# 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 $6.022\times10^{23}$ entités élémentaires. Ce nombre est appelé **nombre d'Avogadro**, noté $N_A$.

**Exemple :** 1 mole d'atomes de carbone contient $6.022\times10^{23}$ atomes de carbone. 1 mole de molécules d'eau contient $6.022\times10^{23}$ 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)**.

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

Où :

- $n$ est la quantité de matière en moles (mol)
- $N$ est le nombre d'entités élémentaires
- $N_A$ est le nombre d'Avogadro ($6.022\times10^{23} mol^{-1}$)

**Exemple :** Un échantillon contient $1.8066\times10^{24}$ atomes de fer. Quelle est sa quantité de matière ?

$$n=\frac{\left(1.8066\times10^{24}\right)}{6.022\times10^{(23)}}=3\,mol$$

### 1.3 Exercice corrigé 1

**Enoncé :** Un échantillon d'eau contient $3.011\times10^{23}$ molécules d'eau. Calculer la quantité de matière d'eau présente dans cet échantillon.

**Correction :**

On utilise la formule : $n=\frac{(N)}{\left(N_A\right)}$

$$n=\frac{\left(3.011\times10^{23}\right)}{6.022\times10^{(23)}}=0.5\,mol$$

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 ($H_2O$) :

$$M\left(H_2O\right)=2\times M(H)+M(O)=2\times1.0+16.0=18.0\,g.mol^{-1}$$

### 2.3 Exercice corrigé 2

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

**Correction :**

$$M\left(CO_2\right)=M(C)+2\times M(O)=12.0+2\times 16.0=44.0\,g.mol^{-1}$$

## 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 $6.022\times10^{23}$ entités élémentaires.
- **Nombre d'Avogadro ($N_A$):** $6.022\times10^{23} mol^{-1}$
- **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 $C_1V_1=C_2V_2$ pour les dilutions.

From:
https://wikiprof.fr/ - **wikiprof.fr**

Permanent link:
**https://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**