



# L'état gazeux

## Qu'est-ce qu'un gaz ?

### 1. Description microscopique d'un gaz

A l'échelle microscopique, l'état gazeux peut être décrit comme un ensemble d'entités (molécules, atomes, et parfois ions) en mouvement désordonné dans l'ensemble de l'espace disponible.

Les entités ayant un mouvement aléatoire, il n'est pas possible de donner les caractéristiques de chacune d'entre elles. Toutefois, il est possible d'avoir accès aux valeurs moyennes des caractéristiques à partir de la mesure de grandeurs macroscopiques.

### 2. Grandeurs macroscopiques et caractéristiques microscopiques

Un gaz peut être caractérisé par 4 grandeurs macroscopiques :

- La quantité de matière du gaz permet d'accéder au nombre d'entités qui le constituent.
- La température du gaz est une mesure macroscopique de l'énergie cinétique moyenne des entités qui le constituent.  
Plus la température du gaz est élevée, plus l'énergie cinétique moyenne des entités, et donc la valeur moyenne de leur vitesse, sont importantes.
- Le volume du gaz est égal au volume du récipient qui le contient.  
Plus le volume occupé par le gaz est important, plus la distance moyenne entre les entités est grande.
- La pression du gaz correspond à la fréquence moyenne des collisions par unité de surface des entités qui le constituent avec les parois du récipient qui le contient.  
Plus la pression est grande, plus la fréquence des collisions avec les parois du récipient est élevée.

Lorsque ces 4 grandeurs sont constantes (elles ne varient pas au cours du temps) et uniformes (elles sont identiques en tout point du gaz), le gaz est dit en équilibre thermodynamique.





## Modèle du gaz parfait

### 1. Hypothèses de travail

Un gaz est dit parfait lorsque les entités qui le constituent ont une taille négligeable par rapport à la distance moyenne qui les séparent. Elles peuvent alors être constituées comme ponctuelles. Par conséquent, elles n'interagissent pas les unes avec les autres (les seuls chocs existants sont les chocs avec les parois du récipient) et chacune agit comme si elle occupait l'ensemble du volume du récipient.

Rq : Le modèle du gaz parfait est valable pour tous les gaz dont la pression est inférieure à 1 MPa.

### 2. Équation d'état du gaz parfait

En 1834, le français Émile Clapeyron a combiné des lois établies précédemment par Boyle et Mariotte (P et V sont inversement proportionnels à n et T constants), Charles (T et V sont proportionnels à P et n constants), Gay-Lussac (P et T sont proportionnels à V et n constants) et Ampère et Avogadro (V et n sont proportionnels à P et T constants) pour montrer que les grandeurs macroscopiques qui décrivent un gaz en équilibre thermodynamique sont toutes liées et vérifient l'équation d'état des gaz parfaits :

$$PV = nRT$$

avec :

- P la pression en Pa
- V le volume en m<sup>3</sup>
- n la quantité de matière en mol
- T la température en K
- R la constante des gaz parfaits :  $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

### 3. Volume molaire d'un gaz

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par 1 mole de ce gaz.

On peut établir son expression à partir de la loi des gaz parfaits :

$$V_m = \frac{RT}{p}$$

Sa valeur ne dépend que de la température et de la pression. Elle est indépendante de la nature du gaz. A température et pression données, le volume molaire est le même pour tous les gaz.