

## Description d'un système thermodynamique

---

Introduction :

La thermodynamique se base sur une description macroscopique du comportement d'un ensemble d'entités élémentaires (atomes, ions, molécules) appelé « système thermodynamique ». Ce cours traitera d'un système thermodynamique particulier décrit par un modèle mathématique simplifié : le gaz parfait.

Dans un premier temps, nous définirons ce modèle puis relierons qualitativement les valeurs des grandeurs macroscopiques mesurables de ce système (**masse volumique**, température, **pression**) à ses propriétés à l'échelle microscopique.

Dans un second temps, nous verrons que ces grandeurs physiques macroscopiques peuvent être reliées entre elles par une équation appelée équation d'état. Cette équation sera alors exploitée pour déterminer une quantité de matière ou encore pour décrire le comportement d'un tel gaz.

Enfin, nous montrerons que ce modèle comporte des limites dont on donnera quelques aspects.

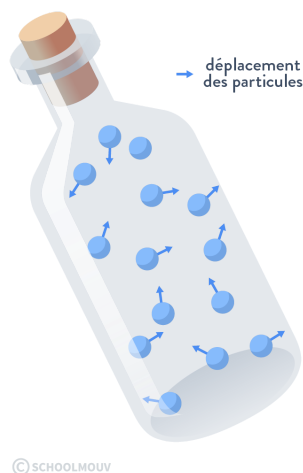
### 1 | Modèle du gaz parfait

a. Qu'est-ce qu'un gaz parfait ?

D'un point de vue microscopique, la matière est constituée d'entités élémentaires (atomes, molécules ou ions), que nous appellerons ici particules.

Le gaz parfait est avant tout un modèle mathématique représentant de façon simple le comportement d'un gaz à faible pression. En règle générale, on décrit ce système (gaz parfait) comme confiné dans une enceinte dont les parois assurent une séparation avec le milieu extérieur.

Selon ce modèle, les particules se comportent comme des sphères dures en mouvement désordonné qui n'interagissent qu'avec les parois du récipient qui les contient. Ces particules ne sont soumises à aucune interaction mutuelle ni perte d'énergie suite à ces collisions.



À retenir

Ainsi, le modèle du gaz parfait repose sur deux hypothèses :

- 1 les particules n'ont pas d'interaction entre elles ou n'interagissent qu'avec les parois du récipient lorsqu'elles entrent en collision avec ;
- 2 la taille des particules est considérée comme négligeable devant la distance qui les sépare.



Définition

### Gaz parfait :

Un gaz parfait est un gaz dont les particules peuvent être traitées comme des points matériels sans interaction entre eux.



Rappel

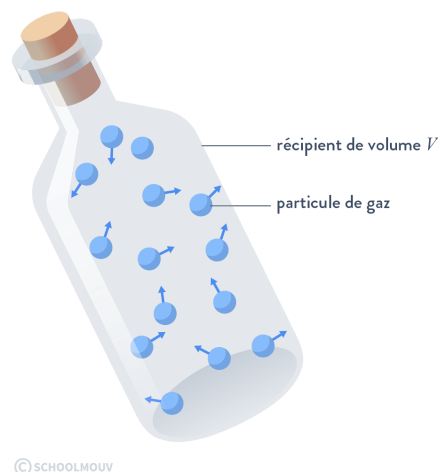
En mécanique, un **point matériel** est une modélisation qui permet d'assimiler un corps à un point de l'espace auquel on associe une masse  $m$  non nulle.

Dans les conditions normales, l'air peut être décrit comme un gaz parfait.

Après avoir exposé les hypothèses sur lesquelles repose ce modèle, nous allons maintenant nous attacher à relier les propriétés à l'échelle microscopique du gaz parfait à des grandeurs macroscopiques mesurables par l'observateur.

**b.** Relation entre les grandeurs macroscopiques et les propriétés microscopiques

Considérons une enceinte de volume  $V$  contenant une masse  $m$  de gaz.



À l'échelle macroscopique, la masse volumique  $\rho$  est définie par la relation suivante :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Avec :

- $m$  est la masse de gaz en **kg** ;
- $V$  le volume occupé en **m<sup>3</sup>**.

La masse volumique s'exprime donc en  $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$  dans le Système international, mais peut également s'exprimer en  $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$  ou en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ . Il faut donc être vigilant et convertir les unités lorsque cela est nécessaire.

## 1 Masse volumique $\rho$



La **masse volumique**  $\rho$  est une grandeur macroscopique liée à la **distance entre les particules**, à l'échelle microscopique.

Ainsi, plus la masse volumique du gaz est faible (grandeur macroscopique), plus les particules sont éloignées les unes des autres (propriété microscopique).

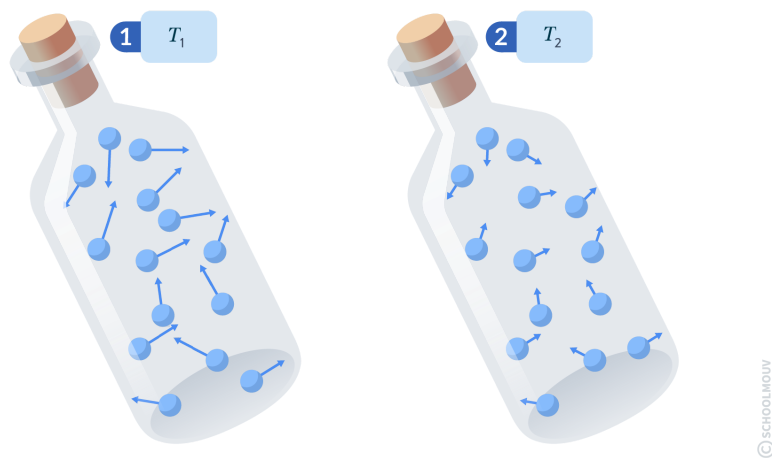
## 2 Température thermodynamique $T$

Nous savons que pour les gaz, la température est liée à la vitesse moyenne des particules et donc à l'**énergie cinétique**.



La **température thermodynamique**  $T$  est une grandeur macroscopique liée à l'**état d'agitation** des particules, et donc à leur vitesse moyenne, à l'échelle microscopique.

Illustrons cette idée à l'aide de ce schéma symbolisant deux états différents,  $T_1$  et  $T_2$  en kelvin, d'agitation d'un gaz.



On symbolise dans ce schéma, la vitesse des particules par une flèche. Ainsi, la vitesse des particules (et donc leur énergie cinétique) est plus élevée dans la première situation.

→ L'agitation des particules est ainsi plus importante dans la première situation, ce qui entraîne une température plus élevée. Alors, on en conclut que  $T_1 > T_2$ .

 À retenir

En thermodynamique, la température  $T$ , exprimée en kelvin (**K**), est reliée à la température  $\theta$  en degré Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ) par la relation :

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

 Attention

L'unité de température thermodynamique est le kelvin de symbole **K**. Ce n'est donc pas le degré kelvin et ne se note pas non plus  $^{\circ}\text{K}$ .

### 3 Pression $P$

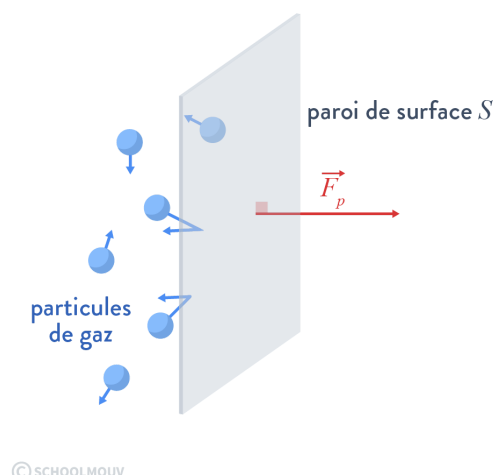
Enfin **la pression**  $P$ , exprimée en pascal (**Pa**), que le gaz exerce sur les parois de l'enceinte, est due aux chocs des particules sur ces parois.

→ Les chocs incessants des molécules de gaz sur la paroi de l'enceinte se traduisent par une **force pressante**  $\vec{F}_p$  (exprimée en newton **N**) exercée par

ces molécules sur une surface d'aire  $S$  (exprimée en mètre au carré  $\text{m}^2$ ).

Avec  $F_p$  la norme de la force pressante, on note alors l'expression :

$$F_p = P \times S$$



La **pression**  $P$  est une grandeur macroscopique liée au **nombre de chocs des particules** sur la surface d'une paroi, à l'échelle microscopique.

Nous venons d'expliquer de façon qualitative que les propriétés d'un tel système à l'échelle microscopique pouvaient être reliées à des grandeurs macroscopiques mesurables.

Grandeurs macroscopiques	Propriétés microscopiques
La <b>masse volumique</b> $\rho$ est faible.	La distance entre les particules est grande.
La <b>température thermodynamique</b> $T$ est élevée.	L'état d'agitation des particules est important et donc leur vitesse est élevée.

La **pression**  $P$  est faible.

Le nombre de chocs des particules sur une paroi est faible.

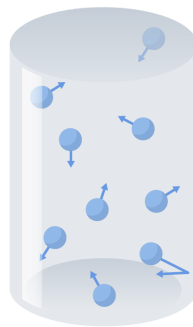
Montrons maintenant, que ces grandeurs macroscopiques reliées entre-elles aboutissent à une équation très importante qu'il s'agira d'exploiter de façon qualitative mais aussi quantitative : **l'équation d'état du gaz parfait**.

## 2 | Équation d'état du gaz parfait



### Observations

Considérons une enceinte de volume  $V$  contenant un gaz à pression  $P$  à une température  $T$ .



© SCHOOLMOUV

Nous allons dans un premier temps, faire des observations qualitatives sur la façon dont évoluent ces grandeurs thermodynamiques les unes avec les autres.

On sait que la **pression**  $P$  exercée par les particules de gaz sur les parois dépend du nombre de chocs de ces particules sur les parois.

→ Donc plus ces chocs sont nombreux, plus la pression exercée sur les parois de l'enceinte sera importante.

Or, le nombre de chocs est liée à l'énergie cinétique moyenne des particules dont la **température**  $T$  est une manifestation macroscopique.

→ On remarque donc de façon intuitive que si la température  $T$  augmente, la pression  $P$  exercée sur les parois du récipient sera plus importante.

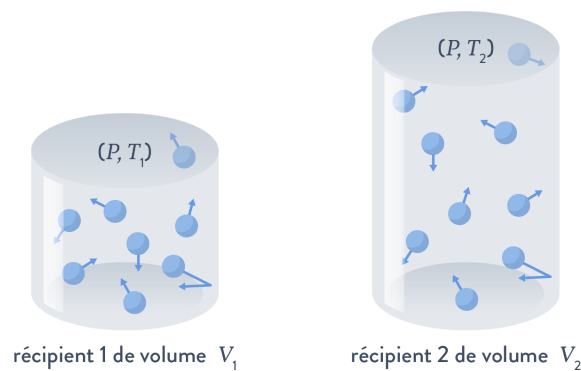


- **Premier constat**

Pour une quantité de matière en gaz constante, à volume constant, la pression  $P$  d'un gaz parfait varie proportionnellement à sa température  $T$ . C'est la **loi de Gay-Lussac**.

Donc si la pression augmente, la température augmente.

Considérons maintenant une même quantité de gaz sous une même pression  $P$  dans deux enceintes de volumes différents :



© SCHOOLMOUV

→ Nous pouvons remarquer de façon tout aussi intuitive qu'à quantité de matière de gaz constante, plus le volume du récipient est faible et moins la fréquence des chocs contre la paroi du récipient est grande, ainsi la pression subie par la paroi de l'enceinte est d'autant plus faible.

À pression égale, il faut que les particules de gaz dans la situation 2 aient une énergie cinétique plus importante que dans la situation 1. Autrement dit, il faut que  $T_2 > T_1$ .





- **Second constat**

Pour une quantité de matière en gaz constante à pression constante, la température  $T$  est directement proportionnelle au volume  $V$  de l'enceinte. C'est la **loi de Charles**.

Enfin, à l'échelle microscopique, les particules d'un gaz parfait sont très éloignées les unes des autres. Elles ont la place de se serrer sous l'effet d'une force pressante extérieure. Alors, le volume occupé par le gaz diminue.

Si l'état d'agitation des particules reste constant, leurs collisions avec les parois du récipient qui les contient deviennent alors plus fréquentes. Alors, la pression du gaz augmente.



- **Troisième constat**

Pour une quantité de matière en gaz constante à température constante, le volume  $V$  occupé par un gaz parfait est inversement proportionnel à sa pression  $P$ .

→ Plus précisément, à température constante, le produit  $P \times V$  est constant. C'est la **loi de Boyle-Mariotte** que vous avez vu en classe de première.

On voit bien que ces trois grandeurs macroscopiques doivent vérifier une équation qui reflète ces trois constats.

## **b.** Équation du gaz parfait et applications



Les grandeurs macroscopiques décrivant un gaz parfait à l'état d'équilibre thermodynamique vérifient la relation suivante appelée **équation d'état du gaz parfait** :

$$PV = nRT$$

Avec :

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



Lorsqu'un système est à l'état d'équilibre, les grandeurs macroscopiques n'évoluent plus au cours temps. Le système est donc stable.  
On ne peut définir et mesurer les grandeurs macroscopiques qu'à l'équilibre.

Étudions maintenant cette équation de manière quantitative.



### Calculer une quantité de matière $n$

Une bouteille de **50 L** contenant du dioxygène est stockée à  $\theta = 20^\circ \text{C}$ .  
La pression mesurée est  $P = 1,0 \times 10^7 \text{ Pa}$ .

- Quel est le nombre de moles de dioxygène contenu dans cette bouteille ?

On considère que le gaz obéit à la loi du gaz parfait.

Tout d'abord, convertissons la température en degrés Celsius en kelvin, soit :

$$\begin{aligned} T &= \theta + 273,15 \\ &= 20 + 273,15 \\ &= 293,15 \text{ K} \end{aligned}$$

On a alors :

$$\begin{aligned}
 PV = nRT &\Leftrightarrow n = \frac{PV}{RT} \\
 &= \frac{1,0 \times 10^7 \times 50 \times 10^{-3}}{8,314 \times 293,15} \\
 &\approx 2,1 \times 10^2 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

Cette bouteille contient  $2,1 \times 10^2$  mol de gaz.



Exemple

### Calculer une pression $P$

Cette même bouteille de dioxygène est posée de façon malencontreuse en plein soleil. Elle s'échauffe et la température du gaz augmente jusqu'à  $\theta = 40^\circ\text{C}$ .

- Quelle pression serait mesurée ?

Tout d'abord, convertissons la température en degrés Celsius en kelvin, soit :

$$\begin{aligned}
 T &= \theta + 273,15 \\
 &= 40 + 273,15 \\
 &= 313,15 \text{ K}
 \end{aligned}$$

D'après la loi du gaz parfait, la pression  $P$  peut s'écrire :

$$\begin{aligned}
 P &= \frac{nRT}{V} \\
 &= \frac{2,1 \times 10^2 \times 8,314 \times 313,15}{50 \times 10^{-3}} \\
 &\approx 1,1 \times 10^7 \text{ Pa}
 \end{aligned}$$



Exemple

## Calculer une température

Cette bouteille de gaz est abandonnée en plein hiver à l'extérieur. Le manomètre indique une pression  $P = 9,1 \times 10^6 \text{ Pa}$ .

- Quelle température en degrés Celsius faisait-il à ce moment ?

D'après la loi du gaz parfait, la température  $T$  peut s'écrire :

$$\begin{aligned} T &= \frac{PV}{nR} \\ &= \frac{9,1 \times 10^6 \times 50 \times 10^{-3}}{2,1 \times 10^2 \times 8,314} \\ &\approx 261 \text{ K} \end{aligned}$$

On obtient la température en degrés Celsius à l'aide de la relation suivante :

$$\begin{aligned} \theta &= T - 273,15 \\ &= 261 - 273,15 \\ &\approx -12,1^\circ \text{C} \end{aligned}$$

Après une exploitation qualitative de l'équation d'état du gaz parfait permettant de décrire quelques comportements de ce type de gaz, nous avons pu exploiter cette équation de façon quantitative dans des situations où le système thermodynamique étudié pouvait être assimilé à un gaz parfait.

Cependant, ce modèle comporte **des limites** dont il convient maintenant de donner quelques aspects.

### Limites du modèle

Le modèle du gaz parfait prévoit que les molécules n'exercent aucune force les unes sur les autres et que chaque particule est assimilée à un point matériel dont le volume est nul par définition.



À retenir

Une analyse de l'équation d'état du gaz parfait  $PV = nRT$  montre qu'à une **pression très élevée**, le volume de l'enceinte devient très petit et on ne peut plus alors négliger le volume occupé par les particules devant le volume occupé par le gaz.

De plus, si la **température du gaz est très faible**, l'énergie cinétique des particules diminue donc fortement, et il existe alors nécessairement des interactions à distance entre elles.

Donc, d'autres équations, telle que l'équation de [van der Waals](#) (pas au programme de terminale), peuvent décrire de façon plus adaptée le comportement de gaz réels qui s'éloignent trop fortement du modèle du gaz parfait.

Conclusion :

Dans ce cours, il a été question d'un modèle mathématique décrivant de manière simple le comportement des gaz : le modèle du gaz parfait. Après avoir posé les fondements de ce modèle, nous avons pu en faire une analyse qualitative.

De plus, nous avons eu l'occasion d'exploiter d'un point de vue quantitatif l'équation qui régit ce modèle appelée équation d'état du gaz parfait.

Enfin, bien que ce modèle se prête à bon nombre de situations, il présente aussi des limites dont on a dessiné quelques contours.