

# Outils de description : mole, quantité de matière et masse molaire

## Prérequis

Ce cours nécessite une bonne maîtrise des notions de base de la chimie acquises en seconde, notamment :

- La composition des atomes (protons, neutrons, électrons)
- La classification périodique des éléments et la détermination du numéro atomique et de la masse atomique.
- Les formules chimiques et les équations chimiques.

Ce chapitre s'inscrit dans la progression annuelle de Première Générale en physique-chimie, après l'étude de la structure de la matière et avant l'approche des réactions chimiques.

## Chapitre 1 : La mole, unité de quantité de matière

### 1.1 Définition de la mole

En chimie, il est essentiel de pouvoir quantifier la matière. Pour cela, on utilise la **mole**, unité du **Système International (SI)** qui permet de dénombrer les entités élémentaires (atomes, ions, molécules...).

**Définition :** Une **mole** (symbole : mol) correspond à la quantité de matière contenant exactement  $6.022 \times 10^{23}$  entités élémentaires. Ce nombre est appelé **nombre d'Avogadro**, noté  $N_A$ .

**Exemple :** 1 mole d'atomes de carbone contient  $6.022 \times 10^{23}$  atomes de carbone. 1 mole de molécules d'eau contient  $6.022 \times 10^{23}$  molécules d'eau.

### 1.2 La quantité de matière

La **quantité de matière**, notée  $n$ , représente le nombre de moles d'entités élémentaires contenues dans un échantillon de matière. Son unité est la **mole (mol)**.

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

Où :

- $n$  est la quantité de matière en moles (mol)
- $N$  est le nombre d'entités élémentaires
- $N_A$  est le nombre d'Avogadro ( $6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ )

**Exemple :** Un échantillon contient  $1.8066 \times 10^{24}$  atomes de fer. Quelle est sa quantité de matière ?

$$n = \frac{(1.8066 \times 10^{24})}{6.022 \times 10^{(23)}} = 3 \text{ mol}$$

### 1.3 Exercice corrigé 1

**Énoncé :** Un échantillon d'eau contient  $3.011 \times 10^{23}$  molécules d'eau. Calculer la quantité de matière d'eau présente dans cet échantillon.

**Correction :**

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

On utilise la formule :

$$n = \frac{(3.011 \times 10^{23})}{6.022 \times 10^{(23)}} = 0.5 \text{ mol}$$

L'échantillon contient 0,5 mole d'eau.

## Chapitre 2 : Masse molaire

### 2.1 Définition de la masse molaire

La **masse molaire**, notée  $M$ , représente la masse d'une mole d'entités élémentaires. Son unité est le **gramme par mole (g/mol)**. La masse molaire d'un élément est numériquement égale à sa masse atomique relative trouvée dans le tableau périodique.

**Exemple :** La masse molaire du carbone (C) est de 12,0 g/mol. Cela signifie qu'une mole d'atomes de carbone a une masse de 12,0 g.

### 2.2 Calcul de la masse molaire d'une molécule

Pour calculer la masse molaire d'une molécule, on additionne les masses molaires atomiques de tous les atomes qui la composent.

**Exemple :** Calculons la masse molaire de l'eau ( $H_2O$ ) :

$$M(H_2O) = 2 \times M(H) + M(O) = 2 \times 1.0 + 16.0 = 18.0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

### 2.3 Exercice corrigé 2

**Énoncé :** Calculer la masse molaire du dioxyde de carbone ( $CO_2$ ).

**Correction :**

$$M(CO_2) = M(C) + 2 \times M(O) = 12.0 + 2 \times 16.0 = 44.0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

### Chapitre 3 : Relation entre quantité de matière, masse et masse molaire

La quantité de matière, la masse et la masse molaire sont liées par la relation suivante :

$$m = n \times M$$

Où :

- $m$  est la masse en grammes (g)
- $n$  est la quantité de matière en moles (mol)
- $M$  est la masse molaire en grammes par mole (g/mol)

### Chapitre 4 : Concentration en quantité de matière

La **concentration en quantité de matière**, notée  $C$ , exprime la quantité de matière de soluté dissoute dans un volume donné de solution. Son unité est la **mole par litre (mol/L)**, souvent abrégée en **M** (molaire).

$$C = \frac{(n)}{(V)}$$

Où :

- $C$  est la concentration en quantité de matière en mol/L
- $n$  est la quantité de matière de soluté en mol
- $V$  est le volume de la solution en litres (L)

### Chapitre 5 : Dilution et dissolution

La **dissolution** est le processus de mélange d'un soluté (solide, liquide ou gazeux) dans un solvant (généralement un liquide) pour former une solution homogène. La **dilution** consiste à diminuer la concentration d'une solution en ajoutant du solvant.

Lors d'une dilution, la quantité de matière du soluté reste constante. On a donc :

$$n_1 = n_2$$

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

Où :

- $C_1$  et  $V_1$  sont respectivement la concentration et le volume initiaux de la solution

- $C_2$  et  $V_2$  sont respectivement la concentration et le volume finaux de la solution

## Résumé

- **Mole (mol):** Unité de quantité de matière contenant  $6.022 \times 10^{23}$  entités élémentaires.
- **Nombre d'Avogadro ( $N_A$ ):**  $6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- **Quantité de matière (n):**  $n = \frac{(N)}{(N_A)}$  (en mol)
- **Masse molaire (M):** Masse d'une mole d'entités (en g/mol)
- **Relation masse-quantité de matière-masse molaire:**  $m = n \times M$
- **Chapitre 1:** Définition de la mole et de la quantité de matière, calcul de la quantité de matière à partir du nombre d'entités.
- **Chapitre 2:** Définition de la masse molaire, calcul de la masse molaire d'un élément et d'une molécule.
- **Chapitre 3:** Relation fondamentale entre la masse, la quantité de matière et la masse molaire.
- **Chapitre 4:** Définition de la concentration en quantité de matière et son calcul.
- **Chapitre 5:** Définition de la dissolution et de la dilution, utilisation de la relation  $C_1 V_1 = C_2 V_2$  pour les dilutions.

From: <https://www.wikiprof.fr/> - wikiprof.fr

Permanent link: [https://www.wikiprof.fr/doku.php?id=cours:lycee:generale:premiere\\_generale:physique\\_chimie:mole\\_quantite\\_de\\_matiere\\_et\\_masse\\_molaire](https://www.wikiprof.fr/doku.php?id=cours:lycee:generale:premiere_generale:physique_chimie:mole_quantite_de_matiere_et_masse_molaire)

Last update: 2025/06/15 19:42

