

# La mole : unité de quantité de matière

Nous avons vu que les entités chimiques sont toutes très petites. Pour constituer la matière il en faut donc un très grand nombre. Comme il est difficile de travailler avec de très grandes puissances de dix, nous allons dans ce chapitre introduire une nouvelle unité adaptée à la description des systèmes chimiques.

## 1. La mole

### 1.1. Définition

La mole est l'unité de quantité de matière. Une mole contient autant d'entités chimiques qu'il y a d'atomes dans douze grammes de l'isotope douze du carbone.

Remarques :

- Par entité on désigne atome, ion ou isotope
- La quantité de matière se note  $n$
- Le symbole de la mole est mol

### 1.2. Constante d'Avogadro

Dans douze grammes de l'isotope douze du carbone il y a  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes de carbone. Ce nombre est une constante fondamentale, appelée constante d'Avogadro, notée  $N_A$  et dont l'unité est  $\text{mol}^{-1}$ .

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Une mole d'entités chimiques contient  $N_A$  entités chimiques. Ainsi :

Une mole d'atomes de fer contient  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes de fer.

Une mole d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  contient  $6,02 \cdot 10^{23}$  ions  $\text{Cu}^{2+}$ .

Une mole de molécules d'eau contient  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécules d'eau...

### 1.3. Quantité de matière

Soit un échantillon contenant  $N$  entités chimiques, la quantité de matière de cet échantillon est :

$$n_{(e.c.)} = \frac{N_{(e.c.)}}{N_A}$$

$n_{(e.c.)}$  en mol ;  $N_A$  en  $\text{mol}^{-1}$  ;  $N_{e.c.}$  sans unité

Exercice

1. Calculer la quantité de matière représentée par  $4,01 \cdot 10^{21}$  électrons
2. Calculer le nombre d'ions  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  contenus dans 0,324 mol

## 2. Masse d'une mole d'entités chimiques

### 2.1. Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole de cet élément.

On la note  $M$  et son unité est  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Les masses molaires atomiques se trouvent dans la classification périodique.

Activité 3 page 125 - document 1

### 2.2. Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une molécule est la masse d'une mole de cette molécule.

On la note  $M$  et son unité est  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

On l'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes composant la molécule.

Exemple :

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O})$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0$$

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

Exercice : Calculer la masse molaire du méthane ( $\text{CH}_4$ ) et celle des ions  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .

### 2.3. Relation entre quantité de matière, masse et masse molaire

La quantité de matière d'un échantillon de masse  $m(\text{e.c.})$  d'entités chimiques de masse molaire  $M(\text{e.c.})$  vaut :

$$n_{(\text{e.c.})} = \frac{m_{(\text{e.c.})}}{M_{(\text{e.c.})}}$$

$n$  en mol ;  $m$  en g ;  $M$  en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice :

1. Calculer la quantité de matière contenue dans 4,0g de méthane ( $\text{CH}_4$ )
2. Calculer la masse d'un échantillon de  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  de  $1,0 \cdot 10^{-2}$

## 3. Cas des gaz

### 3.1. Loi d'Avogadro – Ampère

A température et pression fixées le volume occupé par une mole de gaz est le même quelque soit le gaz considéré.

Ce volume est appelé volume molaire, on le note  $V_m$  et son unité est  $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

A  $20^\circ\text{C}$  et sous 1 atm :  $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### 3.2. Quantité de matière et volume d'un gaz

La quantité de matière d'un échantillon de gaz de volume  $V(\text{gaz})$  vaut :

$$n_{(\text{gaz})} = \frac{V_{(\text{gaz})}}{V_m}$$

$n(\text{gaz})$  en mol ;  $V(\text{gaz})$  en L ;  $V_m$  en  $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice :

1. Calculer la quantité de matière en dioxygène ( $\text{O}_2$ ) contenue dans 3,0 L de ce gaz
2. Calculer le volume occupé par 0,0020 mol de  $\text{H}_2$