

Énergie interne

Cours de sciences physiques - niveau Terminale

Quand on gonfle un pneu avec une pompe à vélo, le corps de la pompe chauffe, alors qu'on n'a approché aucune flamme. D'où vient cette énergie ? Pour le comprendre, on introduit l'**énergie interne** d'un système et on la relie, par la première loi de la thermodynamique, au travail et au transfert thermique qu'il échange avec l'extérieur.

Ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

L'énergie interne d'un système

Un système macroscopique est constitué d'un nombre immense de particules en agitation permanente. À l'échelle microscopique, chacune possède de l'énergie cinétique (agitation thermique) et interagit avec les autres (énergie potentielle d'interaction).

DÉFINITION

L'**énergie interne** U d'un système est la somme des énergies cinétiques microscopiques de ses particules et des énergies potentielles d'interaction entre elles. Elle s'exprime en **joules (J)**. Elle est distincte de l'énergie mécanique macroscopique (cinétique et potentielle du système entier).

On ne sait pas calculer U en valeur absolue : seules ses **variations** ΔU ont un sens. Quand la température d'un système augmente sans changement d'état, l'agitation thermique croît et U augmente. Pour une phase condensée (solide ou liquide), ou pour un gaz à volume constant, on a :

FORMULE À RETENIR

$$\Delta U = C \times \Delta T = m \times c \times \Delta T$$

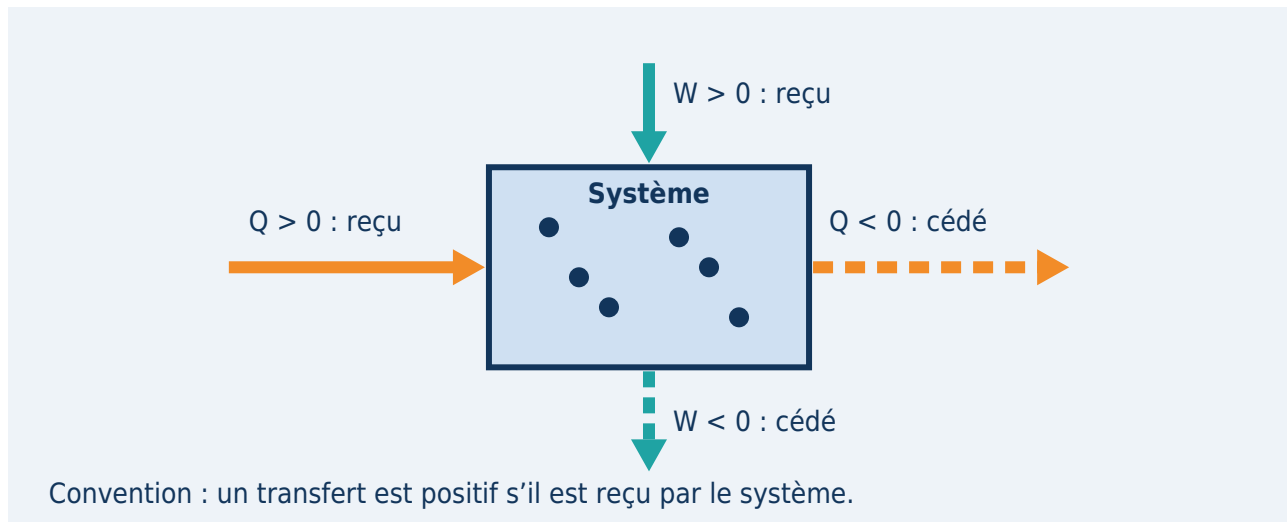
ΔU en joules (J), C capacité thermique du système en $\text{J} \cdot \text{K}^{-1}$, m en kg, c énergie massique (capacité thermique massique) en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, ΔT en kelvins ou en degrés Celsius (un écart est identique).

APPLICATION NUMÉRIQUE

Pour 1,0 kg d'eau ($c = 4\,180 \text{ J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$) chauffée de 20°C à 100°C : $\Delta U = 1,0 \times 4\,180 \times 80 = 3,34 \times 10^5 \text{ J}$, soit **$3,3 \times 10^5 \text{ J}$** .

Travail et transfert thermique : la première loi

Un système échange de l'énergie avec l'extérieur de deux façons. Le **travail W** est un transfert d'énergie ordonné associé à une force (force de pression d'un piston, force électrique, frottements). Le **transfert thermique Q** est un transfert d'énergie désordonné dû à une différence de température. Tous deux se mesurent en joules.



Convention de signe : W et Q sont positifs quand le système reçoit de l'énergie.

LOI

Première loi de la thermodynamique. Pour un système au repos macroscopique, **$\Delta U = W + Q$** . Pour un système isolé ($W = 0$ et $Q = 0$), l'énergie interne est constante. Si le système est en mouvement d'ensemble, on écrit plus généralement $\Delta U + \Delta E_m = W + Q$.

EXEMPLE

Un gaz est comprimé : il reçoit $W = +200 \text{ J}$ et, au même moment, cède $Q = -150 \text{ J}$ à l'extérieur. Alors $\Delta U = 200 + (-150) = \mathbf{+50 \text{ J}}$: son énergie interne augmente, sa température aussi.

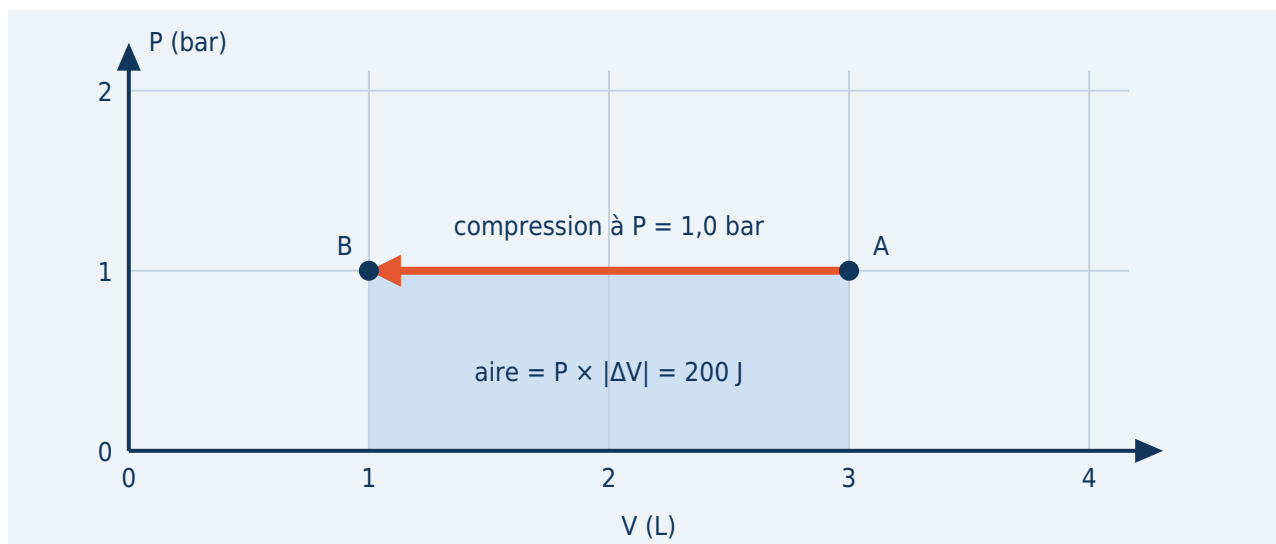
Le travail des forces de pression

Un gaz enfermé dans un cylindre fermé par un piston mobile exerce sur lui une force pressante. Lorsque le volume change de ΔV sous une pression extérieure P_{ext} constante, le gaz reçoit un travail $W = -P_{\text{ext}} \times \Delta V$: positif en compression ($\Delta V < 0$), négatif en détente ($\Delta V > 0$).

FORMULE À RETENIR

$$W = -P \times \Delta V = -P \times (V_{\text{final}} - V_{\text{initial}})$$

W en joules, P en pascals (Pa), V en m³ (1 L = 10⁻³ m³, 1 bar = 10⁵ Pa). Dans un diagramme P(V) de Clapeyron, la valeur absolue du travail est l'**aire sous la courbe**.



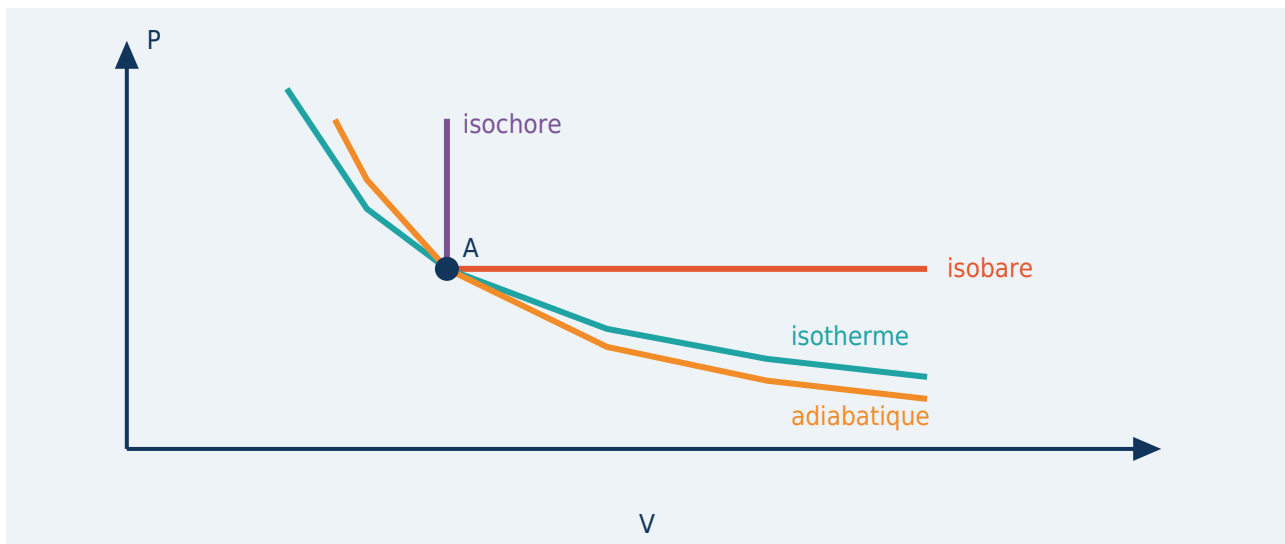
Compression isobare de A (3,0 L) à B (1,0 L) sous 1,0 bar : le gaz reçoit $W = +200 \text{ J}$.

APPLICATION NUMÉRIQUE

Comprimé de 3,0 L à 1,0 L sous $P = 1,0 \times 10^5 \text{ Pa}$: $\Delta V = -2,0 \times 10^{-3} \text{ m}^3$, donc $W = -1,0 \times 10^5 \times (-2,0 \times 10^{-3}) = +2,0 \times 10^2 \text{ J}$.

Les transformations usuelles

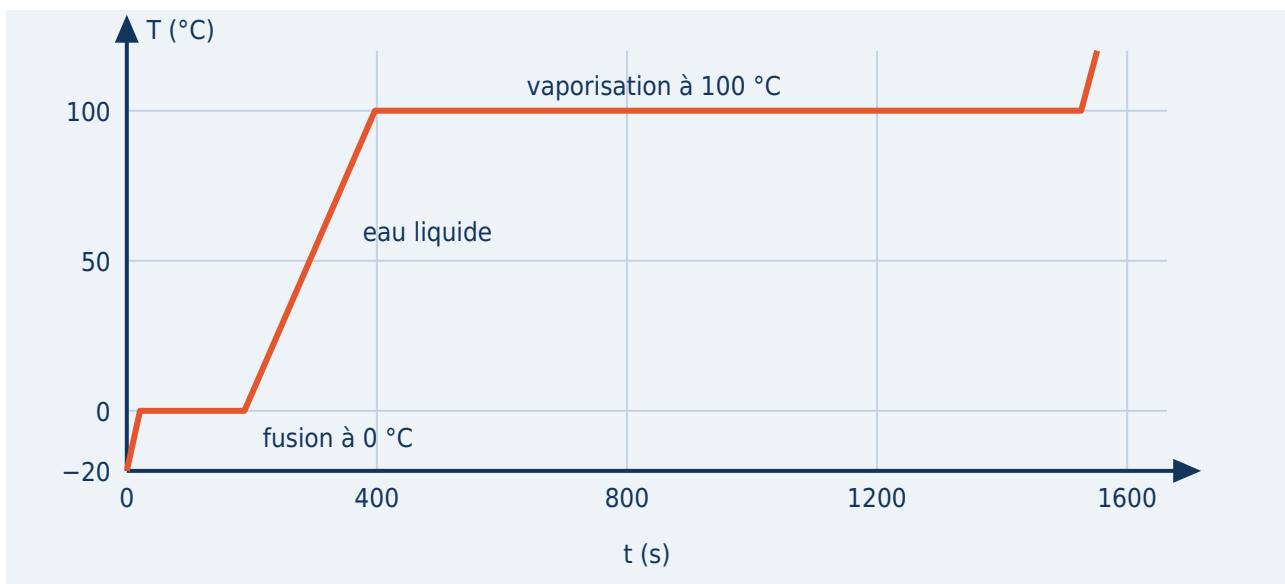
On nomme les transformations d'après la grandeur qui reste constante : **isochore** (volume constant, $W = 0$), **isobare** (pression constante, $W = -P\Delta V$), **isotherme** (température constante), **adiabatique** (pas d'échange thermique, $Q = 0$, donc $\Delta U = W$). Pour un gaz parfait, l'énergie interne ne dépend que de la température : une transformation isotherme conserve U ($\Delta U = 0$, donc $Q = -W$).



Quatre transformations issues du même état A : l'adiabatique est plus pentue que l'isotherme.

Changements d'état et courbe de chauffage

Pendant un changement d'état d'un corps pur sous pression constante, la température reste constante alors que le système reçoit de l'énergie : celle-ci modifie les interactions entre particules. L'énergie nécessaire pour changer l'état d'une masse m est $Q = m \times L$, où L est l'énergie massique de changement d'état ($\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$). Pour l'eau : $L_{\text{fusion}} = 3,34 \times 10^5 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1}$ et $L_{\text{vaporisation}} = 2,26 \times 10^6 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1}$.



Chauffage de 0,50 kg de glace avec une puissance constante de 1 000 W : deux plateaux de température correspondent aux changements d'état.

APPLICATION NUMÉRIQUE

Pour 0,50 kg de glace à -20 °C ($c_{\text{glace}} = 2\,100 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$) amenée à la vapeur à 100 °C : échauffer la glace $2,1 \times 10^4 \text{ J}$; fondre : $0,50 \times 3,34 \times 10^5 = 1,67 \times 10^5 \text{ J}$; échauffer l'eau de 0 à 100 °C : $0,50 \times 4\,180 \times 100 = 2,09 \times 10^5 \text{ J}$; vaporiser : $0,50 \times 2,26 \times 10^6 = 1,13 \times 10^6 \text{ J}$. Total : **$1,53 \times 10^6 \text{ J}$** . Avec 1 000 W, cela dure $21 \text{ s} + 167 \text{ s} + 209 \text{ s} + 1\,130 \text{ s} \approx 1\,527 \text{ s}$.

La calorimétrie

Un **calorimètre** est un récipient isolé thermiquement qui permet de mesurer des transferts thermiques. Pour un système isolé, sans travail, la somme des variations d'énergie interne de toutes ses parties est nulle : $\Sigma \Delta U_i = 0$. L'énergie perdue par les corps chauds est gagnée par les corps froids.

EXEMPLE

On plonge un bloc de cuivre de masse 150 g ($c = 385 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$) à 90 °C dans 250 g d'eau à 20 °C. En négligeant la capacité du calorimètre : $0,150 \times 385 \times (T_f - 90) + 0,250 \times 4\,180 \times (T_f - 20) = 0$, d'où $57,75 (T_f - 90) + 1\,045 (T_f - 20) = 0$ et $T_f = 26\,098 \div 1\,103 \approx \mathbf{23,7 \text{ °C}}$. La température finale est proche de celle de l'eau, dont la capacité thermique est bien plus grande.

ERREUR FRÉQUENTE

Ne pas confondre énergie interne, chaleur et température. Une température qui reste constante ne signifie pas $\Delta U = 0$: pendant une fusion, U augmente alors que T est constante. Autre erreur : oublier le signe de W en compression ($W > 0$) et en détente ($W < 0$), ou utiliser des litres au lieu de m^3 dans $W = -P\Delta V$.

L'essentiel à retenir

- L'énergie interne U (en J) est la somme des énergies cinétiques microscopiques et des énergies d'interaction ; on n'en connaît que les variations.
- Sans changement d'état : $\Delta U = C \Delta T = m c \Delta T$.
- Première loi : $\Delta U = W + Q$, avec W et Q positifs s'ils sont reçus par le système.
- Travail des forces de pression à P constante : $W = -P \Delta V$; en Clapeyron, $|W|$ est l'aire sous la courbe.
- Transformations : isochore ($W = 0$), isobare, isotherme ($\Delta U = 0$ pour un gaz parfait), adiabatique ($Q = 0$).
- Changement d'état : $Q = m L$ à température constante.
- Calorimétrie : pour un système isolé, $\Sigma \Delta U = 0$.