

Grandeurs liées aux quantités de matière

I- Quantité de matière de matière d'un solide et d'un liquide

1- Quantité de matière :

- En chimie, la quantité de matière correspond à un nombre fixé d'éléments (atomes, molécules, ions...).
- Une mole est le nombre d'éléments contenus dans 12 g de carbone 12. C'est l'unité de quantité de matière.
- Le nombre d'éléments dans une mole est le nombre d'Avogadro $N_a = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- La quantité de matière n d'un échantillon est le rapport du nombre d'élément N qu'il contient sur le nombre d'Avogadro N_a .

$$(mol) \rightarrow n = \frac{N \leftarrow \text{sans unité}}{N_a \leftarrow (mol^{-1})}$$

2- La quantité de matière et la masse :

Définition :

La quantité de matière $n(X)$ d'un échantillon de masse $m(X)$ et de masse molaire $M(X)$ est définie par la relation :

$$(mol) \rightarrow n(X) = \frac{m(X) \leftarrow (g)}{M(X) \leftarrow (g \cdot mol^{-1})}$$

Application 1 :

Avec une balance électronique, on mesure la masse m_1 d'un échantillon d'eau et m_2 d'un échantillon de fer.

On trouve : $m_1 = m_2 = 100g$

a- Calculer la masse molaire $M(H_2O)$ de la molécule d'eau.

b- Calculer les quantités de matière contenue dans chaque échantillon.

Données : $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(Fe) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$

Corrigé :

a- La masse molaire de l'eau :

$$M(H_2O) = 2M(H) + M(O) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g.mol}^{-1}$$

b- La quantité de matière contenue dans la masse m_1 :

$$n(H_2O) = \frac{m_1}{M(H_2O)} = \frac{100}{18} = 5,56 \text{ mol}$$

-La quantité de matière contenue dans la masse m_2 :

$$n(Fe) = \frac{m_2}{M(Fe)} = \frac{100}{56} = 1,78 \text{ mol}$$

3- La quantité de matière et la masse volumique :

Définition

La masse volumique ρ d'une espèce chimique est égale au rapport de sa masse m par son volume V .

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

Son unité dans S.I est kg/m^3

Application 2 :

L'hexane est un corps liquide à température de 20°C , de masse volumique

$\rho = 0,66 \text{ g.mL}^{-1}$, de formule chimique C_6H_{14} .

On donne la masse molaire de l'hexane : $M(C_6H_{14}) = 86 \text{ g.mol}^{-1}$

Quel volume d'hexane doit-on mesurer à l'aide d'une éprouvette graduée pour obtenir $n = 0,1 \text{ mol}$ de ce liquide ?

Corrigé :

- La masse de l'hexane est : $m = \rho \cdot V$

- Sa quantité de matière s'écrit : $n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M}$
- Calcul du volume V de l'hexane : $V = \frac{n \cdot M}{\rho} = \frac{0,1 \times 86}{0,66} = 13 \text{ mL}$

4- La quantité de matière de densité

Définition :

La densité d par rapport à l'eau d'un solide (ou d'un liquide), est égale au quotient de la masse m de ce corps par la masse m_0 du même volume V d'eau.

$$d = \frac{m}{m_{\text{eau}}} = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

ρ est la masse volumique du corps et ρ_{eau} est la masse volumique de l'eau

La densité est un nombre qui s'exprime sans unité.

- On écrit donc : $n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M} = \frac{d \cdot \rho_{\text{eau}} \cdot V}{M}$

III- Quantité de matière de matière d'un gaz

1- La loi de Boyle-Mariotte.

On considère une seringue remplie d'air et reliée à un manomètre qui indique la pression P.

On diminue le volume occupé par l'air. On constate alors que la pression affichée par le manomètre augmente.

Compléter le tableau suivant :

| | | | | |
|--------|---|-----|------|------|
| V(L) | 1 | 0,5 | 0,33 | 0,25 |
| P(bar) | 1 | 2 | 3 | 4 |
| P.V | | | | |

Conclusion :

Lorsqu'on diminue le volume d'air, la pression de ce gaz augmente et le produit $P.V$ reste constant.

Enoncé de la loi de Boyle-Mariotte :

A température constante, pour une quantité de matière donnée de gaz, le produit de la pression P par le volume V de ce gaz ne varie pas : $P.V = cte$

3- La densité d'un gaz par rapport à l'air :

Définition :

La densité d'un gaz par rapport à l'air, est égale au quotient de la masse m d'un volume V de gaz par la masse m_{air} du même volume V d'air (m et m_{air} étant mesurées dans les mêmes conditions de température et de pression)

$$d = \frac{m}{m_{air}} = \frac{n \cdot M}{\rho_{air} \cdot n \cdot V_m} = \frac{M}{\rho_{air} \cdot V_m}$$

Dans les conditions normales :

$$\rho_{air} = 1,293 \text{ g/L} \quad \text{et} \quad V_m = 22,4 \text{ L/mol} \quad \text{ainsi} \quad \rho_{air} \cdot V_m = 29 \text{ g/mol}$$

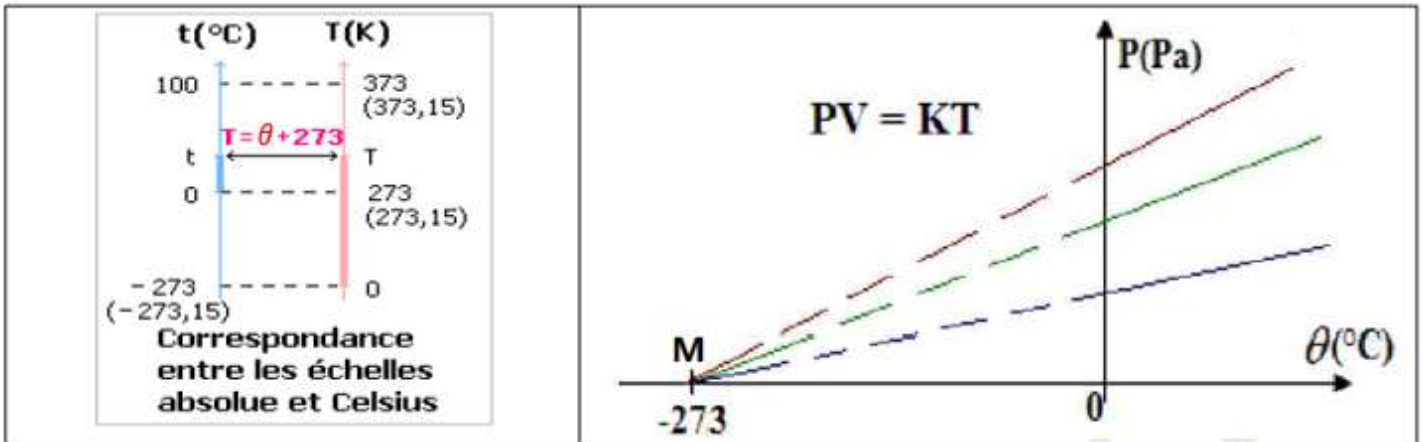
Donc :

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

4- Température absolue

La température exprimée en degrés Celsius peut être positive ou négative.

$$T(K) = \theta(^{\circ}C) + 273,15$$



Les expériences montrent que les coordonnées du point M ne dépendent pas de la nature du gaz ni de son volume ni de quantité de matière.

Le point M qui correspond à $273,15^{\circ}\text{C}$, c'est l'origine de Kelvin appelé zéro absolue.

5- Equation d'état des gaz parfaits :

Un gaz est dite parfait lorsque les particules qui le constituent sont sans interaction les unes aux autres.

A basse pression et à haute température le comportement d'un gaz réel peut se considérer le même qu'un gaz parfait.

L'expérience montre que les quatre variables d'état (P, V, n, T) sont liées par une équation s'appelle l'équation d'état des gaz parfait :

| | |
|---------------|---|
| $P.V = n.R.T$ | <p>P : La pression du gaz en pascal (Pa)</p> <p>V : Le volume du gaz, en m^3</p> <p>n : La quantité de matière, en mol</p> <p>T : La température absolue, en Kelvin (K)</p> <p>R : Constate de gaz parfait sa valeur dans S.I est $R = 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$</p> |
|---------------|---|

Application :

Calcul de volume molaire V_m dans les conditions normales de température et de pression (CNTP) ($\theta = 0^\circ C$, $P = 1013 \text{ hPa}$).

Corrigé :

Le volume molaire est le volume occupé par une mole de gaz parfait dans les conditions normales de température et de pression ($\theta = 0^\circ C$, $P = 1013 \text{ hPa}$)

$$P.V = n.R.T \Rightarrow V_m = \frac{V}{1} = \frac{R.T}{P}$$

$$V_m = \frac{8,31 \times (0 + 273,15)}{1013 \times 10^2} = 2,24.10^{-2} \text{ m}^3.\text{mol}^{-1}$$

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