

## 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  $N_a$ .

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

#### 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 :

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

##### 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 :  $m_1 = m_2 = 100 \text{ g}$

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  $\rho$  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  $\text{kg/m}^3$

Application 2 :

L'hexane est un corps liquide à température de  $20^\circ\text{C}$ , 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.

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

$\rho$  est la masse volumique du corps et  $\rho_{eau}$  est la masse volumique de l'eau

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

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

## 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 :  $P \cdot V = cte$

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

#### 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 :

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

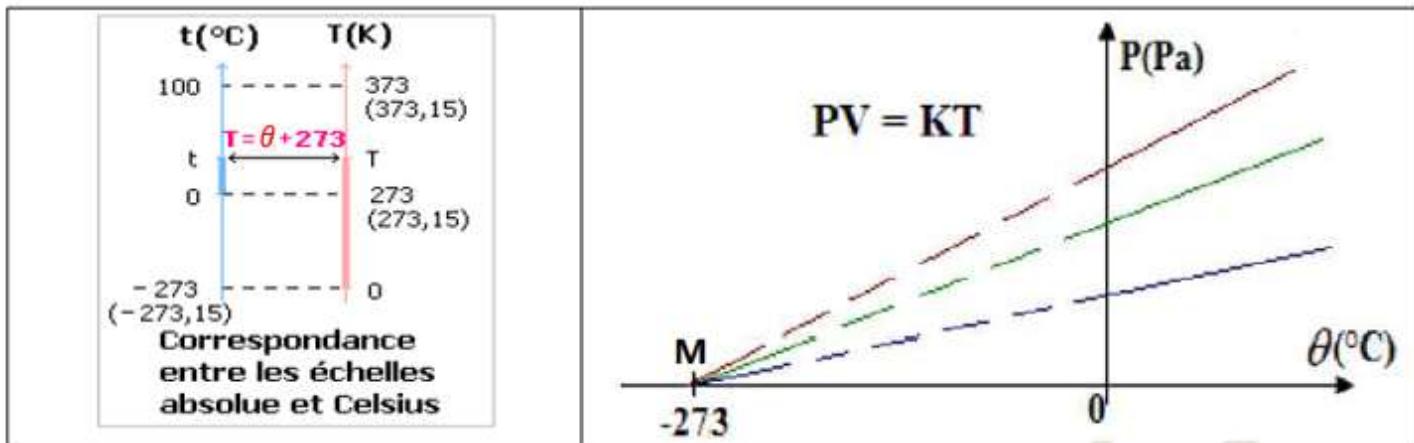
Donc :

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

### 4- Température absolue

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

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



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  $273,15^{\circ}C$ , 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 :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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

**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 ( $\theta = 0^\circ C$  ,  $P = 1013 \text{ hPa}$ )

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

$$V_m = \frac{8,31 \times (0 + 273,15)}{1013 \times 10^2} = 2,24 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

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