

## 1. Le modèle du gaz parfait

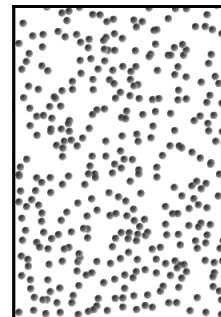
### 1.1. Limites du gaz parfait

• Lorsqu'on étudie différents gaz à faible pression, on constate qu'ils se comportent de manière comparable. Le modèle du gaz parfait rend compte de ce comportement.

• Un gaz se comporte comme un gaz parfait si :

↳ La taille des particules est négligeable.

↳ Les particules n'interagissent pas entre elles (ni chocs, ni interaction à distance)



Un gaz parfait est décrit par l'équation d'état suivante :

$$P \times V = n \times R \times T$$

P est la pression en Pascal (Pa)

V est le volume en mètre cube (m<sup>3</sup>)

Enfin, R est la constante des gaz parfait et vaut :  $R = 8,314 \text{ Pa}\cdot\text{m}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

n est la quantité de gaz étudié en moles (mol.)

T est la température de l'échantillon en Kelvin (K)

### 1.2. Interprétation microscopique des grandeurs mesurées

• La pression P s'explique par les collisions des particules en mouvement, sur les parois de l'enceinte.

• La masse volumique  $\rho \propto \frac{n}{V}$  traduit l'éloignement plus ou moins important entre les particules.

• La température thermodynamique T est une mesure de l'agitation microscopique des particules qui constituent le gaz. En l'absence de mouvement la température vaut  $T = 0 \text{ K}$ .

↳ La conversion °Celsius – Kelvin se fait à l'aide de la relation :  $T(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273,15 \text{ K}$ .

↳ En conséquence, que la température s'exprime en Kelvin ou en °C, une variation de température prend la même valeur :  $\Delta T(\text{K}) = \Delta \theta(^{\circ}\text{C})$

Pour un système évoluant de  $T_{\text{Initial}}$  à  $T_{\text{Final}}$  :  $\Delta T = T_{\text{Final}} - T_{\text{Initial}} = (\theta_{\text{Final}} + 273,15 \text{ K}) - (\theta_{\text{Initial}} + 273,15 \text{ K}) = \Delta \theta$ .

## 2. Énergie totale d'un système

• L'énergie mécanique d'un système au voisinage de la Terre telle qu'elle est définie, n'est pas l'énergie totale de ce système. En effet, les énergies cinétique et potentielle de pesanteur, ne rendent compte que de l'aspect microscopique du système.

$$E_{\text{Mécanique}} = E_{\text{Cinétique macroscopique}} + E_{\text{Potentielle d'interaction macroscopique}}$$

• Si l'on souhaite déterminer l'énergie totale du système, il est nécessaire d'y ajouter le terme décrivant son aspect microscopique. Ce terme s'appelle l'énergie interne du système, et est noté U.

$$E_{\text{Totale}} = E_{\text{Mécanique macroscopique}} + U$$

• Si le système est au repos macroscopique où  $E_{\text{Mécanique macroscopique}} = 0$ , alors l'énergie totale est réduite à son énergie interne et  $E_{\text{Totale}} = U$ .

**L'énergie interne d'un système est l'énergie de ce système au repos macroscopique.**

- L'énergie interne  $U$  du système vaut :
  - ↳ La somme des énergies cinétiques (translation et rotation) de toutes les particules du système.
  - ↳ La somme de toutes les énergies potentielles d'interaction entre les particules.
- Comme toutes les énergies, l'énergie interne s'exprime en joules (J)

### 3. Variation d'énergie totale d'un système fermé

- Les systèmes que l'on étudie sont des « systèmes fermés » Cela signifie qu'ils n'échangent pas de matière avec le milieu extérieur.
- N'importe quel système physique de taille raisonnable peut faire l'objet d'une étude thermodynamique.

#### 3.1. Variation par échange de travail

- Le travail  $W$  en joules (J) des forces extérieures au système, permet l'échange d'énergie avec le milieu extérieur.

- ↳ Une {masse d'eau} qui reçoit du travail mécanique par agitation voit son énergie totale augmenter.
- ↳ De même pour une {résistance électrique} qui échange un travail électrique positif avec un circuit extérieur.

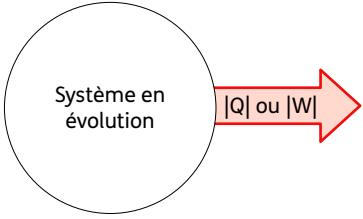
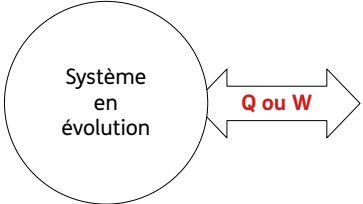
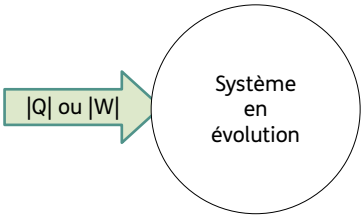
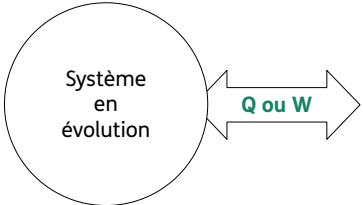
#### 3.2. Variation par transfert thermique

- L'énergie totale d'un système peut également varier par échange à l'échelle de la particule. Les transferts thermiques notés  $Q$  en joules (J) sont des échanges d'énergie à l'échelle microscopique.

- ↳ Une {masse d'eau} qui échange une énergie thermique positive avec les gaz issus d'une combustion, voit son énergie totale augmenter.

#### 3.3. Convention du banquier

- Les travaux des forces et les transferts thermiques sont des grandeurs algébriques : elles sont comptées positivement lorsque l'énergie entre effectivement dans le système ; négativement lorsqu'elle en sort.

L'énergie totale du système	Le système en évolution entre les deux états	
diminue	<p>libère de l'énergie thermique <math> Q </math> ou fournit du travail <math> W </math></p> 	<p>échange de l'énergie thermique <math>Q</math> avec <math>Q &lt; 0</math> ou du travail <math>W</math> avec <math>W &lt; 0</math></p> 
augmente	<p>reçoit de l'énergie thermique <math> Q </math> ou du travail <math> W </math></p> 	<p>échange de l'énergie thermique <math>Q</math> avec <math>Q &gt; 0</math> ou du travail <math>W</math> avec <math>W &gt; 0</math></p> 

#### 4. Premier principe de la thermodynamique

• Il exprime la conservation de l'énergie totale d'un système. La variation de l'énergie totale d'un système fermé au cours d'une transformation ne dépend que des transferts d'énergie entre le système et le milieu extérieur :

$$\Delta E_{\text{Totale}} = W + Q$$

Dans la majorité des cas, le système est au repos macroscopique et  $E_{\text{Totale}} = U$ . Aussi le premier principe s'applique le plus souvent sous la forme suivante :

**Pour un système fermé au repos macroscopique, qui évolue entre un état initial et un état final, la variation d'énergie interne est égale à la somme des énergies échangées par le système avec le milieu extérieur, sous forme de travail ou de transfert thermique :**

$$\Delta U = W + Q$$

↳ On rappelle que la lettre  $\Delta$  traduit une variation entre un état initial et un état final :  $\Delta U = U_{\text{Final}} - U_{\text{Initial}}$ .

#### 5. Expression de la variation d'énergie interne d'un système incompressible

• Un système est dit incompressible lorsque sa masse volumique  $\rho$  ne varie. C'est généralement le cas des solides et des liquides.

**Lorsque un système incompressible de capacité thermique  $C$  passe de la température  $T_{\text{Initial}}$  à  $T_{\text{Final}}$ , sans changement d'état, sa variation d'énergie interne vaut :**

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

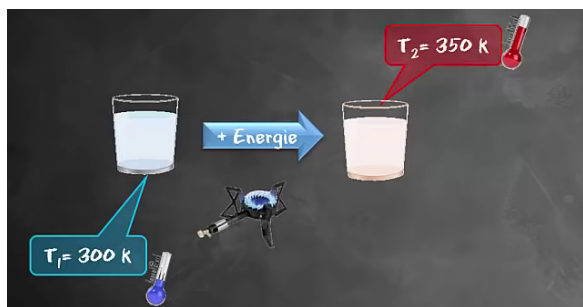
La capacité thermique d'un corps s'exprime en joule par kelvin ( $\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$ )

• La capacité thermique massique, notée  $c$ , est la capacité thermique par unité de masse. Elle s'exprime en joule par kelvin par kilogramme ( $\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}$ )

↳ La capacité thermique d'un corps de masse  $m$  est alors :  $C = m \times c$ .

#### 6. Exemples : échauffement d'un objet

Masse d'eau



• Système étudié {Eau} qui passe de  $T_1 = 300 \text{ K}$  à  $T_2 = 350 \text{ K}$ .  $m = 180 \text{ g}$ ,  $c_{\text{eau}} = 4180 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}$ .

• Les échanges d'énergie avec le milieu extérieur sont dus uniquement à un transfert thermique  $Q$ . Pas de travail,  $W = 0$ .

• La variation d'énergie interne vaut :

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

$$\text{AN : } \Delta U = 180 \cdot 10^{-3} \times 4180 \times (350 - 300) = 38 \text{ kJ}$$

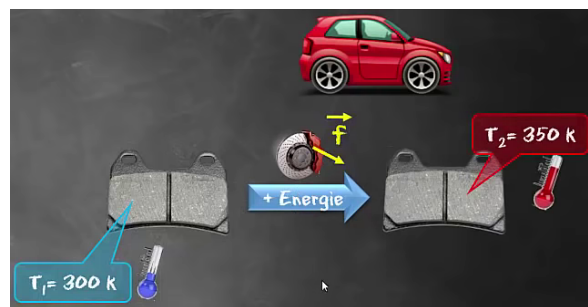
• Bilan d'énergie : premier principe

$$\Delta U = W + Q$$

$$\Delta U = 0 + Q$$

$$Q = 38 \text{ kJ}$$

Plaquette de freins



• Système étudié {Plaquette} qui passe de  $T_1 = 300 \text{ K}$  à  $T_2 = 350 \text{ K}$ .  $C = 140 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$

• Les échanges d'énergie se font uniquement par le travail  $W$  des forces de frottement du disque sur la plaquette, immobile dans son référentiel.  $Q = 0$ .

• La variation d'énergie interne vaut :

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

$$\text{AN : } \Delta U = 140 \times (350 - 300) = 7 \text{ kJ}$$

• Bilan d'énergie : premier principe

$$\Delta U = W + Q$$

$$\Delta U = W + 0$$

$$W = 7 \text{ kJ}$$