

Loi d'Avogadro-Ampère : volume molaire

1 la loi d'Avogadro-Ampère

Ce qu'il faut savoir sur...

L'équation du gaz parfait $PV = nRT$ permet d'exprimer V en fonction de n .

$$V = \frac{R \cdot T}{P} \cdot n$$

Constante du gaz parfait $\rightarrow R$
 Température en kelvin K $\rightarrow T$
 Nombre de moles de molécules $\rightarrow n$
 Volume du gaz $\rightarrow V$
 Pression du gaz $\rightarrow P$

Si la pression P et le volume V sont constants, on peut poser $\frac{RT}{P} = k$ et la relation $V = \frac{RT}{P} n$ s'écrit $V = kn$.

Autrement dit, le volume V d'un gaz est proportionnel au nombre de moles n .

Il en résulte que, si des gaz différents pris à la même température et à la même pression ont même volume, ils contiennent le même nombre n de moles (donc le même nombre de molécules).

Cet important résultat avait été prévu en 1811 par Avogadro, chimiste italien, qui l'avait formulé comme une hypothèse. De nos jours, on parle de loi d'Avogadro-Ampère, car cette hypothèse a été confirmée par l'expérience et par la théorie.

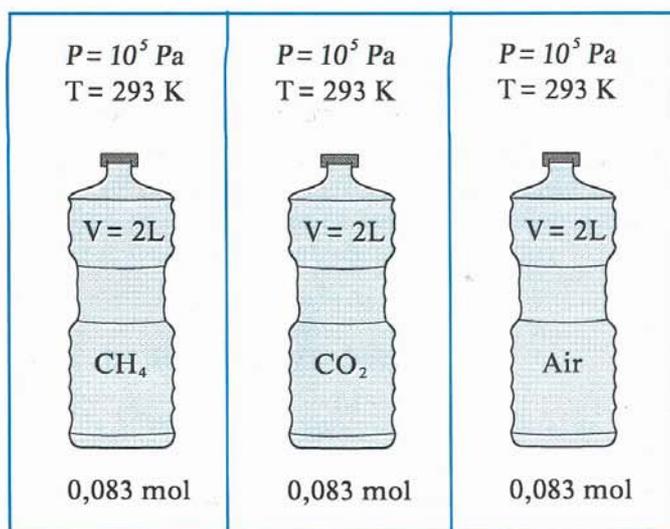


Fig. 1. Illustration de la loi d'Avogadro-Ampère

Chacune de ces bouteilles contient un même volume (2 L) de divers gaz pris à la pression atmosphérique. On peut vérifier qu'elles contiennent toutes le même nombre de moles (0,083 ici) donc le même nombre de molécules soit : $0,083 \times 6,02 \cdot 10^{23} \approx 5 \cdot 10^{22}$ molécules (50000 milliards de milliards de molécules).

Loi d'Avogadro-Ampère. A la même température et à la même pression, des volumes égaux de gaz divers, considérés comme parfaits, contiennent le même nombre de moles de molécules.

Cette loi s'applique donc aussi à un mélange de gaz tel que l'air.

2 le volume molaire

La loi d'Avogadro-Ampère montre aussi que, si l'on considère 1 mole de n'importe quel gaz, le volume occupé est le même. Ce volume est appelé **volume molaire** du gaz.

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

Le volume molaire est le même pour divers gaz pris à la même température et à la même pression.

Le volume molaire dépend de la température et de la pression. Aussi, pour comparer des volumes de gaz, physiciens et chimistes sont-ils convenus de se référer à des **conditions normales** de température et de pression. Celles-ci correspondent à $T = 273 \text{ K}$ et $P = 101300 \text{ Pa}$.

L'application de la relation $V = \frac{RT}{P} \cdot n$ donne,

avec $n = 1 \text{ mol}$, $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$, $T = 273 \text{ K}$ et $P = 101300 \text{ Pa}$,
 $V = 2,24 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3.\text{mol}^{-1}$, soit $22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

Dans les conditions normales de température et de pression le volume molaire vaut $22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.



Fig. 1. Le volume molaire d'un gaz.

1 mole H_2 , soit 2 g ;
 1 mole O_2 , soit 32 g ;
 1 mole CO_2 , soit 44 g ;
 ... occupent 22,4 L dans les conditions normales de température et de pression.

3 la densité d'un gaz par rapport à l'air

Il est souvent commode de savoir si un gaz est « plus lourd » ou « plus léger » que l'air. On définit pour cela la densité d'un gaz par rapport à l'air.

La densité d d'un gaz par rapport à l'air est le quotient de la masse m d'un volume de gaz par la masse m' du même volume d'air pris dans les mêmes conditions de température et de pression.

Considérons un volume de 22,4 L de gaz pris dans les conditions normales de température et de pression. La définition de la densité donne :

$$d = \frac{m}{m'} = \frac{\text{masse de 22,4 L de gaz}}{\text{masse de 22,4 L d'air}}$$

– La masse de 22,4 L de gaz est la masse d'une mole de gaz, c'est-à-dire la masse molaire M .

– la masse de 22,4 L d'air vaut, en prenant 1,3 g pour masse de 1 litre d'air dans les conditions normales : $1,3 \times 22,4 = 29 \text{ g}$.

Finalement, la densité d'un gaz par rapport à l'air s'exprime par :

$$\text{sans unité} \rightarrow d = \frac{M \leftarrow \text{g.mol}^{-1}}{29}$$

* Si $d > 1$, le gaz est plus dense que l'air.

* Si $d < 1$, le gaz est moins dense que l'air.

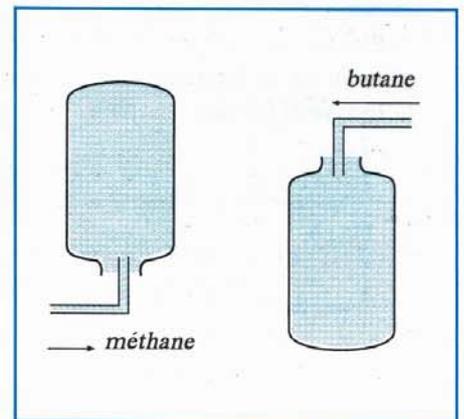


Fig.1. Remplissage d'un flacon avec un gaz.

Pour CH_4 , $d = 16/29$ donc < 1 , l'ouverture du flacon est dirigée vers le bas.

– Pour C_4H_{10} , $d = 58/29$ donc > 1 , l'ouverture est dirigée vers le haut.

Tests

Vérifiez vos connaissances sur...

1 la loi du gaz parfait

- Ecrivez la loi du gaz parfait.
- Montrez que le volume d'un gaz est proportionnel au nombre de moles de molécules, dans des conditions expérimentales que vous préciserez.
- Montrez que le volume d'une mole est le même pour tous les gaz, dans des conditions expérimentales que vous préciserez.

2 la loi d'Avogadro-Ampère

- Énoncez la loi d'Avogadro-Ampère.
- En 1811, on parlait d'hypothèse d'Avogadro, aujourd'hui on parle de loi. Expliquez la différence entre une hypothèse et une loi.
- Pourquoi un même nombre de moles implique-t-il un même nombre de molécules ?

3 le volume molaire

- Définissez le volume molaire d'un gaz.
- De quoi dépend le volume molaire d'un gaz ? (choisissez la ou les bonnes réponses).
 - de la masse.
 - de la nature du gaz.
 - de la pression du gaz.
 - de la température.

4 la densité d'un gaz par rapport à l'air

- Définissez la densité d'un gaz par rapport à l'air.
- Retrouvez la relation $M = 29 d$.
- Le propane C_3H_8 est-il plus ou moins dense que l'air ? Justifiez votre réponse.
- Schématisez le dispositif qui permettrait de recueillir du propane par déplacement d'air.
- Schématisez le dispositif qui permettrait de recueillir du dihydrogène par déplacement d'air.

5 la masse et le volume d'un gaz

- Si 2 g de dihydrogène occupent un volume de 24 L, quel volume occuperont 32 g de dioxygène dans les mêmes conditions expérimentales ?
- Calculez la masse volumique du dioxygène et celle du dihydrogène dans les conditions de la question a.
- Sur une table de données, on lit : masse volumique de $H_2 = 8,93 \cdot 10^{-2} \text{ g.L}^{-1}$ et masse volumique de $O_2 : 1,43 \text{ g.L}^{-1}$. Expliquez la différence avec les résultats du b.

6 le calcul d'une densité.

- Calculez la densité des gaz suivants : CO_2 ; SO_2 ; H_2 ; O_2 ; N_2 .
- Classez ces gaz en deux catégories : ceux qui sont plus denses que l'air et ceux qui sont moins denses.

7 la technique de pesée d'un gaz

- Pourquoi, pour peser un gaz dans une bouteille en matière plastique, doit-on :
 - recueillir le gaz par déplacement et non sur la cuve à eau ?
 - peser préalablement la bouteille pleine d'air et non la bouteille vide ?
 - choisir une bouteille de grande contenance : 1,5 L ou 2 L ?
- On dispose d'un ballon de 3 L dans lequel on a fait le vide ; on introduit du dioxyde de carbone dans le ballon.
 - Comment peut-on déterminer expérimentalement la masse de dioxyde de carbone introduite ?
 - Prévoyez, par le calcul, la masse de dioxyde de carbone introduite.On donne $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

Exercices

Appliquez vos connaissances

8 Détermination du volume molaire

On mesure la masse m de méthane CH_4 contenue dans un flacon de 5 L, on a trouvé $m = 3,35$ g.

a) Calculez le volume molaire dans les conditions de l'expérience.

b) Calculez le volume molaire normal, sachant que cette expérience a été réalisée à $P = 10^5$ Pa et $t = 13^\circ\text{C}$.

9 Calcul de la densité par rapport à l'air

Quelle est, pour chacune des molécules suivantes :

a) la masse molaire moléculaire,

b) la densité par rapport à l'air ?

O_2 ; N_2 ; H_2 ; Cl_2 ; C_2H_6 .

10 Densité et sécurité

Calculez la densité par rapport à l'air du butane (C_4H_{10}) et du propane (C_3H_8). Dans un local chauffé à l'aide de ces deux gaz, il faut prévoir une aération pour pouvoir éliminer toute fuite éventuelle de gaz. Précisez s'il s'agit d'une aération haute ou d'une aération basse.

11 Recherche d'une formule à partir de la densité

a) Un corps gazeux, de densité par rapport à l'air 2,9, a une formule du type $(\text{CH}_2)_n$, n étant un nombre entier.

Quelle est la formule de ce corps ?

b) Quelle est la densité par rapport à l'air du corps correspondant à $n = 4$?

12 Recherche de la formule d'un gaz

Un ballon vide a une masse de 54,60 g. S'il est rempli de dioxygène, sa masse devient 54,78 g. S'il est rempli d'un autre gaz pris dans les mêmes conditions de température et de pression, sa masse devient 55,05 g.

Quelle est, parmi ces formules, celle qui correspond au gaz contenu dans le ballon ?

CO ; CO_2 ; SO_2 ; SO_3 ; CH_4 .

13 Exercice résolu

Masse d'un litre d'air

L'air est un mélange constitué essentiellement de dioxygène et de diazote. Sa composition en volumes est de : O_2 : 20 % ; N_2 : 80 %.

a) En utilisant la loi d'Avogadro-Ampère, déterminez la composition de l'air en molécules O_2 et N_2 .

b) Calculez le volume de dioxygène et celui de diazote contenus dans 1 litre d'air.

c) Calculez la masse de dioxygène et celle de diazote contenues dans 1 litre d'air pris dans les conditions de température et de pression.

d) Déduisez la masse d'un litre d'air dans les conditions normales de température et de pression.

Solution

a) La composition en volumes est la même que la composition en molécules puisqu'un même volume contient le même nombre de molécules. Il y a donc : 80 % de molécules N_2 et 20 % de molécules O_2 soit 4 molécules N_2 pour 1 molécule O_2 .

b) Dans 1 L d'air, il y a : $(1 \text{ L} \times 80)/100 = 0,8 \text{ L}$ de N_2 et $(1 \text{ L} \times 20)/100 = 0,2 \text{ L}$ de O_2 .

c) Le volume molaire est de $22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

* Nombre de moles de N_2 :

$$0,8 \text{ L} / 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} = 3,57 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

Masse de N_2 : ($M = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) dans un litre d'air : $3,57 \cdot 10^{-2} \times 28 = 1,0 \text{ g}$.

* Nombre de moles de O_2 : $0,2 \text{ L} / 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,93 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

Masse de O_2 ($M = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) dans un litre d'air : $8,93 \cdot 10^{-3} \times 32 = 0,29 \text{ g}$.

d) la masse de 1 L d'air est de :

$$1,0 \text{ g} + 0,29 \text{ g} = 1,29 \text{ g, soit une masse volumique de } 1,29 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Remarque. La masse volumique diminue avec la température car le volume molaire augmente.