

## Variation de l'énergie interne d'un système

---

Introduction :

Dans le cours « [Description d'un système thermodynamique](#) », nous avons vu que la **thermodynamique** correspond à une description macroscopique du comportement d'un ensemble d'entités élémentaires (atomes, ions, molécules) que l'on appelle « système thermodynamique ». Elle traite également des **transformations d'énergie**.

Dans ce cours, nous verrons que deux types d'énergies contribuent à l'énergie totale d'un système thermodynamique. En effet, le système possède une **énergie macroscopique** qui correspond à une **énergie mécanique**. Il possède également une **énergie de nature microscopique** qui lui est propre : une **énergie interne**.

Dans un premier temps, nous définirons la notion d'énergie interne, notée  $U$ , d'un système puis nous en expliciterons ses différentes contributions microscopiques.

Dans un second temps, nous verrons que s'il est impossible de mesurer l'énergie interne d'un système, il est tout de même possible d'en mesurer des variations.

Ainsi, nous montrerons comment s'exprime la variation d'énergie interne d'un système thermodynamique particulier qu'on définira au préalable : le système incompressible.

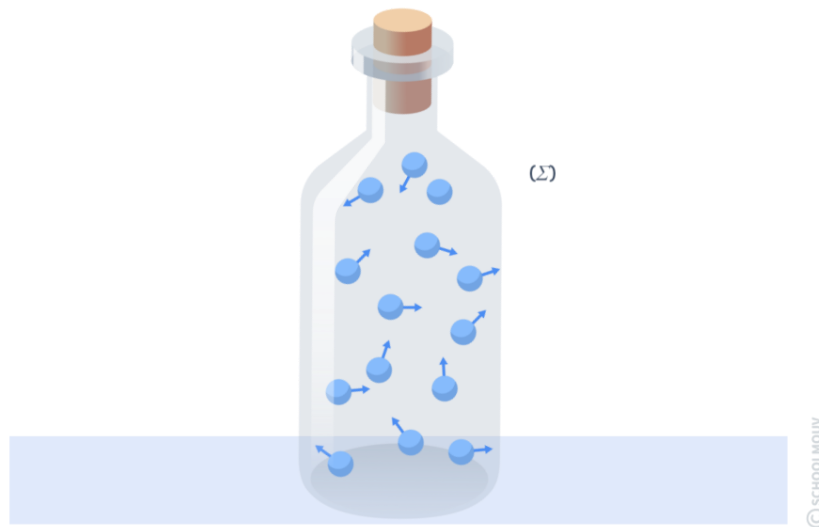
### 1 | Énergie interne

#### a. L'énergie mécanique

Considérons un ensemble de  $N$  particules de gaz en mouvement dans un récipient fermé.

Ce récipient qui délimite notre système thermodynamique ( $\Sigma$ ), posé sur une surface plane, est macroscopiquement **au repos** dans le référentiel du

laboratoire et sans interaction avec son environnement. On cherche ici à définir la formule de l'énergie mécanique  $E_m$  du système au repos.



Notre système de masse  $m$  étant au repos, sa vitesse  $v$  est donc nulle et par voie de conséquence, son **énergie cinétique macroscopique**

$$E_{c, \text{macro}} = \frac{1}{2}mv^2 \text{ est nulle.}$$

De plus, notre système ne subissant aucune interaction avec son environnement, son **énergie potentielle macroscopique**  $E_{p, \text{macro}}$  est également nulle.



Dans ce cas bien particulier d'un système macroscopiquement au repos, l'énergie mécanique  $E_m$  du système est nulle.

$$E_m = E_{c, \text{macro}} + E_{p, \text{macro}} = 0$$

Cependant, bien que notre système thermodynamique ait une énergie mécanique  $E_m$  nulle en pareil cas, il possède malgré tout une énergie d'origine microscopique qui lui est propre appelée **énergie interne**  $U$ . Attachons-nous maintenant à en expliciter les différentes contributions.

## b. L'énergie interne

Reprenons l'exemple précédent de notre enceinte contenant  $N$  particules de gaz en mouvement dans un récipient fermé.



On sait que, d'un point de vue microscopique, nous pouvons interpréter la **température** comme une mesure de **l'énergie cinétique** d'une particule  $i$  soit :

$$E_c = \frac{1}{2} m_i v_i^2$$

Avec :

- $E_c$  l'énergie cinétique en joule (J) ;
- $m_i$  la masse d'une particule  $i$  en kilogramme (kg) ;
- $v_i$  la vitesse moyenne d'une particule  $i$  en mètre par seconde ( $\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$ ).



**L'énergie cinétique de nature microscopique**  $E_{c, \text{micro}}$  liée à l'état d'agitation des particules est la somme de l'énergie cinétique de chaque particule composant le système.

De plus, dans ce mouvement désordonné, les particules ont aussi des interactions entre-elles qui donnent naissance à une autre forme d'énergie d'origine microscopique : **l'énergie potentielle d'interaction**  $E_{p, \text{micro}}$ .



L'énergie potentielle d'interaction est importante dans les **systèmes dits incompressibles** (liquides et solides), due à la proximité des particules entre elles, et relativement faible dans les gaz.

→ Rappelons-nous que par définition cette énergie est considérée nulle dans le cas des gaz parfaits, les particules n'ayant pas d'interaction entre elles.

→ L'énergie interne (énergie propre au système) est donc la somme de deux contributions de nature microscopique :

- une énergie cinétique liée au mouvement des particules  $E_{c, \text{micro}}$  ;
- une énergie potentielle liée aux interactions qu'elles engagent mutuellement  $E_{p, \text{micro}}$ .



Définition

### Énergie interne $U$ :

L'énergie interne  $U$  d'un système est liée à la fois au mouvement des particules qu'il contient, mais aussi aux interactions qu'elles peuvent avoir les unes avec les autres. Elle peut donc s'écrire comme la somme de deux termes :

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

Elle s'exprime en joule (J).



À retenir

Nous pouvons donc clarifier, qu'un **système thermodynamique est macroscopiquement au repos**, lorsque son énergie cinétique macroscopique et son énergie potentielle macroscopique ne varient pas au cours du temps. Seule son énergie interne peut varier.

À partir de ces observations, essayons maintenant d'exprimer de façon simple l'énergie totale d'un système thermodynamique.

## 2 | Variations d'énergie interne



a. L'énergie totale

L'énergie totale  $E$  d'un système constitué de  $N$  particules est la somme de deux contributions :

- l'une de nature macroscopique :  $E_{\text{macro}} = E_{\text{c, macro}} + E_{\text{p, macro}}$  ou **énergie mécanique**  $E_{\text{m}}$  ;
- et une autre de nature microscopique, appelée **énergie interne** :  $U = E_{\text{c, micro}} + E_{\text{p, micro}}$ .



Définition

### Énergie totale $E$ :

À tout système thermodynamique, on peut associer une grandeur appelée énergie totale  $E$ . Cette énergie est la somme de l'énergie mécanique macroscopique  $E_{\text{m}}$  et de l'énergie interne  $U$  du système :

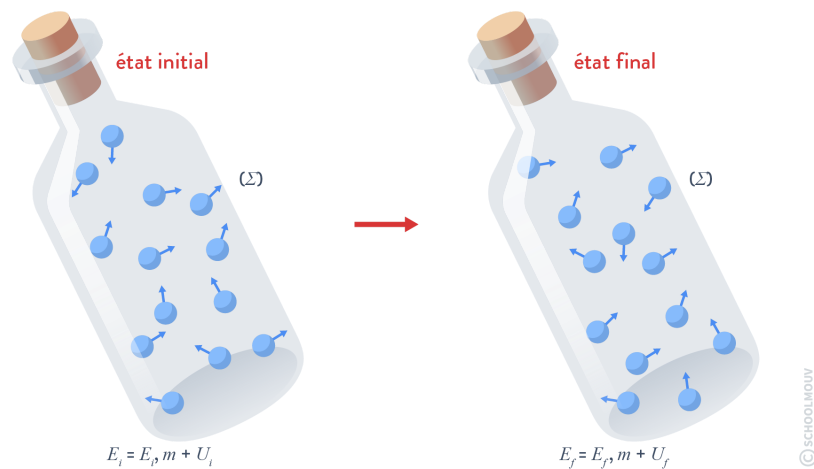
$$E = E_{\text{m}} + U$$

Ces énergies s'expriment en joule (J).

D'origine microscopique, l'énergie interne  $U$  ne peut être mesurée. Cependant, nous pouvons tout de même en calculer des variations.

### b. La variation d'énergie interne

Considérons à nouveau notre système constitué de  $N$  particules de gaz en mouvement dans un récipient fermé et faisons-lui subir une transformation qui le ferait passer d'un état initial d'énergie interne à un état final d'énergie interne.



Décrivons maintenant la variation d'énergie totale  $\Delta E$  de notre système.



$\Delta E$  se lit « delta E » et correspond à la variation de la grandeur  $E$  au cours de la transformation.

En utilisant un indice  $i$  pour désigner l'état initial et  $f$  pour désigner l'état final, on peut écrire :

$$\begin{aligned}
 \Delta E &= E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} \\
 &= (E_{f,m} + U_f) - (E_{i,m} + U_i) \\
 &= (E_{f,m} - E_{i,m}) + (U_f - U_i) \\
 &= \Delta E_m + \Delta U
 \end{aligned}$$



En thermodynamique, on ne considère que des systèmes où l'énergie de nature macroscopique est constante ou nulle, comme vu dans la partie 1 de ce cours, ce qui implique  $\Delta E_m = 0$ .

→ La variation d'énergie totale est alors égale à la variation d'énergie interne du système :

$$\Delta E = \Delta U$$

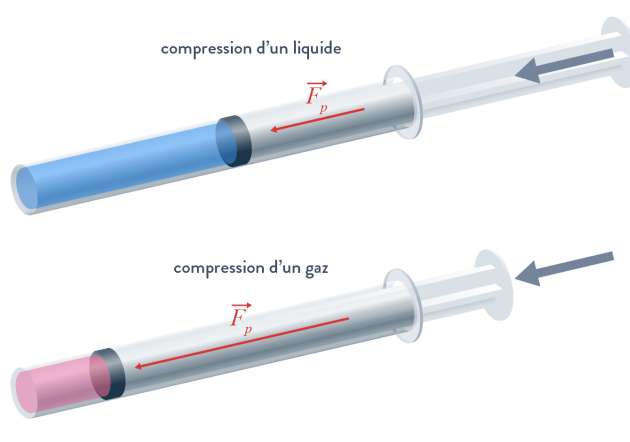
Dans la suite du cours, nous nous placerons dans des situations où l'énergie de nature macroscopique reste toujours constante. Ainsi, la variation d'énergie interne d'un système thermodynamique  $\Delta U$  sera alors égale à sa variation d'énergie totale.

Cherchons maintenant à calculer la variation d'énergie interne  $\Delta U$  de systèmes thermodynamiques particuliers qu'on définira au préalable : **les systèmes incompressibles**.

### 3 Variations d'énergie interne dans le cas des systèmes incompressibles

#### a. Les systèmes incompressibles

Illustrons la notion de compressibilité, en observant l'expérience suivante :



Deux récipients cylindriques sont remplis respectivement d'eau et d'air. Une pression est exercée sur le piston après en avoir obturé l'extrémité. On constate que contrairement au gaz, le volume de l'eau n'a pas changé, on dit que l'eau est **incompressible**.

→ Les liquides et les solides sont des phases condensées. Contrairement aux gaz, ils sont peu sujets à la compression et très peu dilatables. Autrement dit, leur volume ne varie que très peu sous l'effet de la pression.



## Compressibilité :

La compressibilité quantifie l'aptitude d'un corps à se comprimer sous l'effet de la pression.



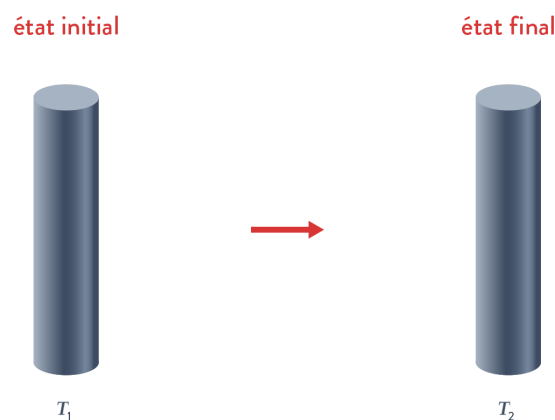
En thermodynamique, les phases condensées (liquides et solides) sont considérées comme incompressibles et indilatables.

→ Les **fluides incompressibles** ne voient donc pas leur volume diminuer lors d'une compression : ils ont une masse volumique constante.

### b. Variation d'énergie interne d'un système incompressible

Considérons une barre de métal de masse  $m$  constante qui subirait une transformation l'amenant d'un état initial à un état final. Cette transformation pourrait par exemple consister en une élévation de température.

De plus, on considère que notre système n'a pas subi de modification de volume par dilatation durant cette transformation.



© SCHOOLMOUV

→ On considère un système incompressible de masse  $m$  et de **capacité thermique** massique  $c_m$ . On admet que la variation d'énergie interne  $\Delta U$  de



ce système ne dépend que de la variation de la température  $T$  entre l'état initial et l'état final.



À retenir

La variation d'énergie interne  $\Delta U$  d'un système incompressible s'exprime de la manière suivante :

$$\Delta U = mc_m \Delta T$$

Avec :

- $\Delta U$  la variation d'énergie interne du système en joule (J) ;
- $m$  la masse du matériau en kilogramme (kg) ;
- $c_m$  la capacité thermique massique du matériau en joule par kilogramme kelvin ( $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ) ;
- $\Delta T$  la variation de température en kelvin (K).



Exemple

Reprenons notre exemple précédent et supposons que notre système thermodynamique soit une barre d'aluminium de masse  $m = 1,2 \text{ kg}$  portée à une température de  $40^\circ\text{C}$ , la température initiale de la barre d'aluminium étant de  $20^\circ\text{C}$ .

On donne la capacité thermique massique de l'aluminium  $c_m = 890 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

**Calculer la variation d'énergie interne au cours de cette transformation.**

Le système pouvant être considéré comme incompressible et non dilatable, on peut écrire :

$$\Delta U = mc_m \Delta T$$

Nous avons donc :

$$\begin{aligned}\Delta T &= 40 - 20 \\ &= 20 \text{ K}\end{aligned}$$

### Astuce

$\Delta T$  étant une variation de température entre deux états, il est inutile de convertir les températures en kelvin, car le degré Celsius et le kelvin auront la même valeur.

D'où,

$$\begin{aligned}\Delta U &= mc_m \Delta T \\ &= 1,2 \times 890 \times 20 \\ &= +2,14 \times 10^4 \text{ J}\end{aligned}$$

Le système voit son énergie interne  $U$  augmenter de  $2,14 \times 10^4 \text{ J}$ .

### Conclusion :

Dans ce cours, nous avons vu que tout système thermodynamique possède une énergie qui lui est propre : l'énergie interne. Cette dernière, dont les contributions à l'échelle microscopique sont diverses, ne peut être ni mesurée ni calculée.

Cependant nous avons, et ce fut l'élément essentiel de ce cours, montré qu'il est possible d'en mesurer des variations entre un état initial et un état final.

Enfin, pour clore ce cours nous avons abordé le cas des systèmes dits incompressibles et montré que la variation d'énergie interne de tels systèmes ne dépendait que de la variation de température entre l'état final et l'état initial.