



COLLEGE EDMÉ

ci-devant
COURS PRIVÉS EDMÉ

Cours Privés Edmé
Cours de Physique-Chimie
Année Académique 2022-2023
Classe de Terminale Spécialité

Chapitre 15-Modèle du Gaz Parfait

Dans ce chapitre, on s'intéressera à la description des fluides constitués de gaz. Dans notre cas, nous modéliserons les substances gazeuses comme étant constitué de particules qui n'interagissent pas entre elles. Spécifiquement, ceci signifie que les particules n'exercent aucune force d'attraction ou de répulsion entre elles, et participe à des collisions élastiques (c'est-à-dire sans friction entre les particules) occasionnellement. Les interactions entre particules sont bien plus compliquées que cela dans la réalité. Cette façon de modéliser les gaz *idéalis*e l'interaction entre les particules qui les constituent. C'est la raison pour laquelle ce modèle est appelé le modèle des gaz parfait. Bien que ce modèle simplifie la complexité de l'interaction de particules d'une substance gazeuse, il nous permet, néanmoins, de bien comprendre le comportement de ces fluides dans des conditions modérées (pression $< 1\text{MPa}$ et température supérieur au zéro absolu 0 K).

Pour bien comprendre ce chapitre, il faut revoir notre cours de première intitulé *Description d'un Fluide au Repos*. Je vous conseille vivement de refaire les activités de simulation faites pendant ce cours afin de vous réapproprier le matériel. Dans ce document, je résume d'abord l'essentiel du cours de première, et ensuite je présente le modèle du gaz parfait.

Rappel de la classe de Première

Essentiel 1: Il ne peut avoir de pression, ni de température sans la présence de matière. La pression est le résultat moyen de la force exercée par les molécules d'un fluide sur une surface. La surface peut être la paroi d'un récipient contenant le fluide (ballon de foot, bouteille d'eau etc.), mais cela peut être la surface de la mer, ou de la terre dans le cas de la pression atmosphérique.) De plus, la température est le résultat d'agitation microscopique des molécules constituant une substance. Plus l'agitation microscopique est élevée, plus la température est élevée. L'unité de la température utilisée dans le Système International (S.I) est le Kelvin (K). Le Kelvin est défini comme étant la température en degré celsius augmenté de 273,15. Exemple: Pour convertir 25°C en Kelvin, nous effectuons: $25 + 273,15 = 298,15$ K.

Essentiel 2: Nous avons remarqués qu'à température constante, si l'on réduit le volume occupé par un fluide, la pression exercée par les molécules du fluide augmente. De même, si l'on augmente le volume occupé par le fluide, la pression diminue. Ceci s'effectue de sorte que, à température constante, le produit de la pression par le volume est constant ($PV = \text{constante}$)! Cette loi est appelée la loi de Mariotte. Elle a été mise en évidence par Robert Boyle et Edme Mariotte au XVII^e siècle.

Essentiel 3: Un fluide est une substance qui n'a pas de forme propre et prends la forme du récipient qui le contient. Nous remarquons donc que deux états de la matière peuvent satisfaire cette définition: un liquide et un gaz. Les fluides sont caractérisés par des grandeurs macroscopiques (que l'on mesure à notre échelle). Ces grandeurs sont: la pression, la température et la masse volumique. Nous avons vu que ces grandeurs macroscopiques sont le résultat moyen de phénomènes microscopiques:

Phénomène microscopique	Manifestation macroscopique	Mesure macroscopique
Agitation thermique de particules, lié à l'énergie cinétique des particules $\frac{1}{2}m_{\text{particule}}v^2$	Température	En Kelvin (K)
Collision de particule sur une surface et donc est aussi lié à l'énergie cinétique des particules. Plus il y a d'énergie cinétique, plus il y a de collision dans un interval de temps (haute fréquence de collision)	Pression	$P = \frac{F}{S}$ (F en N (Newton) divisée par la surface en m^2). L'unité S.I. de la pression est le Pascal ($Pa \equiv \frac{N}{m^2}$)

Les gaz sont en effet constitués de particules qui effectuent un mouvement désordonné et libre d'occuper tout le volume offert au gaz. Lorsque les grandeurs macroscopiques caractérisant le gaz (V, T, P) sont constantes dans le temps et identiques en tout point du gaz, ce dernier est dit en **équilibre thermodynamique**.

Gaz Parfait

Le modèle, établie au XIX^e siècle, est basé sur des observations expérimentales. Ces observations ont permis de conclure que tous les gaz se comportaient de la même façon à des pressions suffisamment basses et à température modérée. Comme indiqué dans notre introduction, les entités (particules) qui constituent un gaz parfait:

- n'interagissent pas entre elles ou avec la paroi du récipient en dehors des collisions
- ont une taille négligeable par rapport à la distance moyenne qui les sépare de sorte que les entités peuvent être considérées comme ponctuelles.

Lorsqu'un gaz est en équilibre thermodynamique, les grandeurs macroscopiques qui le caractérisent obéissent à une relation mathématique précise. En effet, on se souvient que la pression augmente avec la température:

$$P \propto T$$

où " \propto " signifie proportionnel à.

Et on se souvient que le volume est aussi proportionnel à la température:

$$V \propto T$$

D'après la loi de Mariotte, la pression multipliée par le volume est une constante

$$PV = \text{constante}$$

et suivant les deux relations précédentes, nous pouvons déterminer que cette "constante" dans la loi de Mariotte contient la température

$$PV \propto T$$

Nous savons aussi (rappel des simulations faites et analysées au chapitre 11 de la classe de première) que la pression et le volume sont proportionnels à la quantité de particules présentes dans le gaz. Donc si nous notons n le nombre de mol de particules, nous avons alors:

$$PV \propto nT$$

pour que cette relation soit une équation, il faut que le terme de gauche ait la même unité que le terme de droite. À gauche, nous avons PV d'unité $\text{Pa} \cdot \text{m}^3$ et à droite, nous avons nT d'unité $\text{mol} \cdot \text{K}$. Alors, on peut multiplier le côté droit par une constante ayant pour unité $(\frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}})$.

Cette constante vaut approximativement $8.314 \text{Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Il faut noter que $\text{Pa} \cdot \text{m}^3$

est au fait l'unité d'énergie, la Joule. Donc cette constant peut s'écrire $R = 8,314 J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$. Notre relation finale est alors:

$$PV = nRT$$

Interprétation, Exploitation et Limites du Modèle

Ce modèle nous permet de comprendre le comportement des gaz en se basant sur le calcul des grandeurs macroscopiques caractéristiques, et nous permet aussi de faire des prévisions ou d'interpréter les variations de ces grandeurs.

Par exemple, en seconde et en première, on vous a souvent dit que le volume molaire (volume d'une mole) d'un gaz dans les conditions normales de températures et de pression ($P = 1,013 \times 10^5 Pa$, $T = 293 K$ soit 20 degré Celsius) était $V_m = 22,4 L$. Maintenant, nous pouvons le déterminer:

étant donné que l'on cherche le volume d'une mole, $n = 1 mol$

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

$$V = \frac{1 mol \times 8,314 J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \times 293 K}{1,013 \times 10^5}$$

$$V = 0,224 m^3 \Rightarrow V = 22,4 L$$

De plus, nous pouvons comprendre une loi énoncé, appelé la loi de Avogadro-Ampère, qui stipule que des volumes égaux de **n'importe quel gaz** pris dans les même conditions de température et de pression, **renferme la même quantité** de particules, alors **le même nombre de mols**. Donc si, par exemple, à 300 K, à la pression atmosphérique $P = 1,013 \times 10^5 Pa$ on prélève $5 m^3$ de méthane, de dioxygène, et dihydrogène, dans les trois cas, on trouvera le même nombre de mols. Car:

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Ceci nous permet de voir que nous pouvons en effet calculer la quantité de matière de n'importe quel gaz dans la mesure où nous connaissons le volume du gaz, la température et la pression.

La loi des gaz parfait **ne s'applique pas** à des pressions très élevées (pression $> 1 MPa$) et/ou à des températures très basses (proches du zéro absolu $0 K$) car l'interaction entre les particules devient importante dans ces conditions.