

Les gaz

Un gaz ne se voit pas, ne se tient pas, et remplit pourtant tout ce qu'on lui offre. Pour le décrire, la première a fourni trois grandeurs qui se mesurent — masse volumique, pression, température — et une clé de lecture : derrière ces trois nombres, il n'y a qu'une seule réalité, des milliards de molécules en mouvement.

1. Les trois grandeurs macroscopiques

Un gaz enfermé dans une enceinte se décrit, à notre échelle, par trois grandeurs dites **macroscopiques** — trois nombres qu'un capteur sait donner sans jamais voir une molécule.

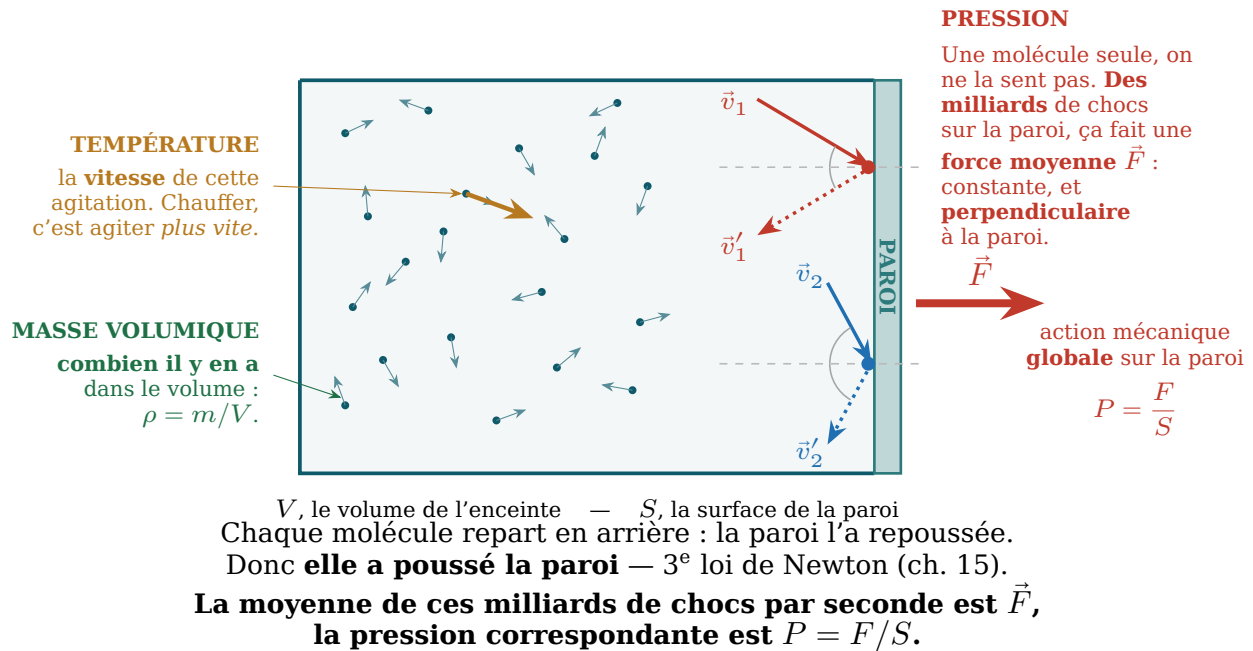
Grandeurs macroscopiques d'un gaz

- La **masse volumique** $\rho = \frac{m}{V}$ (en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$) : la masse contenue dans chaque unité de volume.
- La **pression** P (en **pascals**, Pa) : l'intensité de l'action qu'exerce le gaz sur chaque unité de surface des parois. On la mesure au **manomètre**. Unités usuelles : 1 bar = 10^5 Pa ; 1 hPa = 100 Pa.
- La **température** θ (en degrés Celsius, °C) : repérée au **thermomètre**.

Exemple. L'air de la pièce : $\rho = 1,2 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$ (mille fois moins que l'eau), $P = 1013$ hPa soit environ 1 bar, $\theta = 20$ °C. Ces trois nombres suffisent à dire dans quel **état** se trouve le gaz.

2. Ce qu'il y a dessous : le lien microscopique-macroscopique

À l'échelle **microscopique**, un gaz est un immense désordre : des molécules très éloignées les unes des autres, qui filent en ligne droite, se choquent et repartent — dans tous les sens, à des vitesses de plusieurs centaines de mètres par seconde.



Aucune molécule n'a de « pression » ni de « température » : ces grandeurs n'existent que pour la foule. Elles sont la moyenne, à notre échelle, de ce qui se passe à la leur. On **mesure** trois grandeurs, mais il ne se passe qu'**une** seule chose là-dedans : des milliards de particules qui s'agitent et qui rebondissent.

Interprétation microscopique

Le lien entre les deux échelles, à connaître qualitativement :

- la **température** traduit la **vitesse d'agitation** des molécules — chauffer un gaz, c'est agiter ses molécules plus vite ;
- la **pression** traduit les **chocs** des molécules sur les parois — chocs plus violents (agitation) ou plus fréquents (molécules plus nombreuses, ou plus serrées) signifient pression plus grande ;
- la **masse volumique** traduit le **nombre de molécules** présentes dans chaque unité de volume.

Exemple. Gonfler un pneu, c'est entasser plus de molécules dans le même volume : la masse volumique augmente et les chocs sur les parois deviennent plus fréquents, la pression monte. Le laisser en plein soleil, c'est agiter les mêmes molécules plus vite : chocs plus violents, la pression monte aussi.

3. Les forces pressantes

La pression n'est pas qu'un nombre sur un manomètre : le gaz **pousse** réellement sur tout ce qui le borde.

Force pressante

Un gaz à la pression P exerce sur une paroi plane de surface S une **force pressante** perpendiculaire à la paroi, dirigée vers l'extérieur du gaz, d'intensité

$$F = P \times S \quad (F \text{ en N, } P \text{ en Pa, } S \text{ en m}^2).$$

Exemple. Sur une porte de $2,0 \text{ m} \times 0,80 \text{ m}$ ($S = 1,6 \text{ m}^2$), l'air ambiant appuie avec $F = PS = 1,013 \times 10^5 \times 1,6 = 1,6 \times 10^5 \text{ N}$ — le poids d'une quinzaine de tonnes. Si la porte ne cède pas, c'est que l'air de l'autre côté pousse **tout aussi fort en sens inverse** : seule une **différence** de pression produit un effet visible. C'est elle qui plaque la ventouse au mur ou fait claquer la porte dans un courant d'air.

4. La loi de Mariotte

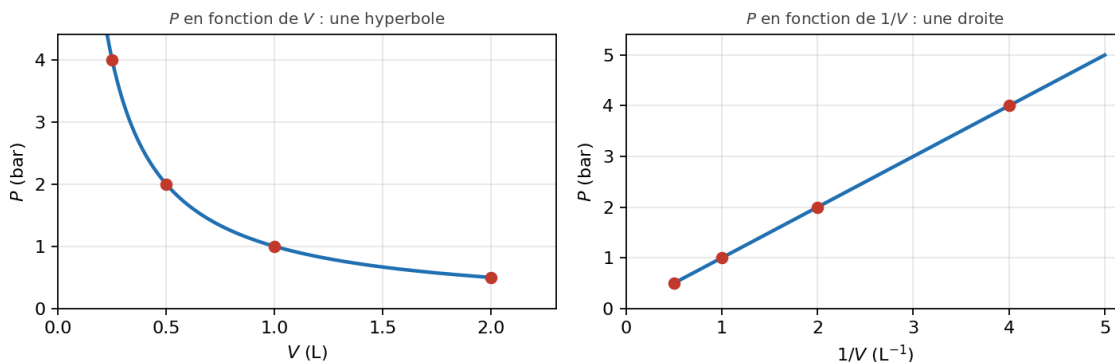
Comprimons lentement un gaz avec une seringue bouchée, en le laissant rester à la température de la pièce : quand le volume diminue, la pression monte — et le produit des deux ne bouge pas.

Loi de Mariotte

À température constante, pour une quantité de gaz donnée, le produit de la pression par le volume reste constant :

$$P \times V = \text{constante} \quad (\text{à } T \text{ fixée}).$$

À température fixée, $P \times V$ ne change pas — c'est la loi de Mariotte (1662)



La lecture microscopique est immédiate : réduire le volume de moitié, c'est serrer les mêmes molécules dans deux fois moins de place — elles frappent les parois deux fois plus souvent, et la pression double.

Exemple. Une seringue bouchée contient 60 mL d'air à 1013 hPa. On enfonce le piston jusqu'à 20 mL, sans que la température change :

$$P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{1013 \times 60}{20} = 3,0 \times 10^3 \text{ hPa,}$$

soit environ 3 bars — le pouce le sent très bien.

5. Les changements d'état

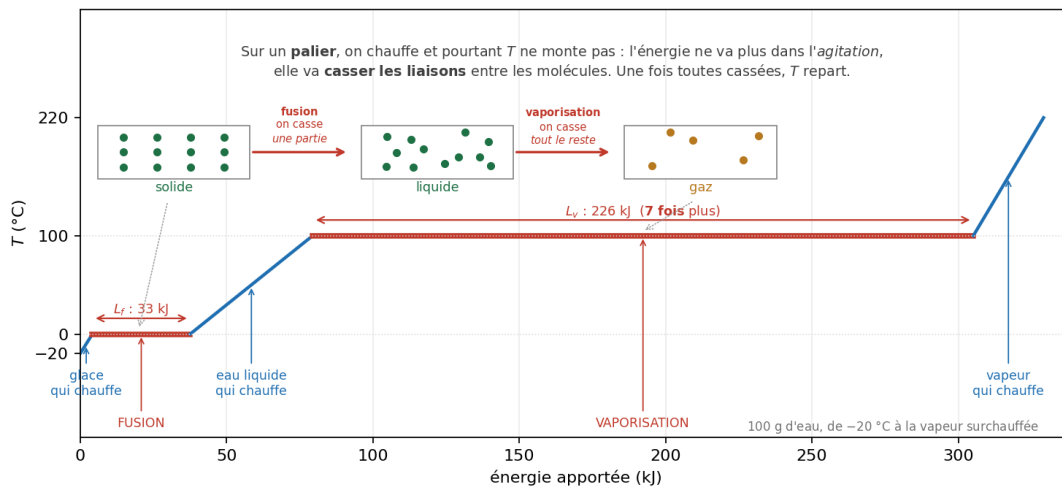
Un corps pur existe sous trois états — solide, liquide, gaz — selon la force des **liaisons** entre ses molécules : toutes liées en réseau (solide), liées mais mobiles (liquide), libres et éloignées (gaz). Passer de l'un à l'autre se paie en énergie.

Changement d'état et énergie

- Pendant un **changement d'état** d'un corps pur, la température reste **constante** : c'est le **palier** de température. L'énergie fournie ne sert pas à agiter les molécules plus vite, mais à **casser leurs liaisons** (fusion, vaporisation); en sens inverse (solidification, liquéfaction), le corps **libère** cette énergie en reformant ses liaisons.
- L'énergie à fournir pour changer l'état d'une masse m est

$$Q = m \times L \quad (Q \text{ en J, } m \text{ en kg}),$$

où L (en $\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$) est l'**énergie massique de changement d'état** (ou **chaleur latente**), propre au corps et au changement considérés.



Exemple. Pour l'eau, $L_{\text{fusion}} = 334 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$ et $L_{\text{vaporisation}} = 2257 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$. Faire fondre 100 g de glace coûte $Q = m L = 0,100 \times 334 = 33,4 \text{ kJ}$; vaporiser les mêmes 100 g d'eau coûte 225,7 kJ — **presque sept fois plus**. Désorganiser le réseau de la glace ne demande que d'en desserrer les liaisons; vaporiser exige de les casser **toutes**, pour disperser les molécules une à une.

Pièges fréquents

- **Chauffer n'élève pas toujours la température** : pendant un changement d'état, elle reste bloquée sur le palier — l'énergie part dans les liaisons, pas dans l'agitation.
- **Mariotte exige une température constante** (et une quantité de gaz fixée) : comprimer vite chauffe le gaz, et PV ne se conserve plus.
- **Les molécules ne changent pas** quand on chauffe ou qu'on comprime : elles ne gonflent pas, ne ramollissent pas — elles vont plus vite, ou sont plus serrées. Ce qui change est **collectif**, jamais individuel.
- $F = PS$ **réclame des unités cohérentes** : P en pascals et S en m^2 — les hectopascals et les cm^2 mènent droit à l'erreur.
- **Une seule pression ne fait rien** : plaquage, aspiration, claquage ne s'expliquent que par une **différence** de pression entre les deux faces.

6. Auto-test

Répondez avant de regarder les corrigés.

1. Une salle de classe mesure $8,0 \times 7,0 \times 3,0$ m. Quelle masse d'air contient-elle ($\rho = 1,2 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$) ?
2. Calculer la force pressante exercée par l'atmosphère ($P = 1,013 \times 10^5$ Pa) sur une vitre de $1,2 \text{ m} \times 0,90 \text{ m}$. Pourquoi la vitre ne casse-t-elle pas ?
3. Une seringue bouchée contient 60 mL d'air à 1013 hPa. Quelle est la pression si on enfonce le piston jusqu'à 15 mL à température constante ?
4. Vrai ou faux : « quand on chauffe un gaz, ses molécules se dilatent ».
5. Un glaçon de 25 g sort du congélateur à 0°C . Quelle énergie faut-il pour le faire fondre entièrement ($L_{\text{fusion}} = 334 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$) ? Pendant la fonte, le thermomètre planté dans le mélange reste à 0°C : où passe l'énergie fournie ?

Corrigés

1. $V = 8,0 \times 7,0 \times 3,0 = 168 \text{ m}^3$, d'où $m = \rho V = 1,2 \times 168 = 2,0 \times 10^2 \text{ kg}$ — deux quintaux d'air : la salle en contient plus lourd que la plupart de ses occupants réunis.
2. $S = 1,2 \times 0,90 = 1,1 \text{ m}^2$, d'où $F = PS = 1,013 \times 10^5 \times 1,1 = 1,1 \times 10^5 \text{ N}$. La vitre tient parce que l'air intérieur exerce la même force en sens inverse : la **différence** de pression entre ses deux faces est quasi nulle.
3. Mariotte : $P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{1013 \times 60}{15} = 4,1 \times 10^3 \text{ hPa}$, environ 4 bars.
4. **Faux**. Les molécules restent identiques à elles-mêmes : chauffer un gaz, c'est augmenter leur **vitesse d'agitation**, pas leur taille. (La dilatation d'un gaz chauffé à pression constante vient de l'écartement **entre** molécules, pas des molécules elles-mêmes.)

5. $Q = m L = 0,025 \times 334 = 8,4 \text{ kJ}$. Pendant le palier, l'énergie ne sert pas à élever la température : elle **casse les liaisons** du réseau de la glace, molécule après molécule — d'où le thermomètre immobile tant qu'il reste du solide.