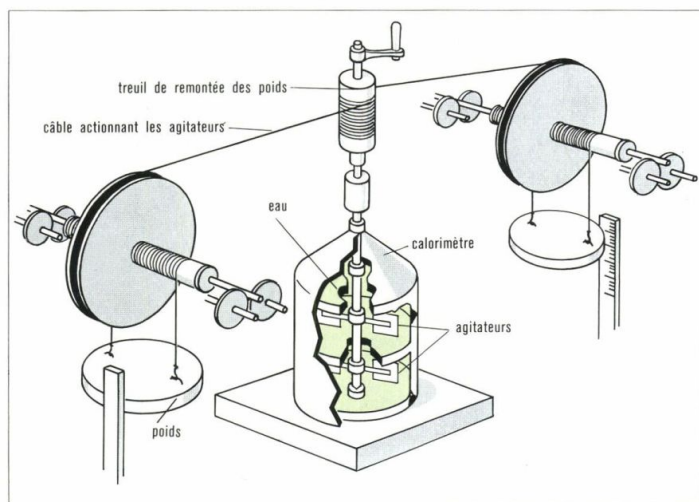
Chapitre 4 – premier principe

1- Equivalence entre travail et chaleur

Dans la première moitié du 19^{ème} siècle on pensait encore que la chaleur était un fluide (le « calorique ») qui devait se conserver. Ce fluide semblait être « libéré » d'un matériau donné par frottement. On utilisait donc des unités différentes pour la chaleur (la calorie) et pour le travail (le Joule).

En 1845 l'anglais James Prescott Joule réalise l'expérience suivante :

Schéma de l'expérience de Joule.



Des poids entraînent en rotation des agitateurs dans un récipient contenant de l'eau ou de l'huile. Le récipient est isolé thermiquement : aucune chaleur n'entre ou ne sort.

Joule constate que :

- la variation de température ΔT du liquide est proportionnelle à la hauteur de chute des poids (donc au travail W apporté au liquide).
- ΔT est inversement proportionnelle à la capacité calorifique C du liquide (par exemple ΔT est doublée si m_{liquide} est divisée par deux)

Autrement dit Joule constate que le travail W est proportionnel à $C\Delta T$. On peut donc écrire $W = kC\Delta T$, avec k une certaine constante. Cette formule est à comparer à la précédente : $Q = C\Delta T$. Les quantités W et Q qui jouent des rôles très semblables dans cette expérience sont-elles finalement les deux facettes d'une même grandeur ?

Vers 1850 Joule postule que **la chaleur, comme le travail, est simplement un transfert d'énergie**. W et Q ont donc la même dimension (celle d'une énergie) et peuvent s'exprimer avec une unité commune. Ceci équivaut à poser simplement $k = 1$ dans l'expression précédente $W = kC\Delta T$. Si l'on choisit de conserver comme unité d'énergie le Joule, on doit exprimer les capacités calorifiques en Joule par °C (ou en Joule par K, ce qui revient au même). Expérimentalement on trouve qu'il faut $4,18J$ pour augmenter d'un degré la température d'un gramme d'eau. Autrement dit une calorie vaut: $1cal = 4,18J$. La

calorie a maintenant disparu des livres de physique. Elle est toutefois encore utilisée en biologie (avec son multiple, le *kcal*).

Cette découverte de *l'équivalence chaleur-travail* a conduit au *premier principe*.

Soit A l'état initial de l'eau (caractérisé par la température T_A « froide »)

dans le calorimètre de l'expérience précédente, et soit B son état final

(température T_B après agitation). Ici la température est tout ce qui

différencie ces deux états A et B. Or on aurait pu passer de A à B sans

apporter le travail W , mais simplement une quantité de chaleur

Q (chauffage à la flamme) égale à W . On aurait pu également passer de A à B en apportant

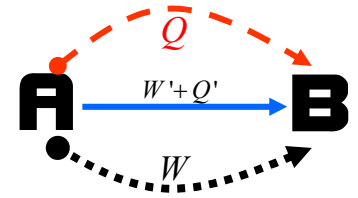
une quantité de travail W' ET une quantité de chaleur Q' , pourvu que $W' + Q' = W = Q$. Si

un observateur ne voit que l'état initial A et l'état final B du système (l'eau), il ne peut pas

savoir ce que l'on a « fait » à cette eau. Il ne peut donc pas dire que cette eau « contient »

plus de travail ou plus de chaleur en B qu'en A. Par contre il peut dire que l'état B contient

plus *d'énergie* que l'état A et il peut évaluer cette différence.



2 – Premier principe de la thermodynamique

Pour toute transformation $A \rightarrow B$, la somme $Q + W$ ne dépend pas du « chemin » suivi. On peut donc poser $Q + W = U(B) - U(A) = \Delta U$, où U est une *fonction d'état* appelée *énergie interne*. Pour une transformation élémentaire on écrit : $dU = \delta W + \delta Q$.

Interprétation microscopique : le travail est un transfert d'énergie dû à une force, c'est-à-dire à une action *ordonnée*. La chaleur est un transfert d'énergie due à une différence de température, ce qui fait intervenir une agitation *désordonnée* de particules.

Dans ces deux cas (travail ou chaleur), on a considéré que l'énergie apportée se retrouvait dans le système sous forme désordonnée (énergie interne).

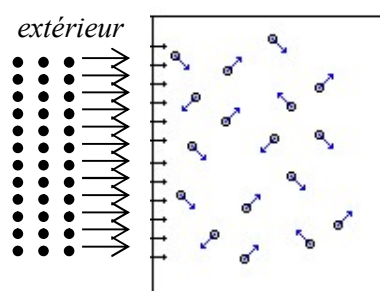
Parfois l'apport d'énergie peut également augmenter l'énergie cinétique du système (forme d'énergie macroscopique). C'est pourquoi, en généralisant à la fois le *théorème de*

l'énergie cinétique et le premier principe vu précédemment, on écrit plus généralement le premier principe sous la forme :

$$W + Q = \Delta U + \Delta E_c, \text{ l'énergie interne } U \text{ étant une fonction d'état.}$$

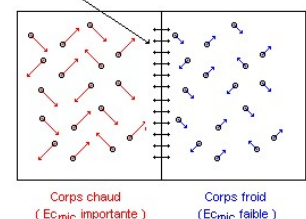
Le plus important dans cet énoncé est que U est une *fonction d'état*, c'est-à-dire qu'elle ne dépend que des variables d'état (*macroscopiques*), alors qu'*a priori* U est une fonction compliquée de l'énergie cinétique et potentielle *microscopiques* de toutes les particules.

Le premier principe est donc davantage qu'un principe de conservation de l'énergie.



Travail: action ordonnée

chocs aléatoires



Chaleur: action désordonnée