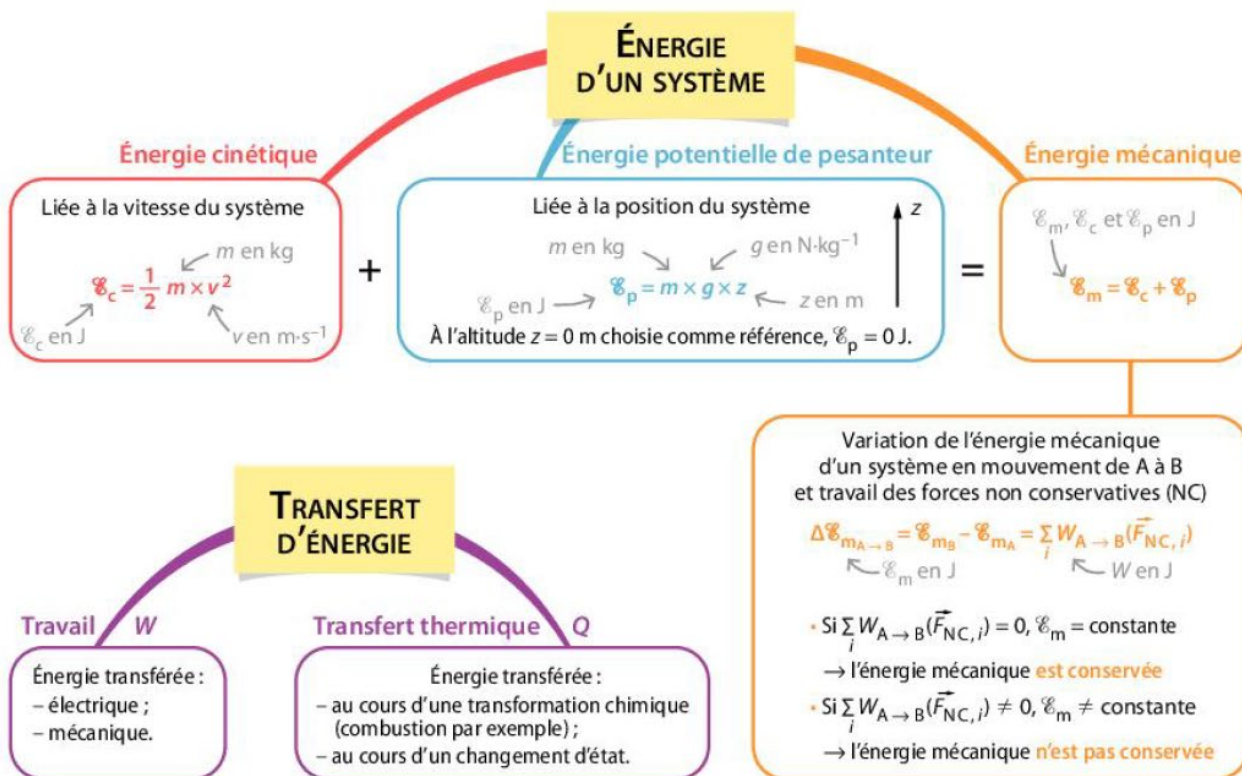
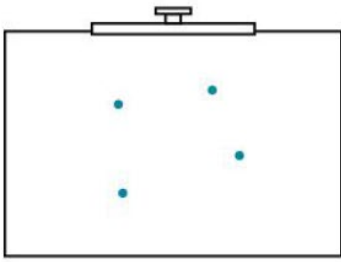


Vu
en 1^{re}L'énergie d'un système
et le transfert d'énergie

1 Le modèle du gaz parfait et quelques limites

A Comportement d'un gaz parfait



➤ Il n'y a pas d'interaction entre les entités éloignées ponctuelles.

B Volume du gaz parfait

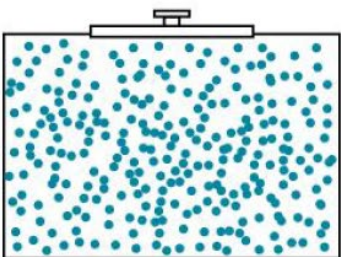
$$V = \frac{n \times R \times T}{P}$$

➤ Si la pression P du gaz parfait tend vers zéro, le volume V tend vers l'infini.

C Masse volumique du gaz parfait

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V} = \frac{P \times M}{R \times T}$$

D Comportement d'un gaz non modélisable par un gaz parfait



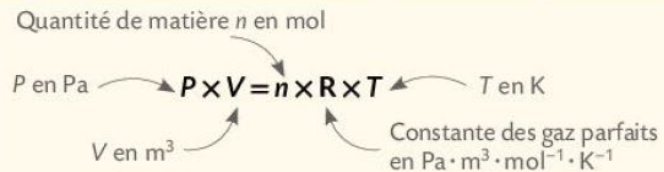
➤ Il existe de nombreuses interactions entre entités. Les entités ayant un volume propre non négligeable, le volume dont dispose le gaz est inférieur à celui de l'enceinte.

a. Modèle du gaz parfait

Le modèle du gaz parfait et l'équation d'état du gaz parfait ont été décrits p. 34 du chapitre 2. Les grandeurs **macroscopiques** de description du gaz parfait reflètent le comportement **microscopique** des entités (atomes, ions, molécules) qui le constituent (schéma A).

GAZ PARFAIT	
À l'échelle macroscopique	Comportement à l'échelle microscopique
Le gaz parfait est au repos à la température T (en K).	<ul style="list-style-type: none"> • Mouvement incessant et désordonné des entités du gaz, assimilées à des points matériels • Pas d'interaction entre elles
La pression P (en Pa) est faible.	<ul style="list-style-type: none"> • Pas de chocs entre les entités du gaz • Chocs seulement entre les entités du gaz et la paroi
La masse volumique $\rho = \frac{m}{V}$ (en $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$) est très faible.	Entités du gaz très éloignées les unes des autres

L'équation d'état du gaz parfait relie différentes grandeurs macroscopiques qui permettent de le décrire (doc. B et C) :



b. Quelques limites du modèle du gaz parfait

Si la pression et la masse volumique du gaz sont trop importantes, alors le modèle du gaz parfait n'est plus adapté (schéma D).

Le modèle du gaz parfait est adapté aux gaz à faible pression. Lorsque les entités ne sont pas ponctuelles et interagissent entre elles, le gaz **n'est pas modélisable** par un gaz parfait.

2 L'énergie interne et les modes de transfert de l'énergie

a. Énergie interne d'un système

Tout système macroscopique est composé d'un grand nombre d'entités microscopiques en mouvement et en interaction entre elles. Chacune possède une **énergie cinétique microscopique** liée à l'agitation thermique et une **énergie potentielle microscopique** liée à ses interactions avec les autres.

L'énergie interne U d'un système macroscopique est égale à la somme des énergies microscopiques (cinétique et potentielle) de toutes les entités microscopiques qui constituent le système.

INFO

* Le système est ici réduit à un objet macroscopique de taille raisonnable, ce qui exclut des systèmes définis à l'échelle astronomique.

b. Énergie totale d'un système

• L'énergie totale \mathcal{E}_{tot} d'un système* est la somme de ses énergies macroscopiques (cinétique \mathcal{E}_c et potentielle d'interaction \mathcal{E}_p) et de son énergie interne U :

$$\mathcal{E}_{\text{tot}} = \mathcal{E}_c + \mathcal{E}_p + U$$

• La variation d'énergie totale de ce système est la somme de la variation de son énergie interne et de la variation de son énergie mécanique :

$$\Delta \mathcal{E}_{\text{tot}} = \Delta \mathcal{E}_m + \Delta U$$

Lorsqu'un système est au repos macroscopique dans le référentiel d'étude, son énergie mécanique est constante. La **variation d'énergie totale** du système est alors égale à sa **variation d'énergie interne** :

$$\Delta \mathcal{E}_{\text{tot}} \text{ en J} \quad \xrightarrow{\quad} \quad \Delta \mathcal{E}_{\text{tot}} = \Delta U \quad \xleftarrow{\quad} \quad \Delta U \text{ en J}$$

c. Deux modes de transfert de l'énergie

• Le travail W et le transfert thermique Q sont les deux modes de transfert de l'énergie entre le système et le milieu extérieur.

Le **travail W** est un transfert d'énergie qui s'effectue macroscopiquement de manière ordonnée ; il est lié au déplacement du point d'application d'une force s'exerçant sur le système.

Le **transfert thermique Q** est un transfert d'énergie qui s'effectue microscopiquement de manière désordonnée entre le système et l'extérieur. Lorsqu'il existe une différence de température entre eux, ce transfert d'énergie se fait spontanément du corps le plus chaud vers le corps le plus froid.

Un transfert thermique a pour conséquence macroscopique une modification de la température ou un changement d'état physique du système.

• Le travail et le transfert thermique sont des grandeurs **algébriques**.

Par convention, le travail et le transfert thermique sont comptés :

- **positivement** s'ils sont **reçus** par le système ;
- **négativement** s'ils sont **cédés** par le système.

Exemple : Le système étudié est le **conducteur ohmique** du bain-marie de la photographie **E**. Il est alimenté par une source de tension, donc il **reçoit** de l'énergie sous forme de travail électrique compté **positivement**. Il **cède** de l'énergie au milieu extérieur (l'eau) sous forme de transfert thermique compté **négativement**. On peut illustrer ces transferts par une chaîne énergétique.



3 Le premier principe de la thermodynamique

a. Énoncé

L'énergie mécanique d'un système au repos macroscopique dans le référentiel d'étude est constante. Le premier principe de la thermodynamique relie alors la variation d'énergie interne aux transferts d'énergie.

RAPPEL

Le transfert thermique Q lors du changement d'état d'un système de masse m est $Q = m \times L$ avec L la chaleur latente de changement d'état en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$.

E Bain-marie



> Le bain-marie permet d'amener l'eau à la température souhaitée grâce à un chauffage homogène. Certains bains-marie peuvent porter l'eau à ébullition.



Du premier
principe au bilan
d'énergie

VIDÉO DE COURS

Le premier principe de la thermodynamique énonce que la **variation $\Delta U_{i \rightarrow f}$ d'énergie interne d'un système**, qui n'échange pas de matière avec l'extérieur, au repos macroscopique, et qui évolue d'un état initial à un état final, est égale à la somme des énergies échangées par le système avec l'extérieur, par **travail W** et/ou par **transfert thermique Q** :

$$\Delta U_{i \rightarrow f} \text{ en J} = W + Q$$

$W \text{ en J}$ $Q \text{ en J}$

b. Étude énergétique d'un système thermodynamique

Le premier principe de la thermodynamique permet d'établir le **bilan énergétique d'un système** qui n'échange pas de matière avec l'extérieur.

Pour établir un bilan d'énergie, il faut :

- **définir le système** au repos macroscopique, l'extérieur est alors le reste de l'Univers, et écrire le premier principe ;
- **relever tous les transferts d'énergie** ayant lieu entre le système et l'extérieur en repérant leur sens ; leur attribuer un signe positif si l'énergie entre dans le système et un signe négatif si elle en sort ;
- **effectuer la somme de tous ces transferts** : si la somme est positive, l'énergie interne du système a augmenté ; si elle est négative, l'énergie interne du système a diminué.

Vocabulaire

Un système est **incompressible** si sa masse volumique reste constante.

F Quelques capacités thermiques massiques

Matériau	$c \text{ (J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}\text{)}$
Aluminium Al(s)	897
Eau H ₂ O(s)	$2,06 \times 10^3$
Éthanol C ₂ H ₅ OH(l)	$2,44 \times 10^3$
Eau H ₂ O(l)	$4,18 \times 10^3$

➤ Le transfert thermique nécessaire pour élever de 1 °C la température de 1 kg d'eau est plus élevé pour l'eau liquide que pour l'eau solide.

G Un thé chaud



➤ Lorsque le système {liquide et tasse} se refroidit au contact de l'air et de la soucoupe, sa température diminue. Ainsi, son énergie interne diminue.

c. Énergie interne d'un système incompressible

- Plus la température d'un système **incompressible** augmente, plus l'énergie cinétique microscopique des entités qui le composent augmente, donc plus son énergie interne augmente.
- La capacité thermique d'un système est le produit de sa masse m et de sa capacité thermique massique c .

La **capacité thermique massique c** d'un système incompressible est l'énergie absorbée par 1 kg de ce système pour élever sa température de 1 °C, c'est-à-dire aussi de 1 K.

Elle dépend de la nature du système et de son état physique (tableau F).

- Si l'on connaît la température initiale et la température finale d'un système incompressible, on peut calculer sa variation d'énergie interne.

Lorsqu'un système incompressible de masse m et de capacité thermique massique c passe d'une température initiale T_i à une température finale T_f , sa **variation d'énergie interne $\Delta U_{i \rightarrow f}$** a pour expression :

$$\Delta U_{i \rightarrow f} \text{ en J} = m \times c \times (T_f - T_i) = m \times c \times (\theta_f - \theta_i)$$

$m \text{ en kg}$ $T \text{ en K}$ $\theta \text{ en } ^\circ\text{C}$
 $c \text{ en J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \text{ ou } \text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$

La variation ΔU d'énergie interne est positive si le système s'échauffe et négative si le système se refroidit (photographie G).

1 Le modèle du gaz parfait et quelques limites

- Ce modèle est limité à des gaz à faible pression et dont les entités ponctuelles n'interagissent pas.
- Le volume V du gaz, sa pression P , sa température T et sa quantité de matière n sont liés par l'équation d'état :

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

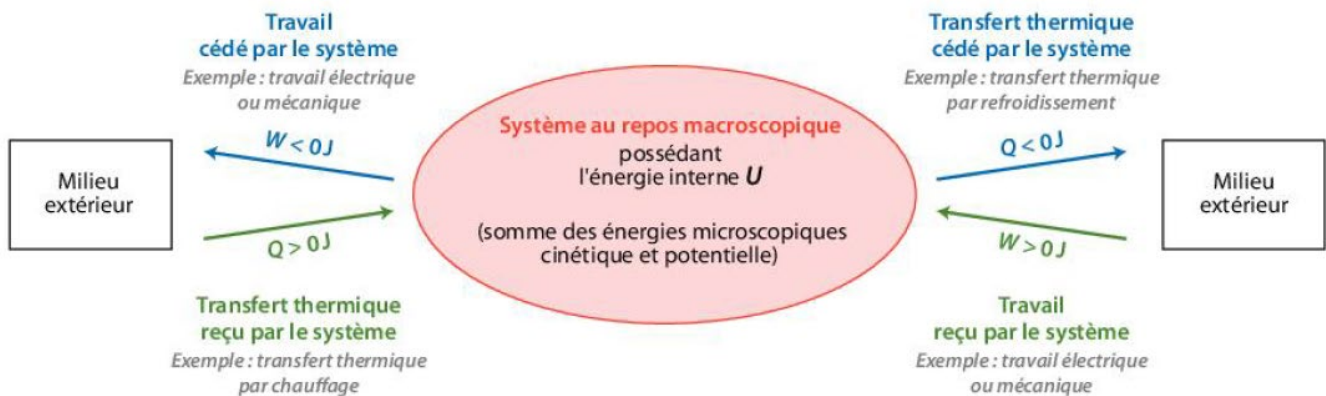
n en mol
 P en Pa
 V en m^3
 T en K
 Constante des gaz parfaits en $\text{Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Grandeur macroscopique	Propriété microscopique
Température T (en K)	Agitation des entités du gaz
Pression P (en Pa) faible	Peu de chocs et uniquement entre entités et parois
Masse volumique $\rho = \frac{m}{V}$ (en $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$) faible	Entités éloignées les unes des autres

2 L'énergie interne et les modes de transfert de l'énergie

Les entités microscopiques qui constituent un système possèdent de l'énergie cinétique et de l'énergie potentielle.

Deux modes de transfert de l'énergie :
 – le travail W
 – le transfert thermique Q



3 Le premier principe de la thermodynamique

Énoncé du premier principe

Variation d'énergie interne d'un système qui n'échange pas de matière avec l'extérieur, au repos macroscopique ($\Delta \mathcal{E}_m = 0$)

=

Somme des transferts d'énergie entre système et milieu extérieur par travail W et/ou transfert thermique Q

$$\Delta U_{i \rightarrow f} \text{ en J} \rightarrow \Delta U_{i \rightarrow f} = W + Q \leftarrow W \text{ et } Q \text{ en J}$$

Variation d'énergie interne $\Delta U_{i \rightarrow f}$

Pour un système incompressible de masse m et de capacité thermique massique c , dont la température varie :

$$\Delta U_{i \rightarrow f} \text{ en J} = m \times c \times (T_f - T_i) = m \times c \times (\theta_f - \theta_i)$$

m en kg
 c en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ou $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$
 T en K
 θ en $^\circ\text{C}$