

PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE – BILANS D'ÉNERGIE

I- Le modèle du gaz parfait et ses limites

1. Modèle du gaz parfait

Grandeurs utilisées à l'échelle macroscopique	Comportement à l'échelle microscopique
Température (absolue) T en K	<ul style="list-style-type: none">• mouvement brownien (désordonné et incessant) des particules (atomes, ions ou molécules)• particules de taille négligeable devant la distance qui les sépare• particules sans interaction entre elles
pression P en Pa faible	<ul style="list-style-type: none">• pas de chocs entre particules• chocs des particules contre les parois du récipient
masse volumique $\rho = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V}$ faible	<ul style="list-style-type: none">• distance entre les particules grande devant la taille des particules

L'équation d'état du gaz parfait relie les grandeurs macroscopiques entre elles :

$$pV=nRT$$

p en Pa, V en m³, n en mol, T en K (T(K) = θ (°C) + 273)

R=8,314 Pa.m³.mol⁻¹.K⁻¹ constante des gaz parfaits

2. Quelques limites du modèle

Ce modèle est adapté aux gaz à faible pression.

Il est inadapté à un gaz composé de particules trop grosses ou en interaction.

II- Effectuer un bilan d'énergie sur un système

1. Énergie interne U d'un système

Tout système macroscopique est composé de particules microscopiques en mouvement et éventuellement en interaction.

Chaque particule possède donc une énergie cinétique microscopique (liée au mouvement brownien appelé aussi agitation thermique) et une énergie potentielle microscopique d'interactions entre particules.

L'énergie interne d'un système, notée U et exprimée en J, est la somme des énergies microscopiques (cinétique et potentielle) des particules constituant le système.

Rque : il est difficile de déterminer l'énergie interne d'un système au niveau microscopique, par contre on peut évaluer sa variation au niveau macroscopique car elle est liée à la variation de température.

La variation d'énergie interne ΔU d'un système incompressible (un liquide ou un solide) de masse m qui passe de la température T_i à la température T_f est :

$$\Delta U= m \times c \times (T_f - T_i)$$

avec c capacité thermique massique du système en J.kg⁻¹.K⁻¹.

La capacité thermique massique c d'un système incompressible est l'énergie nécessaire pour que 1 kg de ce système élève sa température de 1°C ou de 1K.

Elle dépend de la nature du système et de son état physique.

$\Delta U > 0$ si le système se réchauffe. $\Delta U < 0$ si le système se refroidit.

2. Énergie totale d'un système

L'énergie totale E_{tot} d'un système est la somme de ses énergies macroscopiques (énergie cinétique + énergie potentielle = énergie mécanique) et de son énergie interne.

$$E_{\text{tot}} = E_c + E_p + U = E_m + U$$

La variation d'énergie totale d'un système est la somme de la variation de son énergie mécanique et de la variation de son énergie interne.

$$\Delta E_{\text{tot}} = \Delta E_m + \Delta U$$

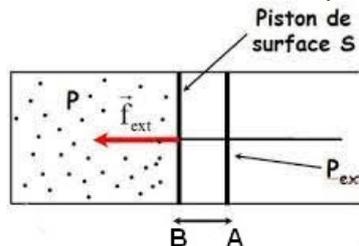
Pour un système dont l'énergie mécanique est constante (par exemple un système au repos dans le référentiel d'étude, mais pas seulement, voir en mécanique), $\Delta E_m = 0$, la variation d'énergie totale du système est alors la variation de son énergie interne : $\Delta E_{\text{tot}} = \Delta U$

Pourquoi l'énergie d'un système varie t-elle ? par transfert d'énergie

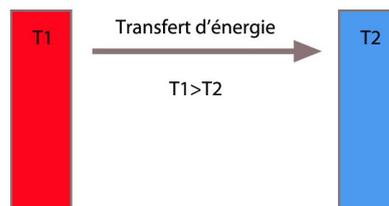
3. Modes de transfert de l'énergie

Il existe deux types de transferts d'énergie entre un système et le milieu extérieur :

- le travail W , (transfert macroscopique) lié au déplacement du point d'application d'une force s'exerçant sur le système.
exemple : travail des forces de pression ou travail électrique



- le transfert thermique Q , (transfert microscopique désordonnée, agitation moléculaire) lorsqu'il existe une différence de température entre le système et le milieu extérieur. Il se fait spontanément du corps chaud vers le corps froid. Il conduit à une modification de température ou à un changement d'état.



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

Ils sont **positifs** lorsqu'ils sont **reçus** par le système et **négatifs** lorsqu'ils sont **cédés** par le système.

III- Premier principe de la thermodynamique

1. Énoncé

On considère un système qui n'échange pas de matière avec l'extérieur, qui n'est pas en mouvement macroscopique et qui évolue d'un état initial à un état final.

La variation d'énergie interne $\Delta U = U_f - U_i$ de ce système est la somme du travail W et du transfert thermique Q échangés avec l'extérieur : $\Delta U = W + Q$

2. Appliquer le premier principe

Il faut faire le bilan d'énergie d'un système :

- Définir le **système** au repos (le reste est appelé extérieur)
- Relever tous les **transferts d'énergie** et préciser leur signe
- Écrire le **premier principe**
- Effectuer la somme de ces transferts : si elle est positive, l'énergie interne U du système augmente. Si elle est négative, l'énergie interne U du système diminue.

Exemples : de transferts d'énergie

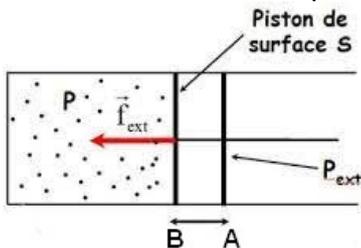
1. Travail électrique :



2. Transfert d'énergie par changement d'état :

Dans le cas où le système change d'état, on sait calculer le transfert thermique Q échangé par un système de masse m avec l'extérieur : $Q = m \times L$
avec L énergie massique de changement d'état en $J \cdot kg^{-1}$ (positif pour une fusion, négatif pour une solidification)

3. Travail de force de pression (hors programme)



On peut exprimer le travail W des forces de pression \vec{f}_{ext} exercées sur le fluide lorsque le piston se déplace de A vers B :

$$W = \vec{f}_{ext} \cdot \vec{AB} = f_{ext} \times AB$$

exercice 16 page 313

exercice résolu 2 page 311

exercice22 page 314

exercice 24 page 315

exercice corrigé 23 page 315

exercice 8 page 312