

Fiche de cours Gaz parfait et premier principe

L'essentiel du chapitre en deux pages

définitions · lois · méthodes · à savoir par cœur

1 LE MODÈLE DU GAZ PARFAIT

Définition. Dans le modèle du **gaz parfait**, les entités (atomes ou molécules) sont *ponctuelles* — leur volume propre est négligeable devant celui du récipient —, elles n'ont *aucune interaction* entre elles, et leurs chocs sur les parois sont *élastiques*. Elles sont animées d'un mouvement désordonné permanent : l'**agitation thermique**.

Propriété — interprétation microscopique. La **pression** P résulte des chocs incessants des entités sur les parois : elle augmente si les chocs sont plus fréquents (plus d'entités, volume plus petit) ou plus violents. La **température thermodynamique** T mesure l'**énergie cinétique moyenne** d'agitation d'une entité : elle est d'autant plus grande que les entités vont vite. La **masse volumique** $\rho = m/V$ traduit, pour un gaz donné, le nombre d'entités par unité de volume.

Remarque. Le modèle cesse d'être valable à *forte pression* (le volume propre des entités n'est plus négligeable) et à *basse température* (les interactions attractives deviennent sensibles : le gaz se liquéfie).

2 ÉQUATION D'ÉTAT

Propriété. Pour n moles de gaz parfait : $PV = nRT$ avec P en Pa, V en m^3 , n en mol, $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ et T en K, avec $T (\text{K}) = \theta (^\circ\text{C}) + 273,15$. En conséquence, pour un gaz de masse molaire M : $\rho = \frac{m}{V} = \frac{nM}{V} = \frac{PM}{RT}$.

Notation. Une transformation est **isotherme** si T est constante (alors $PV = \text{constante}$: loi de Mariotte), **isobare** si P est constante ($V/T = \text{constante}$), **isochore** si V est constant ($P/T = \text{constante}$). Entre deux états d'une même quantité de gaz : $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$.

Méthode — appliquer $PV = nRT$. convertir d'abord toutes les grandeurs en unités du système international (Pa, m^3 , K); ne jamais utiliser de température en $^\circ\text{C}$ dans cette relation.

3 ÉNERGIE INTERNE

Définition. L'**énergie interne** U d'un système (en J) est la somme des énergies *microscopiques* qu'il contient : énergies cinétiques d'agitation des entités et énergies potentielles d'interaction entre elles. Elle ne comprend ni l'énergie cinétique d'ensemble ni l'énergie potentielle de pesanteur du système.

Propriété. Pour un **système incompressible** (solide ou liquide), U ne dépend que de la température :

$$\Delta U = mc\Delta T = C\Delta T$$

où c est la **capacité thermique massique** ($\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$), $C = mc$ la capacité thermique du système ($\text{J} \cdot \text{K}^{-1}$) et $\Delta T = T_f - T_i$. Une variation de température a la même valeur en K et en $^\circ\text{C}$.

Propriété — changement d'état. À température constante, la fusion, la vaporisation ou leur inverse mettent en jeu $Q = \pm mL$, où L est l'**énergie massique de changement d'état** ($\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$) : $Q > 0$ pour une fusion ou une vaporisation (le système reçoit), $Q < 0$ pour une solidification ou une liquéfaction.

4 PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

Théorème. Pour un système fermé au repos évoluant d'un état initial à un état final :

$$\Delta U = W + Q$$

W (travail) et Q (transfert thermique, ou chaleur) sont exprimés en J et **comptés positivement lorsqu'ils sont reçus** par le système, négativement lorsqu'ils sont cédés.

Remarque. U est une propriété du système, qui ne dépend que de son état; W et Q décrivent des *transferts* entre le système et l'extérieur au cours de la transformation. Pour un système incompressible, W est négligeable et $\Delta U = Q$.

Propriété — sens du transfert thermique. Le transfert thermique se fait spontanément du corps le plus chaud vers le corps le plus froid, jusqu'à l'**équilibre thermique** (températures égales). Dans un ensemble thermiquement isolé (calorimètre), l'énergie interne totale se conserve : $\sum Q_i = 0$.

Propriété — puissance et rendement. $E = \mathcal{P} \Delta t$ ($\mathcal{P}$ en W, Δt en s); $\eta = \frac{E_{\text{utile}}}{E_{\text{consommée}}} \leq 1$; $1 \text{ kW} \cdot \text{h} = 3,6 \times 10^6 \text{ J}$.

Méthode — mener un bilan d'énergie. définir le système et son état initial; écrire $\Delta U = W + Q$; exprimer chaque terme ($m c \Delta T$, $m L_f$, $\mathcal{P} \Delta t$); résoudre en littéral, puis faire l'application numérique avec des unités SI.

■ DONNÉES — Valeurs de référence

$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $P_{\text{atm}} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$ • $c_{\text{eau}} = 4,18 \times 10^3 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ • $c_{\text{alu}} = 9,0 \times 10^2 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ •
 $L_f(\text{eau}) = 3,34 \times 10^5 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1}$ • $L_v(\text{eau}) = 2,26 \times 10^6 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1}$ • $M(\text{air}) = 29,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

5 SAVOIR-FAIRE DU CHAPITRE

► SAVOIR-FAIRE

- Énoncer les hypothèses du modèle du gaz parfait et ses limites; relier P , T et ρ à l'échelle microscopique.
- Exploiter $PV = nRT$ et $\rho = PM/(RT)$; identifier une transformation isotherme, isobare ou isochore.
- Distinguer variation d'énergie interne et transferts; prévoir le sens d'un transfert thermique.
- Calculer $\Delta U = mc\Delta T$ et l'énergie d'un changement d'état; déterminer une température d'équilibre.
- Mener un bilan d'énergie : durée de chauffage, puissance, rendement d'un dispositif.

6 EXEMPLES TYPES

★ EXEMPLE — volume molaire et masse volumique

À $\theta = 20^\circ\text{C}$ et P_{atm} , $T = 293,15 \text{ K}$ et une mole de gaz parfait occupe $V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,00 \times 8,314 \times 293,15}{1,013 \times 10^5} = 2,41 \times 10^{-2} \text{ m}^3 = 24,1 \text{ L}$. L'air y a pour masse volumique $\rho = \frac{PM}{RT} = 1,21 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

★ EXEMPLE — durée de chauffage

Une bouilloire de puissance $\mathcal{P} = 2,00 \text{ kW}$ porte $m = 1,50 \text{ kg}$ d'eau de 20°C à 100°C . L'eau est incompressible : $\Delta U = Q = m c_{\text{eau}} \Delta T = 1,50 \times 4,18 \times 10^3 \times 80 = 5,02 \times 10^5 \text{ J}$. Si tout le transfert est utile, $\Delta t = Q/\mathcal{P} = 251 \text{ s}$, soit environ 4 min.

★ EXEMPLE — équilibre thermique avec changement d'état

Un glaçon de $m = 50,0 \text{ g}$ à 0°C est placé dans $m' = 300 \text{ g}$ d'eau à $25,0^\circ\text{C}$, dans un calorimètre de capacité négligeable. Le glaçon fond ($+m L_f$) puis l'eau obtenue s'échauffe; l'eau initiale se refroidit. $\sum Q_i = 0$ s'écrit $m L_f + m c_{\text{eau}} (\theta_f - 0) + m' c_{\text{eau}} (\theta_f - 25,0) = 0$, d'où $\theta_f = 10,0^\circ\text{C}$.

✗ PIÈGES

- Utiliser des $^\circ\text{C}$, des litres ou des bars dans $PV = nRT$: cette relation exige les unités SI et T en kelvins.
- Écrire ΔT en kelvins mais T en degrés Celsius : une *variation* a la même valeur dans les deux unités, une température non.
- Confondre U (propriété du système) et Q (transfert) : on ne dit pas qu'un corps « contient de la chaleur ».
- Oublier les signes : $Q < 0$ pour le corps qui se refroidit; dans un calorimètre, la somme de tous les transferts est nulle.
- Oublier l'énergie de changement d'état : tant que la glace fond, la température reste à 0°C .