

Modèle du gaz parfait

Cours de sciences physiques - niveau Terminale

*Un pneu qui chauffe pendant un long trajet gonfle légèrement, une bouteille de plongée contient l'air de plusieurs mètres cubes dans quelques litres : ces comportements se décrivent avec un modèle simple, le **gaz parfait**. Il relie la pression, le volume, la température et la quantité de matière d'un gaz, et donne un sens microscopique à la température.*

Ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

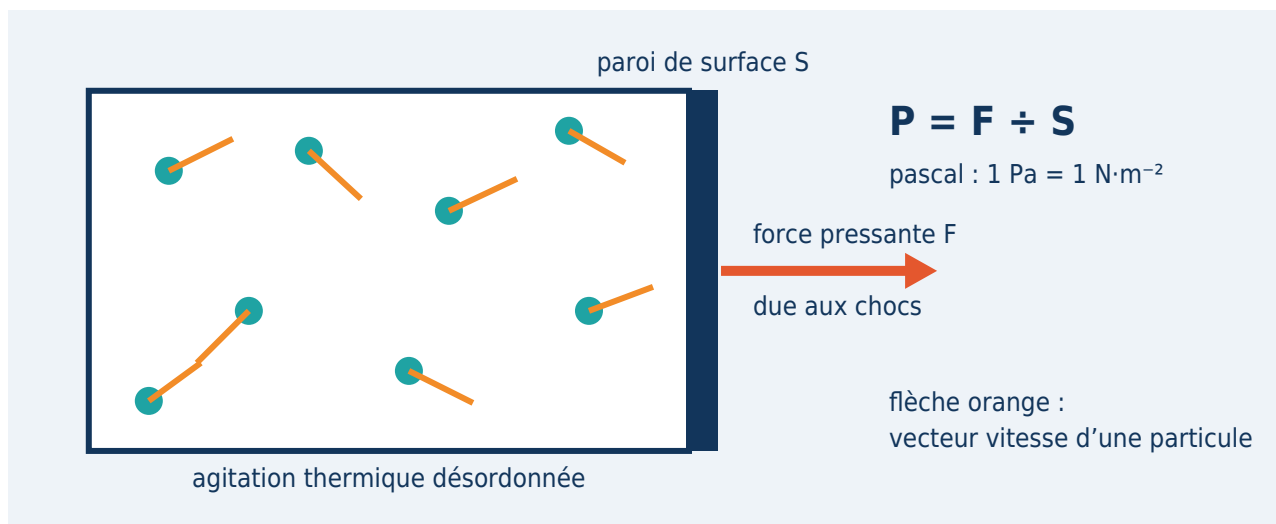
Le modèle du gaz parfait : description microscopique

Un gaz est formé de particules (atomes ou molécules) très espacées, en mouvement permanent et désordonné : c'est l'**agitation thermique**. Les particules se déplacent en ligne droite entre deux chocs avec les autres particules ou avec les parois du récipient.

DÉFINITION

Le **modèle du gaz parfait** décrit un gaz dont les particules sont assimilées à des points, sans interaction entre elles en dehors des chocs. Ce modèle est d'autant plus valable que le gaz est dilué (pression faible) et que sa température est éloignée de celle de la liquéfaction.

La **pression** traduit l'effet des chocs des particules sur une paroi : à chaque choc, la paroi reçoit une petite force ; la somme de ces forces, répartie sur la surface, donne la force pressante.



Dans un gaz, les chocs incessants des particules sur une paroi produisent la force pressante F , donc la pression $P = F \div S$.

Les grandeurs qui décrivent un gaz

Quatre grandeurs décrivent l'état d'un gaz : la **pression** P en pascals (Pa), le **volume** V en mètres cubes (m^3), la **température absolue** T en kelvins (K) et la **quantité de matière** n en moles (mol).

- $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$; $1 \text{ hPa} = 100 \text{ Pa}$; la pression atmosphérique normale vaut environ $1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$.
- $1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$; $1 \text{ mL} = 10^{-6} \text{ m}^3$.
- $T (\text{K}) = \theta (^\circ\text{C}) + 273,15$; le zéro absolu, $T = 0 \text{ K}$, correspond à $-273,15 \text{ }^\circ\text{C}$.
- $n = N \div N_A$, avec $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ la constante d'Avogadro.

ERREUR FRÉQUENTE

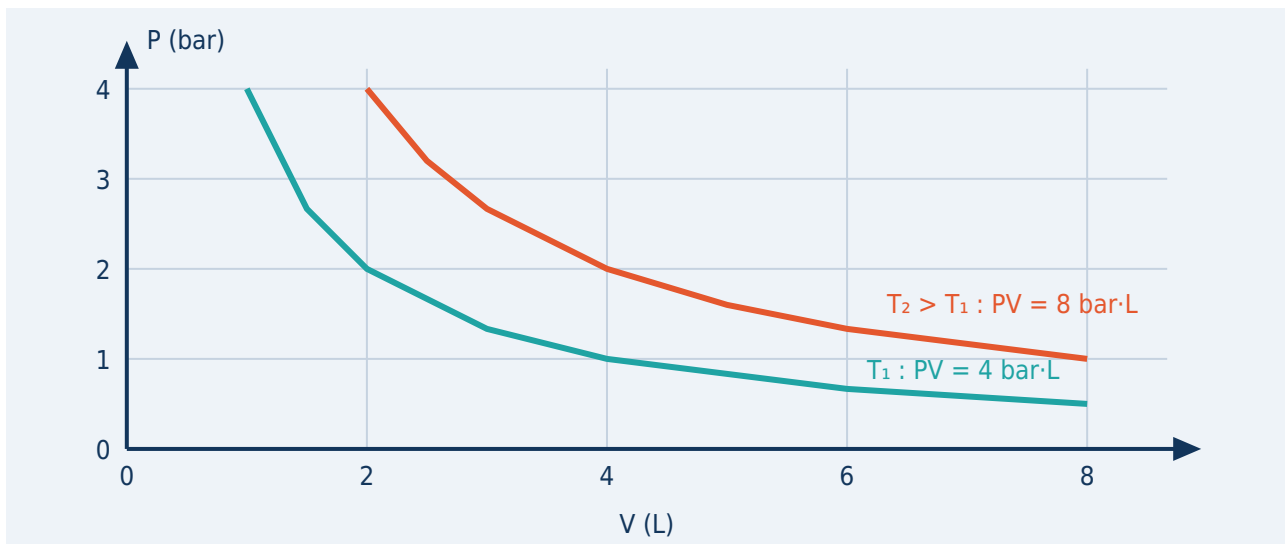
Dans toutes les lois des gaz, la température doit être en **kelvins**, la pression en **pascals** et le volume en **m^3** lorsqu'on utilise $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Un rapport de deux pressions ou de deux volumes peut se faire dans n'importe quelle unité commune, mais pas un rapport de températures en $^\circ\text{C}$.

Les lois de Boyle-Mariotte et de Gay-Lussac

À température et quantité de matière constantes, le produit de la pression par le volume est constant : c'est la **loi de Boyle-Mariotte**. À volume et quantité de matière constants, la pression est proportionnelle à la température absolue : c'est la **loi de Gay-Lussac**.

LOI

Boyle-Mariotte : $P_1 V_1 = P_2 V_2$ (T et n constants). **Gay-Lussac** : $P_1 \div T_1 = P_2 \div T_2$ (V et n constants), avec T en kelvins.

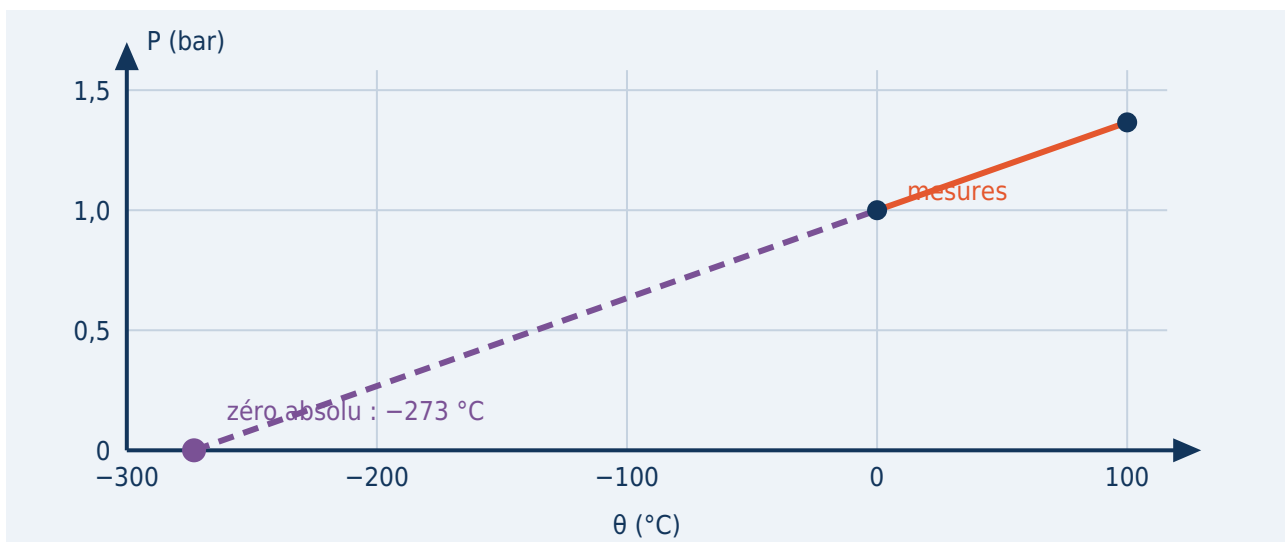


Deux isothermes : plus la température est élevée, plus l'hyperbole est éloignée de l'origine.

APPLICATIONS NUMÉRIQUES

Boyle-Mariotte. Un gaz occupe 2,0 L sous 1,0 bar. Comprimé lentement à 0,50 L, à température constante : $P_2 = P_1 V_1 \div V_2 = 1,0 \times 2,0 \div 0,50 = \mathbf{4,0 \text{ bar}}$. **Gay-Lussac.** Un pneu gonflé à 2,2 bar (pression absolue) à 20 °C (293 K) est chauffé à 50 °C (323 K), volume supposé constant : $P_2 = 2,2 \times 323 \div 293 \approx \mathbf{2,4 \text{ bar}}$.

La loi de Gay-Lussac permet de définir le **zéro absolu**. Si l'on trace la pression d'un gaz à volume constant en fonction de la température en °C, on obtient une droite qui, prolongée, coupe l'axe des abscisses vers -273 °C : à cette température la pression s'annulerait (plus de chocs, plus d'agitation).



À volume constant, la droite $P(\theta)$ extrapolée coupe l'axe des abscisses à -273 °C : c'est le zéro absolu.

L'équation d'état du gaz parfait

Les deux lois précédentes, et le fait que P est aussi proportionnelle à n, se résument en une seule équation, qui relie les quatre grandeurs d'état.

FORMULE À RETENIR

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

P en Pa, V en m³, n en mol, T en K, R = 8,314 J·mol⁻¹·K⁻¹ (constante des gaz parfaits).
On a aussi $R = N_A \times k_B$ avec $k_B = 1,381 \times 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$.

APPLICATION NUMÉRIQUE

Une bouteille de plongée de volume 12,0 L contient de l'air à 200 bar et 20 °C. $n = PV \div (RT) = 2,00 \times 10^7 \times 1,20 \times 10^{-2} \div (8,314 \times 293) = 2,40 \times 10^5 \div 2\,436 = \mathbf{98,5 \text{ mol}}$.
Le volume molaire à 20 °C et 1,013 bar est $V_m = RT \div P = 8,314 \times 293 \div 1,013 \times 10^5 = 2,40 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$, soit **24,0 L·mol⁻¹**. À 0 °C (273,15 K), on trouve 22,4 L·mol⁻¹.

On en déduit la **masse volumique** d'un gaz de masse molaire M : $\rho = m \div V = n M \div V = \mathbf{P M \div (R T)}$. Pour l'air ($M = 29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) à 20 °C et $1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$: $\rho = 1,013 \times 10^5 \times 0,029 \div (8,314 \times 293) \approx \mathbf{1,21 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}}$. L'air chaud est moins dense que l'air froid : c'est le principe de la montgolfière.

Le sens microscopique de la température

Pour un gaz parfait monoatomique, l'énergie cinétique de translation moyenne d'une particule est proportionnelle à la température : $E_c = (3/2) k_B T$. La vitesse quadratique moyenne d'une particule de masse m se déduit de $\frac{1}{2} m v^2 = (3/2) k_B T$, ce qui donne, avec la masse molaire M :

FORMULE À RETENIR

$$v = \sqrt{(3 R T \div M)}$$

v en m·s⁻¹, M en kg·mol⁻¹, T en K. L'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend que de T : pour n moles d'un gaz monoatomique, $U = (3/2) n R T$, donc $\Delta U = (3/2) n R \Delta T$.

APPLICATION NUMÉRIQUE

Pour le diazote ($M = 28,0 \times 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$) à 293 K : $v = \sqrt{(3 \times 8,314 \times 293 \div 0,0280)} = \sqrt{(2,61 \times 10^5)} \approx \mathbf{5,1 \times 10^2 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}$, soit environ 1 840 km·h⁻¹. Pour l'hélium ($M = 4,00 \times 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$) à la même température : $v \approx \mathbf{1,35 \times 10^3 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}$: à même température, la particule la plus légère est la plus rapide. L'énergie cinétique moyenne est la même : $(3/2) \times 1,381 \times 10^{-23} \times 293 \approx 6,07 \times 10^{-21} \text{ J}$.

Les limites du modèle

Le modèle du gaz parfait néglige le volume propre des particules et leurs interactions. À haute pression, les particules sont proches : leur volume n'est plus négligeable et les forces d'attraction ou de répulsion se font sentir. À basse température, proche de la liquéfaction, les interactions deviennent importantes. Dans ces cas, on parle de **gaz réel** et les écarts à $PV = nRT$ peuvent atteindre plusieurs pour cent. Dans les conditions usuelles (pression proche de 1 bar, température ambiante), le modèle est très satisfaisant.

L'essentiel à retenir

- Gaz parfait : particules ponctuelles, sans interaction hors chocs ; la pression vient des chocs sur les parois : $P = F \div S$.
- Unités : P en Pa, V en m^3 , T en K ($T = \theta + 273,15$), n en mol ; $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
- Boyle-Mariotte : PV constant (T, n constants) ; Gay-Lussac : $P \div T$ constant (V, n constants).
- Équation d'état : $PV = nRT$, $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $V_m \approx 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 20°C sous 1,013 bar.
- Masse volumique : $\rho = PM \div (RT)$.
- $E_c = (3/2) k_B T$; $v = \sqrt{3RT \div M}$; $U = (3/2) nRT$ pour un gaz monoatomique.
- Le modèle est valable à pression faible et loin de la liquéfaction ; au-delà, on parle de gaz réel.