

Chapitre 15

Modèle du gaz parfait

Paragraphe 1 - Description des gaz

Paragraphe 1.1 - État d'équilibre du gaz

À l'échelle microscopique, l'état gazeux se caractérise par un **mouvement désordonné** des entités (atomes, molécules ou ions) constituant le gaz, ces entités étant libres de se déplacer dans tout le volume offert au gaz.

Une espèce à l'état gazeux est caractérisée par les grandeurs suivantes : sa **température** T majuscule, sa **pression** P majuscule, sa **masse volumique** ρ minuscule (la lettre grecque) et le **volume** V majuscule qu'elle occupe.

Ces grandeurs macroscopiques correspondent à la moyenne d'un très grand nombre **d'événements** microscopiques. Un **événement** est un ensemble de résultats possibles pour une expérience aléatoire, c'est-à-dire une expérience dont on ne peut prévoir les résultats et qui ne donne pas forcément les mêmes lorsqu'elle est renouvelée.

Lorsque les grandeurs macroscopiques décrivant un gaz sont constantes dans le temps et identiques en tout « point » du gaz, celui-ci est dit en **équilibre thermodynamique**.

Vocabulaire

Un **événement** est un ensemble de résultats possibles pour une expérience aléatoire, c'est-à-dire une expérience dont on ne peut prévoir les résultats et qui ne donne pas forcément les mêmes lorsqu'elle est renouvelée.

Paragraphe 1.2 - Interprétation des grandeurs macroscopiques

Les grandeurs macroscopiques décrivant un gaz sont reliées aux entités constituant le gaz et donc aux propriétés du système à l'échelle microscopique.

La masse volumique ρ d'un gaz est égale au quotient de la masse m minuscule de gaz par le volume V majuscule occupé par ce gaz : $\rho = \frac{m}{V}$. La masse volumique augmente d'autant plus que la masse des entités, m minuscule indice entité ($m_{\text{entité}}$), est élevée.

La **masse volumique** ρ d'un gaz augmente aussi d'autant plus que la distance moyenne d minuscule entre les entités est faible.

La **pression** P majuscule est égale au quotient la norme F majuscule de la force pressante modélisant l'action exercée par un gaz sur une paroi divisée par l'aire S de cette paroi : $P = \frac{F}{S}$. La pression augmente lorsque le nombre de collisions par unité de surface et de temps est élevé, c'est-à-dire lorsque la fréquence des collisions par unité de surface est élevée. Elle augmente aussi lorsque l'énergie cinétique moyenne des entités, liée à la violence des collisions, est plus importante. Cette énergie cinétique moyenne des entités est égale à la fraction un demi multipliée par m minuscule indice entité, multiplié par la moyenne des carrés de la vitesse des entités : $\frac{1}{2} m_{\text{entité}} \times v^2$.

La **température T** majuscule est également une fonction croissante de l'énergie cinétique moyenne des entités.

Paragraphe 2 - Gaz parfait

Paragraphe 2.1 - Hypothèses de modélisation

Le gaz parfait est un modèle formalisé au dix-neuvième siècle. Il est fondé sur l'observation expérimentale selon laquelle tous les gaz tendent vers un comportement unique à pression suffisamment basse, quelles que soient les entités constituant le gaz.

Les entités qui composent un gaz parfait n'interagissent pas entre elles ou avec les parois du récipient en dehors des collisions.

Les entités qui composent un gaz parfait ont une taille négligeable par rapport à la distance moyenne qui les sépare de sorte que les entités peuvent être considérées comme ponctuelles.

Paragraphe 2.2 - Équation d'état du gaz parfait

Les grandeurs macroscopiques qui décrivent un gaz parfait en équilibre thermodynamique vérifient la relation :

$$PV = nRT$$

Unités du **Système international** :

P majuscule, la pression du gaz, est en pascal, symbole P majuscule a minuscule (Pa)

n minuscule, la quantité de matière en mole, (symbole mol)

V majuscule, le volume de gaz en mètre cube, (symbole m^3)

T majuscule, la température thermodynamique en kelvin, symbole K (*kelvin doit être dit kèlvine*)

R majuscule, appelée la constante du gaz parfait, est égale à 8,314 joules par kelvin par mole : $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Remarque

On retrouve la loi de Boyle-Mariotte étudiée en classe de première selon laquelle P majuscule multiplié par V majuscule est égale à une constante ($PV = \text{cste}$) pour une quantité de matière de gaz n minuscule et une température T majuscule fixées.

Éviter les erreurs

Les volumes sont couramment exprimés en litre (L) et la pression en bar. Il faut bien veiller à **respecter les unités** lors de l'application de l'équation d'état du gaz : V majuscule en mètre cube (m^3) et P majuscule en pascal (Pa).

Vocabulaire

On parle d'**équation d'état** du gaz parfait ou encore de loi du gaz parfait.

La **température thermodynamique**, exprimée en kelvin est la température d'un thermomètre utilisant un gaz parfait pour fonctionner.

T majuscule en kelvin est égal à la température θ en degré Celsius + 273 :

($T = \theta + 273$), avec θ en degré Celsius ($^{\circ}\text{C}$).

Paragraphe 2.3 - Exploitation et limites du modèle

Le modèle du gaz parfait permet de décrire le comportement d'un gaz par le calcul de grandeurs caractéristiques et la prévision ou l'interprétation de leur éventuelle variation.

Exemples :

Volume molaire d'un gaz parfait

À la pression P majuscule = 1013 hectopascals, noté « h minuscule » « P majuscule » « a minuscule » (hPa) et à la température T majuscule = 293 Kelvin, symbole « K » majuscule, une mole de gaz parfait occupe un volume V majuscule donné par :

$$V = \frac{nRT}{P}$$

L'application numérique donne :

$$V = \frac{1 \times 8,314 \times 273}{101\,300} = 22,4 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \text{ soit } 22,4 \text{ L.}$$

On écrit alors le volume molaire V majuscule indice m minuscule :

$$V_m = 22,4 \text{ L. mol}^{-1}$$

Autre exemple : Loi d'Avogadro-Ampère

Elle peut s'énoncer ainsi : « Des volumes égaux de gaz différents pris dans les mêmes conditions de température et de pression contiennent le même nombre d'entités ».

L'équation d'état du gaz parfait permet de retrouver cette loi d'Avogadro car pour P majuscule, V majuscule et T majuscule constants, on a bien :

$$n = \frac{PV}{RT} = \text{constante} = \text{cste}$$

Histoire des sciences

Physicien et chimiste italien, **Amedeo Avogadro (1776-1856)** énonce en 1811 la loi mentionnée dans l'exemple ci-dessus en s'appuyant notamment sur la théorie atomique. Le physicien et mathématicien français **André-Marie Ampère (1775-1836)** énonce trois ans plus tard une loi analogue sans avoir eu connaissance des travaux d'Avogadro. La loi d'Avogadro-Ampère conduira au concept actuel de mole.

Limites d'application du modèle du gaz parfait :

- le modèle du gaz parfait s'applique aux gaz de pression inférieure à 1 mégapascal (1 MPa) environ soit $P < 1\text{MPa}$.
- le modèle du gaz parfait ne s'applique plus quand la température se rapproche de zéro Kelvin (0 K).

Le modèle du gaz parfait est donc une excellente approximation du comportement de tous les gaz à pression et température modérées.

Il est ainsi possible de calculer une quantité de matière de gaz à partir du volume de gaz mesuré dans des conditions usuelles de température et de pression, à 20 degrés Celsius et un bar par exemple.

Il n'est par contre pas pertinent d'utiliser ce modèle pour décrire un gaz comme le méthane piégé dans des hydrates de gaz à des profondeurs où la pression dépasse trois mégapascals (3 MPa).