

Chapitre Chimie N°7

**La mole et
La Concentration molaire**

Introduction

- ✓ Quel est l'ordre de grandeur du nombre de particules contenues dans tous les objets qui nous entourent ?
- ✓ Les échantillons de matière que nous manipulons contiennent un nombre gigantesque d'entités chimiques (atomes, ions, molécules). Ainsi, une simple goutte d'eau contient 1 500 milliard de milliard de molécules d'eau ! Il est donc nécessaire de créer une **unité adaptée** qui facilite le décompte des entités chimiques contenues dans un échantillon.
- ✓ **Quelle est cette unité ? Comment l'utiliser ?**

Objectif du cours :

- Comprendre la nécessité et l'intérêt d'un changement d'échelle.
- Définir l'unité de quantité de matière : La mole
- Calculer une masse molaire à partir des masses molaires atomiques.
- Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide
- Définir et calculer la concentration molaire d'une solution

I. La mole

1. Nécessité d'un changement d'échelle

- **Rappel TP Chimie : Qu'est ce que la mole ?**

Question à résoudre : Combien d'atomes de fer sont présents un clou de 20,0 g ?

❖ Données :

Masse d'un nucléon : $m_n = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg

Symbole de l'Atome de fer : ${}^{56}\text{Fe}$ (Z= 26)

→ Calcul de la masse théorique d'un atome de fer

$$m(\text{Fe}) = 56 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 9,35 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

→ Calcul du nombre d'atomes de fer dans un clou de 20.0g

$$\text{Nbre d'atomes} = \frac{20,0 \cdot 10^{-3}}{9,35 \cdot 10^{-26}} = 2,14 \cdot 10^{23}$$

→ **Conclusion** Ce nombre n'est pas commode à manipuler. En effet, il faudrait 2 millions de milliard d'années pour compter ces atomes à raison de 1 par seconde.

Le nombre d'atomes contenus dans des échantillons de quelques grammes est très grand.

C'est pourquoi les chimistes ont défini une nouvelle grandeur : la quantité de matière qui permet de manipuler des nombres moins grand.

2. Définition de la mole : Unité de la quantité de matière

A savoir :

- En chimie, les entités chimiques (atomes, molécules) sont regroupées en paquet.
- Une quantité de matière représente un nombre de « paquet » identique.
- L'unité de quantité de matière est la mole (Symbole mol)
- Une mole est un paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques identiques.

Remarque : il est plus facile de compter des morceaux de sucre que le nombre de grains de sucre !!

3. La constante d'Avogadro

Ce nombre d'entité par mole ou « paquet » est une constante universelle appelée : Constante d'Avogadro, et notée N_A .

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

4. Calcul d'une quantité de matière (Nombre de mole)

Question à résoudre :

Combien de « paquets » ou nombre de moles (n) sont contenus dans un échantillon de N atomes ?

La relation de proportionnalité entre la quantité de matière n d'atomes d'un échantillon et leur nombre N est :

$$N = N_A \times n \quad \text{ou} \quad n = N / N_A$$

Avec :

N n'a pas d'unité

n s'exprime en mol,

N_A , constante de proportionnalité, est appelée constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

II. Comment calculer une quantité de matière à partir d'une masse ?

1. Masse molaire atomique

Rappel TP Chimie : Qu'est ce que la mole ?

Définition :

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

Remarque : Les masses molaires atomiques sont indiquées dans la classification périodique.

Exemples :

$M(\text{C}) = 12,011 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$

2. Masse molaire moléculaire

Définition :

La masse molaire moléculaire M d'une espèce chimique moléculaire représente la masse d'une mole de cette molécule. M s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exemples :

→ Calcul de la masse molaire de l'eau :

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

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,0 + 1 \times 16,0 = 18,0 \text{ g/mol}$$

→ Calcul de la masse de $\text{C}_3\text{H}_6\text{Cl}_2$:

$$M(\text{C}_3\text{H}_6\text{Cl}_2) = 3 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + 2 \times M(\text{Cl})$$

$$M(\text{C}_3\text{H}_6\text{Cl}_2) = 3 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 2 \times 35,5 = 113,0 \text{ g/mol}$$

→ *Voir Application p 253 du manuel*

3. Relation entre masse et quantité de matière

Quantité de matière de X (mol)	1	n (X)
Masse (g)	M (X) = Masse molaire de X	m = ??

Formule :

La quantité de matière n d'un échantillon de masse m et masse molaire M vaut

$$\boxed{n = m / M}$$

Exemple 1 :

Calculer de la quantité de matière d'un échantillon d'ammoniac NH_3 de masse m = 37,5 g

Données :

$$M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol} ; \quad M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{NH}_3) = 17,0 \text{ g/mol}$$

$$n = m / M$$

$$n = 37,5 / 17,0$$

$$\boxed{n = 2,21 \text{ mol}}$$

Exemple 2 :

La vitamine C a pour formule $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$. Un comprimé a une masse de 60,0 mg.
Calculer la quantité de matière n dans un comprimé.

a) Calcul de M

$$M = 6 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 6 \times 16,0$$

$$\boxed{M = 176,0 \text{ g/mol}}$$

$$b) \quad n = m / M$$

$$n = 60,0 \times 10^{-3} / 176,0$$

$$n = 3,41 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

III. Cas des liquides

1. Cas des liquides purs : Masse volumique

- ✓ Pour les solides, on indique directement **la masse** : m(g)
- ✓ Pour les liquides purs, on indique **le volume** V et **la masse volumique** (ρ) du liquide. La masse m n'est donc pas directement donnée. Il faut la calculer !

Rappel : $\rho = m / V$

Formule

$$\rightarrow m = \rho \times V$$

$$\rightarrow n = \rho \times V / M$$

2. Cas des solutions : Concentration molaire

➤ Rappel TP cours : Introduction à la concentration

❖ Concentration molaire (mol.L^{-1})

La concentration molaire dissoute dans une solution est égale au quotient de la quantité de matière n (A) de A dissoute par le volume V de la solution.
Elle se note [A] ou c(A).

$$n(A) = c(A) \times V \quad \text{ou} \quad c(A) = n(A) / V$$

Exemple 3 :

Calculer la concentration molaire d'une solution de saccharose préparée à partir d'une masse $m = 4 \text{ g}$ dissout dans un volume $V = 40 \text{ mL}$.

Données :

Le saccharose a pour formule brute : $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

M (saccharose) = 342 g / mol

→ Calcul de la quantité de matière n de saccharose correspondante à une masse $m = 4,0 \text{ g}$

$$n = m / M$$

$$n = 4,0 / 342 = 1,17 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

→ Calcul de la concentration molaire c de la solution

$$c(\text{saccharose}) = n(\text{saccharose}) / V$$

$$c(\text{saccharose}) = 1,17 \times 10^{-2} / 0,04$$

$$c(\text{saccharose}) = \underline{\underline{0,29 \text{ mol / L}}}$$

❖ Concentration massique (g.L^{-1})

La concentration massique $t(A)$ d'une espèce A vaut :

$$t(A) = m(A) / V$$

avec t en g.L^{-1} , $m(A)$ en g et V en L

Exemple 4 :

Calculer la concentration massique d'une solution de saccharose préparée à partir d'une masse $m = 4 \text{ g}$ dissout dans un volume $V=40 \text{ mL}$.

La concentration massique $t(A)$ en saccharose d'une solution d'un volume $V=40 \text{ mL}$ où l'on a dissous $4,0\text{g}$ de saccharose est :

$$t(A) = 4,0 / 0,04 = 100 \text{ g / L}$$