

1 Description d'un gaz

► Les grandeurs macroscopiques

À l'échelle macroscopique, l'état d'un gaz peut être décrit au moyen de trois grandeurs mesurables : la **pression** P , la **température** T et la **masse volumique** ρ (FIG. 1). Ces grandeurs sont interdépendantes, c'est-à-dire que la variation de la valeur de l'une d'entre elles modifie la valeur d'au moins une des deux autres.

EXEMPLE

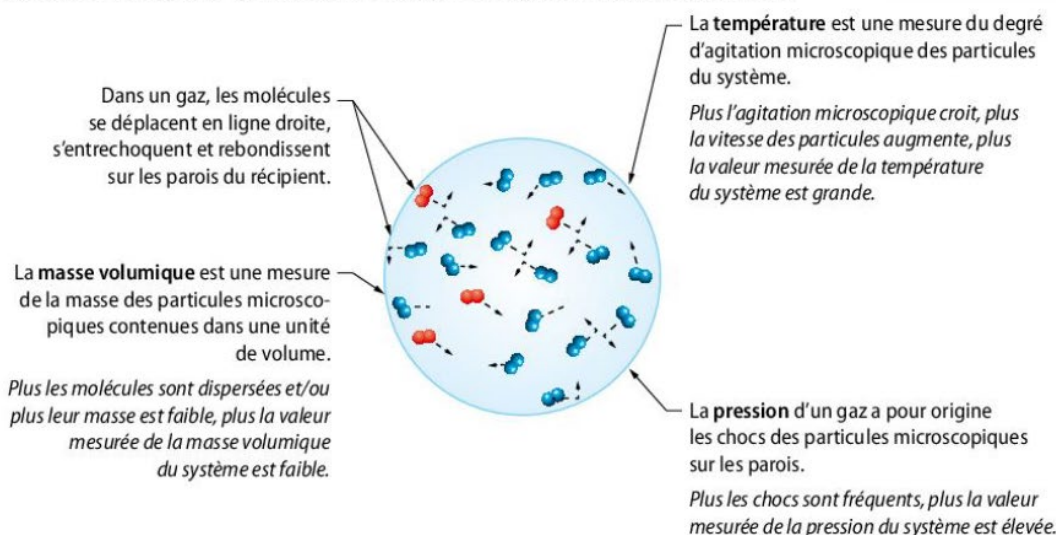
Quand on gonfle un ballon, lorsqu'il a atteint sa forme définitive, son volume V ne varie plus, par contre sa masse volumique ρ augmente.

► Interprétation microscopique

À l'échelle microscopique, un gaz est décrit par un ensemble de particules (des atomes ou des molécules) distantes les unes des autres et en mouvement incessant. Les valeurs prises par les **grandeurs macroscopiques** mesurées (la pression P , la température T et la masse volumique ρ) sont liées aux **propriétés des constituants microscopiques** du gaz.

EXEMPLE

Dans un ballon, le comportement des constituants microscopiques de l'air contenu se traduit par les valeurs des grandeurs macroscopiques mesurées.



Grandeur	Température	Pression	Masse volumique
Symbole	T	P	ρ
Unités USI (autres)	K (°C, °F)	Pa (bar, atm, mm Hg)	$\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$ ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$)
Mesure	thermomètre	manomètre	par mesure de masse et de volume puis calcul

FIG. 1 La mesure des grandeurs macroscopiques d'un système.

ANIMATION Gonflage d'un ballon



► La température thermodynamique

Exprimée en degré Celsius, la valeur d'une température ne rend pas compte du degré d'agitation microscopique des particules d'un système. L'échelle de mesure adaptée utilise le Kelvin comme unité (FIG. 2).

La **température thermodynamique** (aussi nommée température absolue) traduit le degré d'agitation des molécules d'un système. Notée T et exprimée en **Kelvin (K)**, elle est liée à la température θ de l'échelle Celsius (°C) par la relation suivante :

$$\begin{array}{ccc} \text{température} & \longrightarrow & T = \theta + 273,15 \\ \text{thermodynamique} & & \uparrow \\ \text{(en K)} & & \text{température de l'échelle} \\ & & \text{Celsius (en } ^\circ\text{C)} \end{array}$$

Remarque. Quand il n'y a plus d'agitation des particules microscopiques d'un système, la température thermodynamique est nulle : $T = 0 \text{ K}$: c'est le **zéro absolu**. La température thermodynamique est donc **obligatoirement positive** (FIG. 2).

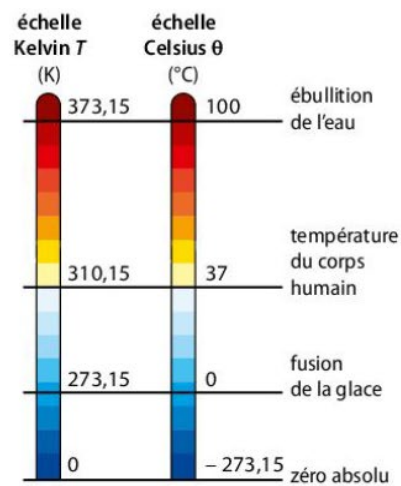


FIG. 2 Les échelles de température et le zéro absolu.

2 Le modèle du gaz parfait

► L'équation d'état du gaz parfait

On appelle **gaz parfait**, un gaz pour lequel la relation suivante est exactement vérifiée :

constante du gaz parfait $R \approx 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\begin{array}{ccccc} \text{pression (en Pa)} & \longrightarrow & \mathbf{P \cdot V = n \cdot R \cdot T} & \longleftarrow & \text{température (en K)} \\ & \nearrow & & \nwarrow & \\ & \text{volume (en m}^3\text{)} & & & \text{quantité de matière (en mol)} \end{array}$$

Cette relation mathématique entre les grandeurs macroscopiques qui décrivent l'état d'un gaz est nommée **équation d'état du gaz parfait**. Pour de nombreux gaz, l'étude des variations des grandeurs macroscopiques montre que cette relation est quasiment vérifiée.

Remarque. Une quantité de matière n d'un gaz considérée est liée à sa masse volumique ρ par la relation : $n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M}$ (où m et M désignent respectivement la masse et la masse molaire du système). L'équation d'état du gaz parfait peut alors s'écrire $P \cdot V = \frac{\rho \cdot V}{M} \cdot R \cdot T$ soit $P = R \cdot \frac{\rho \cdot T}{M}$.

Il vient la relation suivante : $\rho = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$ (avec M en $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$)

► Limites du modèle du gaz parfait

Le gaz parfait est un modèle, c'est-à-dire une simplification de la réalité. Un gaz parfait n'existe pas en tant que tel mais, les gaz réels, dans certaines conditions, ont un comportement qui s'en rapproche (FIG. 3 ET FIG. 4).

À de **faibles pressions** allant jusqu'à quelques bars, c'est-à-dire lorsque les molécules qui constituent le gaz sont très éloignées les unes des autres, un **gaz réel se comporte comme un gaz parfait**.

► Exploitation de l'équation d'état du gaz parfait

Le modèle du gaz parfait permet des calculs simples et les résultats obtenus sont applicables avec une bonne approximation aux gaz réels.

Loi de Mariotte : Si la température T d'une quantité de matière n donnée d'un gaz est constante, alors le produit $n \cdot R \cdot T$ est constant. D'après l'équation d'état du gaz parfait il en résulte que le produit $P \cdot V$ est constant.

Loi d'Avogadro-Ampère : « Pris dans les mêmes conditions de température et de pression tous les gaz ont le même volume molaire ».

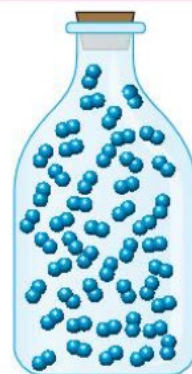
Pour une quantité de matière $n = 1 \text{ mol}$ d'un gaz, la valeur du volume occupé par le gaz, nommé volume molaire V_m ne dépend que de sa température et de sa pression : $V_m = R \cdot \frac{T}{P}$. Si la température T et la pression P sont fixées, alors le volume molaire conserve la même valeur quel que soit la nature du gaz.

EXEMPLE

Dans les conditions habituelles de température T et la pression P (20 °C et 1,0 bar), le volume molaire d'un gaz vaut :

$$V_m = 8,31 \times \frac{(273,15 + 20)}{(1,0 \times 10^5)} = 2,4 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Pour un gaz réel
 $P \cdot V \approx n \cdot R \cdot T$



Dans les **gaz réels**, les molécules interagissent plus ou moins entre elles. Elles possèdent une masse et un volume plus ou moins grands suivant leur nature.

FIG. 3 Représentation microscopique d'un gaz réel.

Pour un gaz parfait
 $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

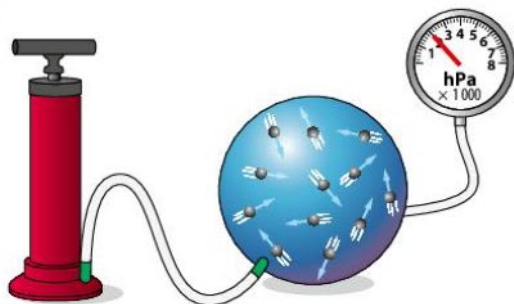


Dans le modèle du **gaz parfait**, toutes les interactions entre les molécules (à l'exception de celles qui ont lieu lors de chocs entre elles) sont négligées. On néglige également leur poids et leur volume devant le volume occupé par le gaz.

Les molécules sont assimilées à des points matériels et sont animées d'un mouvement rectiligne uniforme entre deux chocs.

FIG. 4 Représentation microscopique du gaz parfait.

1 Description d'un gaz

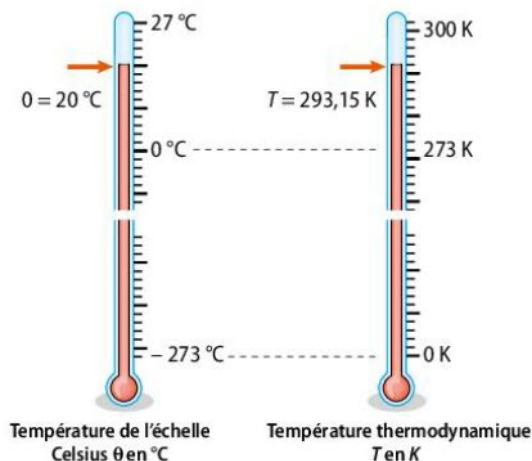


masse volumique ρ : plus les molécules sont dispersées et/ou plus leur masse est faible, plus la valeur mesurée de la masse volumique est faible.

pression P : plus les chocs des molécules sur les parois sont fréquents, plus la valeur mesurée de la pression est élevée.

température thermodynamique T : plus l'agitation microscopique croît, plus la vitesse des particules augmente, plus la valeur mesurée de la température est grande.

$$T = \theta + 273,15$$



2 Le modèle du gaz parfait

Équation d'état du gaz parfait

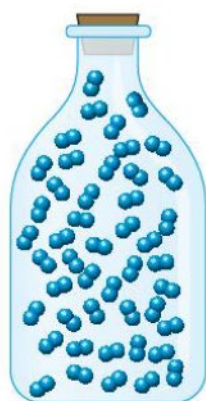
constante du gaz parfait $R = 8,31 \text{ (J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$

$$\begin{array}{c} \text{pression (en Pa)} \rightarrow P \cdot V = n \cdot R \cdot T \leftarrow \text{température thermodynamique (en K)} \\ \text{volume (en m}^3\text{)} \quad \quad \quad \text{quantité de matière (en mol)} \end{array}$$

Un gaz pour lequel l'équation d'état du **gaz parfait** est exactement vérifiée est un gaz parfait.

Limites du modèle

Le gaz parfait est un modèle qui, dans certaines conditions, permet de décrire le comportement d'un gaz réel.



Gaz réel

$$P \cdot V \approx n \cdot R \cdot T$$

Modélisation

- Pas d'interaction entre les molécules (à l'exception de celles lors de chocs entre elles)
- Poids et volume des molécules négligés



Gaz parfait

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

Pour des pressions allant jusqu'à quelques bars