



## Chapitre 10 : Une nouvelle unité, l'unité de quantité de matière : La mole

### Introduction :    *A noter*

Rappelons nous ce qui a été vu aux chapitres 5 concernant la masse des atomes et le nombre d'atomes dans un échantillon :

Soit un atome de fer :  ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ . Calculer sa masse ?  $m(\text{Fe}) = 56 \cdot 1.67 \cdot 10^{-27} = 9.35 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

Calculons le nombre d'atomes de fer dans un échantillon de 20.0g :

$$\text{Nbre d'atomes} = \frac{20.0 \cdot 10^{-3}}{9.35 \cdot 10^{-26}} = 2.14 \cdot 10^{23}$$

Cet ordre de grandeur est très grand, c'est pourquoi les chimistes ont défini une unité qui permet de manipuler des nombres moins grand :

### I La mole :

#### 1) Définition :

La mole est l'unité de quantité de matière. Une quantité de matière sera notée **n**.

Une mole contient autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone  ${}^{12}_6\text{C}$ .

Son symbole est **mol**.

(Une entité élémentaire représente soit des atomes, des ions, des molécules ou des électrons)

#### 2) La constante d'Avogadro :

- Elle donne le nombre d'entités élémentaires qu'il y a dans une mole.  $N_A = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .
- On l'utilise pour calculer la quantité de matière d'un échantillon dont on connaît son nombre d'entités élémentaire.

$$n = \frac{\text{Nbre d'entités}}{N_A}$$

On peut utiliser cette formule notamment pour calculer la quantité de matière de Fer présent dans l'échantillon de 20g :

$$n = \frac{2.14 \cdot 10^{23}}{6.02 \cdot 10^{23}} = 0.356 \text{ mol}$$

Exercices n° 12 p 132

### II La masse molaire et son utilisation :

#### 1) Définition :

- La masse molaire atomique **M** d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément.  
Elle tient compte des proportions des différents isotopes naturels.  
Elle s'exprime en **g.mol<sup>-1</sup>**.

Rq :

Etant donné que la masse d'un électron est négligeable, **la masse molaire pour un ion monoatomique sera prise équivalente à la masse molaire de l'atome.**



- La masse molaire moléculaire est la somme des masses molaires atomique des atomes qui constituent la molécule.

Ex : trouvons la masse molaire moléculaire du glucose  $C_6H_{12}O_6$  :

$$\begin{aligned}M(C_6H_{12}O_6) &= 6 \cdot M(C) + 12 \cdot M(H) + 6 \cdot M(O) \\ &= 6 \cdot 12.0 + 12 \cdot 1.00 + 6 \cdot 16.0 \\ &= 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}\end{aligned}$$

## 2) Calcul de quantité de matière :

La masse molaire nous permet de calculer aisément la quantité de matière d'un échantillon à partir de sa masse par la formule :

$$n = \frac{m}{M} \quad \left\{ \begin{array}{l} n : \text{quantité de matière (mol)} \\ m : \text{masse de l'échantillon (g)} \\ M : \text{masse molaire atomique ou moléculaire (g} \cdot \text{mol}^{-1}) \end{array} \right.$$

Ex : Calculons la quantité de matière de 20g de fer par cette formule :

$$n = \frac{20.0}{55.8} = 0.358 \text{ mol} . \text{ On retrouve bien la valeur calculée dans le I 2).}$$

Exercice n°15 et 16 p132

## III Volume molaire d'un gaz :

### 1) Loi d'Avogadro-Ampère :

Le physicien Avogadro émet en 1811 l'hypothèse suivante : « Dans les mêmes conditions de température et de pression, des volumes égaux de différents gaz contiennent le même nombre de molécules ».

En 1814, Ampère reprend ce travail et montre que la loi est également vérifiée pour les faibles pressions.

### 2) Définition du volume molaire d'un gaz :

A température et pression données, le **volume occupé par une mole de gaz est indépendant de la nature du gaz.**

Ce volume est appelé **volume molaire**. On le note  $V_m$  et s'exprime en  $L \cdot \text{mol}^{-1}$ .

$$\text{On a : } n = \frac{V}{V_m} \quad \left\{ \begin{array}{l} n : \text{quantité de matière de gaz (mol)} \\ V : \text{Volume de gaz (L)} \\ V_m : \text{volume molaire d'un gaz (L} \cdot \text{mol}^{-1}) \end{array} \right.$$

Exercices  
n° 17, 22  
et 25  
p 133-134

**Dans les conditions  $T=20^\circ\text{C}$  et  $P=1013\text{hPa}$ , nous savons que  $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .**