

I-Détermination de la quantité de matière d'un liquide ou solide :

1-Définition de la quantité de matière :

La quantité de matière d'un échantillon est le nombre de moles contenues dans cet échantillon. C'est une grandeur notée : n , son unité est la mole, son symbole : (mol).

On appelle une mole de particules (atome, molécule, ionetc) l'ensemble de N_A particules identiques.

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ est appelé : le nombre d'Avogadro.

Remarque : si l'échantillon contient N entités, la quantité de matière contenue dedans est : $n = N/N_A$

2) Relation entre la masse et la quantité de matière :

La quantité de matière contenue dans un échantillon de masse m est donnée par la relation suivante:

| | |
|-------------------|--|
| $n = \frac{m}{M}$ | n : la quantité de matière en (mol) m : la masse en (g) M : masse molaire en (g/mol) |
|-------------------|--|

Cette relation s'applique pour les solides les liquides (et même pour les gaz) mais il est plus commode de caractériser un gaz par son volume que par sa masse.

Exemple: Déterminer la quantité de matière contenue dans 11,2g d'acide sulfurique H_2SO_4 .

On donne : $M(H) = 1 \text{ g/mol}$, $M(O) = 16 \text{ g/mol}$, $M(S) = 32 \text{ g/mol}$.

On a $M(H_2SO_4) = 98 \text{ g/mol}$ donc $n = m/M = 11,2/98 = 0,114 \text{ mol}$

3) Relation entre le volume et la quantité de matière :

La masse volumique : $\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V$ La relation précédente devient :

| |
|------------------------------|
| $n = \frac{\rho \cdot V}{M}$ |
|------------------------------|

Dans cette relation : M en (g/mol), ρ en (g/cm³) et V en (cm³)

remarque : la densité d'un corps solide ou liquide est liée à la masse volumique par la relation suivante : $d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$

donc : $\rho = d \cdot \rho_{eau}$, la relation précédente devient :

| |
|--|
| $n = \frac{d \cdot \rho_{eau} \cdot V}{M}$ |
|--|

II-Détermination de la quantité de matière d'un gaz :

1) Le volume molaire:

Le volume molaire V_M , est le volume occupé par une mole de gaz dans les conditions normales de température et de pression.

L'unité du volume molaire est (L/mol).

Dans les conditions normales de température et de pression ($\theta = 0^\circ \text{C}$ et $P = 1 \text{ atm}$) : $V_M = 22,4 \text{ L/mol}$

Dans les conditions standards de température et de pression ($\theta = 20^\circ \text{C}$ et $P = 1 \text{ atm}$) : $V_M = 24 \text{ L/mol}$

2) Relation entre la quantité de matière d'un gaz et le volume molaire:

La quantité de matière d'un gaz est donnée par la relation suivante:

| |
|---------------------|
| $n = \frac{V}{V_M}$ |
|---------------------|

n : quantité de matière en (mol)

V : le volume du gaz en (L)

V_M : le volume molaire en (L/mol)

3) Loi de Boyle Mariote:

a) Expérience:

On utilise une seringue liée à un manomètre, on fait varier le volume d'une quantité d'air et on mesure la pression du gaz enfermé dans la seringue et dans chaque cas on indique le volume correspondant.

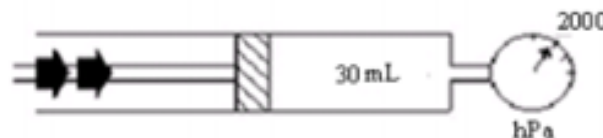


Tableau des résultats de mesure:

| | | | | | |
|------------|------|------|------|------|-----|
| P (en bar) | 1,3 | 2 | 2,5 | 4,02 | 5 |
| V (mL) | 37,7 | 24,5 | 19,6 | 12,2 | 9,8 |
| P.V | 49 | 49 | 49 | 49 | 49 |

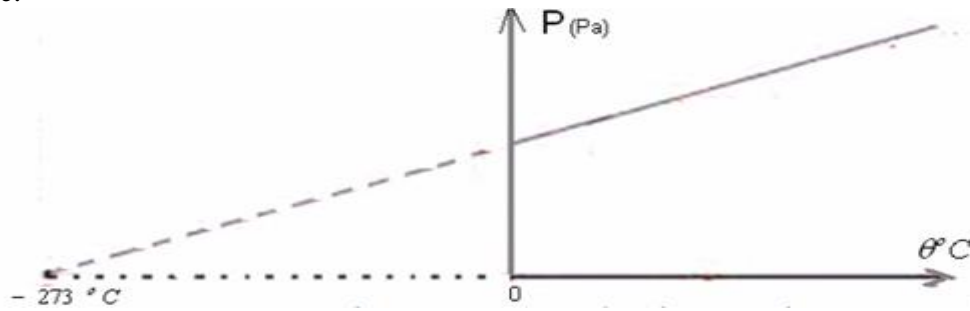
L'expérience montre que le produit PV est constant.

b) Conclusion:

Pour une certaine quantité de gaz, à température constante, le produit de la pression P par le volume V occupé par le gaz est constant ($PV = C^{\text{te}}$).

4) La température absolue:

Le graphe suivant illustre la variation la pression d'une quantité de gaz à volume constant en fonction de la température.



En prolongeant la courbe jusqu'à ce qu'elle se coupe avec l'axe de la température centésimale, on constate que la pression s'annule (théoriquement) lorsque la température est -273°C .

La température -273 correspond à l'origine de l'échelle de température absolue c'est-à-dire zéro kelvin.

La relation entre la température absolue et la température centésimale est : $T = \theta + 273$

La température absolue en kelvin (K) et la température centésimale en degré Celcius ($^{\circ}\text{C}$) :

5) Relation des gaz parfaits:

Un gaz est dit parfait si les interactions entre les molécules qui le constituent sont très faibles.

(donc les molécules d'un gaz parfait sont très éloignées entre elles par conséquent, un gaz réel peut jouer le rôle d'un gaz parfait à faible pression et haute température).

Relation des gaz parfaits:

$$P.V = n.R.T$$

P: la pression du gaz en pascal (Pa).

V: le volume du gaz en m^3 .

n : la quantité de matière du gaz en (mol).

T : la température absolue du gaz en (K).

R : la constante des gaz parfait, sa valeur dans le système international est : $R=8,314 \text{ J/mol.K}$.

6) Densité d'un gaz par rapport à l'air:

La densité d'un gaz par rapport à l'air est égale au quotient de la masse d'un volume V du gaz par la masse du même volume d'air.

$$d = \frac{m}{m'} = \frac{\text{masse d'1 volume V du gaz}}{\text{masse du même volume V d'air}}$$

$$\text{On a : } \rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho.V \Rightarrow d = \frac{m}{m'} = \frac{\rho.V}{\rho_{\text{air}}.V} = \frac{\rho}{\rho_{\text{air}}}$$

D'autre part, dans les mêmes conditions de températures et de pression (conditions normales par ex.) on a:

$$\left. \begin{aligned} \frac{P}{R.T} &= \frac{n_{\text{gaz}}}{V} \\ \frac{P}{R.T} &= \frac{n_{\text{air}}}{V} \end{aligned} \right\} \Rightarrow \frac{n_{\text{gaz}}}{V} = \frac{n_{\text{air}}}{V} \text{ donc : } \frac{m_{\text{gaz}}}{M_{\text{gaz}}.V} = \frac{m_{\text{air}}}{M_{\text{air}}.V} \Rightarrow \frac{\rho_{\text{gaz}}}{M_{\text{gaz}}} = \frac{\rho_{\text{air}}}{M_{\text{air}}} \text{ d'où } d = \frac{\rho_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{air}}}$$

Or la masse volumique de l'air dans les conditions normales de température et de pression est : $\rho_{\text{air}} = 1,293 \text{ g/L}$ et le volume molaire normale est : $V_M = 22,4 \text{ L/mol}$, donc la masse molaire de l'air est : $M_{\text{air}} = \rho_{\text{air}}.V_M = 1,293 \times 22,4 \approx 29 \text{ g/mol}$

$$\text{donc : } d = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{air}}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29}$$

La densité d'un gaz par rapport à l'air est donc donnée par la relation suivante

$$d = \frac{M}{29}$$

La densité : d, est une grandeur sans unité

M : masse molaire du gaz.

si $d > 1$ le gaz est plus dense que l'air.

si $d < 1$ le gaz est moins dense que l'air.

Exemples :

1) Calculer la densité du chlorure d'hydrogène HCl. Est il plus ou moins dense que l'air ?

2) Calculer la densité du dihydrogène H_2 . Est il plus ou moins dense que l'air ?

(on donne $M(\text{H})=1\text{g/mol}$, $M(\text{Cl})=35,5\text{g/mol}$).

1) La densité du chlorure d'hydrogène HCl : $d = M/29 = 36,5/29 = 1,26$, $d > 1$ est plus dense que l'air.

2) La densité du dihydrogène H_2 : $d = M/29 = 2/29 = 0,07$, $d < 1$ il est moins dense que l'air.