

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 6.022×10^{23} entités élémentaires. Ce nombre est appelé **nombre d'Avogadro**, noté N_A .

Exemple : 1 mole d'atomes de carbone contient 6.022×10^{23} atomes de carbone. 1 mole de molécules d'eau contient 6.022×10^{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 1.8066×10^{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 3.011×10^{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 6.022×10^{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://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

