

Cours N° 7 :

*La mole – Quantité de matière***Introduction :**

On peut dénombrer le nombre de molécules de saccharose contenues dans un échantillon du sucre par l'utilisation de la notion de mole.

- Qu'est-ce qu'une mole ?
- Comment peut-on compter le nombre de molécules d'une substance chimique ?

**1. La mole :**Activité :

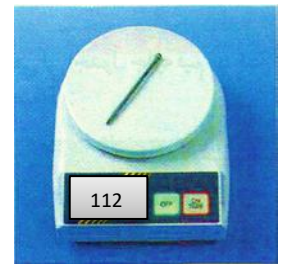
On mesure la masse d'un clou de fer par une balance électronique. On obtient : $m = 112$ g.

On considère que le clou ne contient que des atomes de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$.

Données : $m_p = m_n = 1,66 \cdot 10^{-27}$ Kg ; $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ Kg

- Déterminer la composition (nombre de protons, de neutrons et d'électrons) d'atome de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$.
26 protons ; 30 neutrons ; 26 électrons.
- Calculer la masse d'un atome de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$.
 $m(\text{Fe}) = 26 \cdot m_p + 30 \cdot m_n + 26 \cdot m_e = 9,354 \cdot 10^{-26}$ Kg
- Déduire N le nombre d'atomes de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ trouvé dans le clou. Que peut-on déduire ?

$$N = \frac{m}{m(\text{Fe})} = \frac{112 \cdot 10^{-3}}{9,354 \cdot 10^{-26}} \approx 12 \cdot 10^{23} ; \quad \text{une petite masse de fer contient un nombre très grand des atomes.}$$

Conclusion :

Le nombre d'atomes contenu dans un échantillon est très grand, pour cela les chimistes ont défini une unité qui permet de manipuler des nombres moins grands. Cette unité s'appelle **la mole**.

1. Le nombre d'Avogadro :

On prend un échantillon de carbone ${}^{12}_6\text{C}$ de masse $m = 12$ g.

La masse d'un atome de carbone ${}^{12}_6\text{C}$ est : $m(\text{C}) = 1,992662 \cdot 10^{-23}$ g.

Cet échantillon contient un nombre N atome de carbone ${}^{12}_6\text{C}$ tel que :

$$N_A = \frac{m}{m(\text{C})} = \frac{12}{1,992662 \cdot 10^{-23}} \approx 6,02 \cdot 10^{23}$$

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

**2. Définition de la mole :**

Une mole de particules (atomes, molécules, ions) est définie comme **un ensemble de N_A particules identiques**.
Avec N_A : le nombre d'Avogadro. Le symbole de la mole est : **mol**.

Exemple : Calculer le nombre des moles trouvés dans le clou de fer (Activité précédent).

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{12 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} \approx 2 \text{ mol}$$

2. La masse molaire :**1. Masse molaire atomique :**

La masse molaire atomique $M(x)$ d'un élément chimique X est la masse d'une mole de cet élément, elle est donnée par le tableau périodique. Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

On peut déterminer la masse molaire atomique d'un élément chimique X par la relation suivante : $M(x) = m(X) \cdot N_A$
avec : $m(X)$ la masse d'un atome d'élément chimique X en (g) et N_A : constante d'Avogadro en (mol^{-1})

Exemple : Calculer la masse molaire atomique d'oxygène.

On donne : $m(O) = 2,658 \cdot 10^{-23} \text{ g}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$$M(C) = m(C) \cdot N_A = 2,658 \cdot 10^{-23} \text{ g} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Atome	H	C	O
Masse molaire atomique	$M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2. Masse molaire moléculaire :

La masse molaire moléculaire d'une molécule est la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent cette molécule.

Exemple : Déterminer les masses molaires moléculaires des molécules suivantes : CH_4 , NH_3 , H_2O , C_4H_{10} et H_2SO_4

On donne : $M(N) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(S) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$M(\text{CH}_4) = M(C) + 4 \cdot M(H) = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{NH}_3) = M(N) + 3 \cdot M(H) = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(H) + M(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \cdot M(C) + 10 \cdot M(H) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot M(H) + M(S) + 4 \cdot M(O) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3. Quantité de matière :

1. Définition :

La quantité de matière d'un échantillon est le nombre de moles que contient cet échantillon, c'est une grandeur notée n , son unité est la mole (mol). Elle est définie par la relation suivante :

$$\left\{ \begin{array}{l} n : \text{Quantité de matière en (mol)} \\ N : \text{Nombre d'entités chimiques (molécules, atomes ou ions)} \\ N_A : \text{Constante d'Avogadro } N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \end{array} \right.$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

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

La quantité de matière d'un échantillon de masse $m(X)$ composé par une espèce chimique X de masse molaire $M(X)$ est donnée par la relation suivante :

$$\left\{ \begin{array}{l} n : \text{Quantité de matière en (mol)} \\ m(X) : \text{Masse en (g)} \\ M(X) : \text{Masse molaire en (g} \cdot \text{mol}^{-1}) \end{array} \right.$$

$$n = \frac{m(x)}{M(x)}$$

Exemple : Calculer la quantité de matière de fer dans le clou (Activité précédent). On donne $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{112}{56} = 2 \text{ mol}$$

Application 1 :

1. Calculer la masse molaire moléculaire du saccharose de formule $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

On donne : $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

2. Déterminer la quantité de matière de saccharose pour une masse de saccharose $m = 5 \text{ g}$.

3. Déduire le nombre de molécules de saccharose.

Remarque :

- La masse volumique d'un corps solide ou liquide est donnée par la relation suivante : $\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho \cdot V$
- La densité d'un corps solide ou liquide est donnée par la relation suivante : $d = \frac{\rho}{\rho_{eau}} \Rightarrow \rho = d \cdot \rho_{eau}$

- Donc :
- n : Quantité de matière en (mol)
 - m : Masse du corps en (g)
 - M : Masse molaire du corps en (g.mol⁻¹)
 - V : Volume du corps en (L)
 - ρ : Masse volumique du corps en (g.L⁻¹)
 - ρ_{eau} : Masse volumique de l'eau $\rho_{eau} = 1000 \text{ g.L}^{-1}$
 - d : Densité du corps (sans unité)

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{\rho_{eau} \times d \times V}{M}$$

Application 2 :

Calculer la quantité de matière contenue dans un volume V = 10mL de linalol C₁₀H₁₈O de masse volumique $\rho = 0,9 \text{ g.mL}^{-1}$
On donne : M(H) = 1 g .mol⁻¹ ; M(C) = 12 g .mol⁻¹ ; M(O) = 16 g .mol⁻¹

.....

.....

.....

.....

.....

.....

4. Quantité de matière d'un gaz :

1. Volume molaire des gaz :

Le volume molaire V_m d'un gaz est le **volume occupé** par **une mole** de ce gaz dans les conditions de pression et de température données. Il s'exprime en L.mol⁻¹.

2. Loi d'Avogadro-Ampère :

- Dans **les mêmes conditions de pression et de température**, tous les gaz ont le **même volume molaire**.
- Dans les conditions ordinaires de température et de pression (P = 1 atm ; $\theta = 20^\circ\text{C}$) : le volume molaire est $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$
 - Dans les conditions normales de température et de pression (P = 1 atm ; $\theta = 0^\circ\text{C}$) : le volume molaire est $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

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

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

- n : Quantité de matière en (mol)
- V : Volume de gaz en (L)
- V_m : Volume molaire en (L.mol⁻¹)

$$n = \frac{V}{V_m}$$

Application 3 :

On considère un flacon de dichlore Cl₂ de 1L .il est rempli de dichlore dans les conditions ou le volume molaire vaut $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

1. Calculer le nombre de moles de dichlore.

.....

.....

2. En déduire la masse de dichlore contenu dans dans le flacon. On donne M(Cl) = 35,5 g.

.....

.....

4. Equation d'état d'un gaz parfait :

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

Equation d'état du gaz parfait est :

- P : Pression du gaz en pascal (Pa) ; $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ et $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$
- V : Volume du gaz en pascal (m^3) ; $1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$
- n : Quantité de matière en (mol)
- T : Température absolue en Kelvin (K) ; $(K) = (^\circ C) + 273$
- R : Constante des gaz parfait ; $R = 8,314 \text{ (SI)}$

$$PV = n \cdot RT$$

Remarque :

La densité d'un gaz par rapport à l'air est donnée par la relation suivante : $d = \frac{M}{29}$

La densité d est une grandeur sans unité.

Application 4 :

A la température $\theta = 15^\circ \text{C}$ et sous la pression $P = 150 \text{ bar}$ on remplit une bouteille de volume interne $V = 15 \text{ L}$ de dihydrogène H_2 gazeux .on considère ce gaz comme étant un gaz un gaz parfait.

On donne : la constante des gaz parfait $R = 8,314 \text{ (SI)}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $1 \text{ bar} = 1,00 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

1. Calculer la quantité de matière du dihydrogène.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

2. En déduire sa masse.

.....

.....

.....

Application 5 :

Un flacon de volume $V = 0,80 \text{ L}$ renferme une masse $m = 1,41 \text{ g}$ de propane gazeux C_3H_8 .

On donne : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$

1. Calculer la masse molaire M du propane.

.....

.....

.....

2. En déduire la densité du propane gazeux.

.....

.....

.....

3. Déterminer la quantité de matière n de propane contenu dans le flacon.

.....

.....

.....

4. Calculer le volume molaire V_m du propane dans les conditions de l'expérience.

.....

.....

.....