

Thème 1 : La matière

Chap5 : La quantité de matière

I- Changement d'échelle : Du microscopique au macroscopique :

- L'échelle de l'infiniment petit, appelée échelle microscopique permet d'étudier les atomes, les molécules et les ions.
- Elle permet de considérer un atome de fer : masse d'un atome: $m_{Fe} = 9,3 \cdot 10^{-23} g$.
- À l'échelle humaine (notre échelle), c'est-à-dire l'échelle macroscopique, on considère un morceau de fer de quelques grammes.
- On ne travaille pas à l'échelle de l'atome. On travaille à notre échelle, à l'échelle humaine, l'échelle macroscopique.
- Question : Quel est le nombre d'atomes contenus dans un échantillon de fer de masse $m = 3,5 g$? Nombre d'atomes de fer contenus dans l'échantillon :
$$N = \frac{m}{m(Fe)} \cdot A \cdot N_A; N = \frac{3,5}{9,3 \cdot 10^{-23}} \rightarrow N = 3,8 \cdot 10^{22} \text{ atomes}$$
- Que représente ce nombre N ? Ce nombre représente une quantité de matière.
- En chimie, la quantité de matière représente un nombre d'entités chimiques, c'est-à-dire, un nombre d'atomes, de molécules ou d'ions.

II- La mole.

1- Définition :

- Pour compter un grand nombre d'objets, on les regroupe en paquets.
- Il existe beaucoup d'exemples : les œufs par quatuors, les chaussettes par paires, les rames de papier par 500 feuilles,...
- Les entités chimiques comme, les atomes, les molécules, et les ions se comptent aussi par paquet.
- On appelle mole un paquet d'entités chimiques.
- La mole est la réunion d'un nombre déterminé d'entités chimiques toutes identiques.
- On note : N_A le nombre d'entités dans un paquet. Un tel paquet porte le nom de **mole**
- La mole est une unité de quantité de matière de symbole : **mol**.
- Si l'on prend une mole d'atomes de carbone 12, la masse correspondante est de 12g. Le paquet comprend N_A atomes de carbone 12.

2- La constante d'Avogadro N_A :

Activité :

Déterminer le nombre d'atomes qui existe dans 12g de carbone.

On donne : masse d'un atome de C : $m(C) = 19,93 \cdot 10^{-24} g$

$$N_C = \frac{12}{19,93 \cdot 10^{-24}} = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Définition :

Le nombre d'Avogadro noté N est égale au nombre d'atomes contenus dans 12g de carbone $N = 6,023 \cdot 10^{23}$

3- Définition d'une mole :

La mole est la quantité de matière formée par N particules identiques.

III- Masse molaire :

1- Masse molaire atomique :

La masse molaire atomique d'un élément correspond à la masse d'une mole d'atomes de cet élément. On la note M et elle s'exprime en $g \cdot mol^{-1}$

Exemples :

- 1) Déterminer la masse d'une mole d'atomes d'hydrogène sachant que la masse d'un atome d'hydrogène vaut $m_H = 0,14 \cdot 10^{-23} g$.

$$M_H = N_A \cdot m_H \cdot A \cdot N; M_H = 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 0,17 \cdot 10^{-23} = 1 g \cdot mol^{-1}$$

- 2) Déterminer la masse d'une mole d'atomes d'oxygène sachant que la masse d'un atome d'oxygène vaut $m_O = 2,66 \cdot 10^{-23} g$.

$$M_O = N_A \cdot m_O \cdot A \cdot N; M_O = 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 2,66 \cdot 10^{-23} = 16 g \cdot mol^{-1}$$

- 3) Masse molaire atomique de l'élément carbone : $M(C) = 12,0 g \cdot mol^{-1}$

- 4) Masse molaire atomique de l'élément cuivre : $M(Cu) = 63,5 g \cdot mol^{-1}$.

- 5) Masse molaire atomique de l'élément chlore : $M(Cl) = 35,5 g \cdot mol^{-1}$.

2- Masse molaire moléculaire :

La masse molaire moléculaire représente la masse d'une mole de molécules.

Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments constituant la molécule.

Exemples :

- 1) Déterminer la masse molaire d'une molécule d'eau sachant que :

$$m_H = 0,14 \cdot 10^{-23} g \text{ et } m_O = 2,66 \cdot 10^{-23} g$$

$$M_{H_2O} = N \cdot m_{H_2O} \text{ avec } m_{H_2O} = 2m_H + m_O = (2 \cdot 0,17 \cdot 10^{-23}) + 2,66 \cdot 10^{-23} = 3 \cdot 10^{-23} g$$

$$\rightarrow M_{H_2O} = 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 3 \cdot 10^{-23}; M_{H_2O} = 18 g \cdot mol^{-1}$$

- 2) Déterminer la masse molaire d'une molécule d'eau sachant que :

$$M_H = 1 g \cdot mol^{-1} \text{ et } M_O = 16 g \cdot mol^{-1}$$

$$M_{H_2O} = 2 \cdot M_H + M_O; A.N; M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16; M_{H_2O} = 18 g \cdot mol^{-1}$$

Application :

- 1) Déterminer la masse molaire moléculaire des espèces chimiques suivantes

: H_2O ; Cl_2 ; H_2SO_4 ; NH_3 et CO_2

On donne : $M(Cl) = 35,5 g \cdot mol^{-1}$; $M_H = 1 g \cdot mol^{-1}$; $M_O = 16 g \cdot mol^{-1}$

$M_S = 32 g \cdot mol^{-1}$; $M(C) = 12 g \cdot mol^{-1}$; $M(N) = 14 g \cdot mol^{-1}$

- 2) En déduire la masse d'une molécule de CO_2 .

IV- Relation entre la masse et la quantité de matière :

1- Définition :

La quantité de matière (n) et la masse (m) d'un échantillon d'un corps pur de masse molaire M sont reliées par :

$$n = \frac{m}{M}$$

$\left\{ \begin{array}{l} n \text{ exprimée en mol} \\ m \text{ exprimée en g} \\ M \text{ exprimée en } g \cdot mol^{-1} \end{array} \right.$

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m = n \cdot M \rightarrow M = \frac{m}{n}$$

2- Application :

- 1) Calculer la quantité de matière contenue dans 3,2g de soufre.
On donne : $M_S = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- 2) Déterminer la masse de l'eau qui renferme 0,05mol d'eau.

V- Volume molaire :

1- Définition :

Le volume molaire noté V_M est le volume occupé par une mole d'un corps pur.
Il s'exprime en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2- Volume molaire des gaz :

La Loi d'Avogadro – Ampère :

Dans les mêmes conditions de température et de pression, tous les gaz ont le même volume molaire.

Température °C	Pression Pa	Volume molaire $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$
0	$1,013 \times 10^5$	22,4
20	$1,013 \times 10^5$	24,0

VI- Relation entre la quantité de matière et le volume d'un corps pur :

1- Définition :

Le volume v et la quantité de matière n d'un échantillon de corps pur de

volume molaire V_M sont reliés par : $n = \frac{v}{V_M}$ $\left\{ \begin{array}{l} n: \text{quantité de matière (mol)} \\ v: \text{volume (L)} \\ V_M: \text{volume molaire} (\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}) \end{array} \right.$

2- Application :

Les gaz considérés dans cet exercice sont pris dans les mêmes conditions pour lesquelles le volume molaire vaut $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Un ballon vide a une masse $m_1 = 84,60 \text{ g}$.

1) Ce ballon, rempli de dioxygène, a une masse $m_2 = 84,76 \text{ g}$.

a- Calculer la quantité de dioxygène contenu dans le ballon.

b- En déduire le volume intérieur v du ballon.

2) On vide le ballon puis on le remplit par un gaz noté G . L'ensemble (ballon + gaz G) a une masse $m_3 = 85,00 \text{ g}$

a- Trouver, *sans calcul*, la quantité de gaz (G) contenu dans le ballon.

b- Quelle est parmi les formules suivantes (H_2 ; CO_2 et SO_3) celle qui correspond au gaz (G) ? Justifier.

On donne : $M(H_2) = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(CO_2) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(SO_3) = 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$