

La mole

Prérequis

Pour aborder le concept de la mole, il est essentiel de maîtriser les notions suivantes vues en classes précédentes :

- **Notion d'atome et de molécule** : Comprendre que la matière est constituée d'atomes et que ces derniers s'assemblent pour former des molécules.
- **Masse atomique et masse moléculaire** : Savoir comment calculer la masse atomique d'un élément et la masse moléculaire d'un composé.
- **Unités de masse** : Connaître l'unité de masse atomique (uma) et sa relation avec le kilogramme (kg).
- **Calculs simples de masses** : Être capable d'effectuer des calculs simples impliquant des masses.

Ce cours s'inscrit dans le chapitre sur la stœchiométrie, qui suit généralement l'étude des réactions chimiques et des équations chimiques. Il permet de quantifier les quantités de matière impliquées dans ces réactions.

Chapitre 1 : Introduction au concept de mole

1.1 La nécessité d'une unité pour quantifier la matière

Lorsqu'on manipule des substances en chimie, il est souvent nécessaire de connaître le nombre de particules (atomes, molécules, ions) présentes. Cependant, ces nombres sont extrêmement grands et peu pratiques à utiliser directement. Par exemple, un simple grain de sel contient des milliards d'ions sodium et chlorure. Il est donc nécessaire d'introduire une unité de mesure spécifique pour quantifier la matière au niveau microscopique.

1.2 Définition de la mole

La **mole** est une unité d'unité du Système International (SI) qui permet de quantifier la quantité de matière. Plus précisément, une mole contient un nombre fixe de particules élémentaires (atomes, molécules, ions, etc.). Ce nombre est appelé **nombre d'Avogadro** (N_A) et vaut environ $6,022 \times 10^{23}$ particules par mole.

Définition : La mole est la quantité de matière qui contient autant d'entités élémentaires (atomes, molécules, ions, etc.) qu'il y a d'atomes dans 12 grammes de carbone 12.

1.3 Le nombre d'Avogadro

Le nombre d'Avogadro est une constante fondamentale en chimie. Il représente le nombre de

particules élémentaires contenues dans une mole. Il est noté N_A et sa valeur est :

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

***Exemple :** Une mole d'eau (H_2O) contient $6,022 \times 10^{23}$ molécules d'eau.

1.4 Relation entre la mole, la masse molaire et le nombre de particules

La **masse molaire** (M) d'une substance est la masse d'une mole de cette substance. Elle s'exprime en grammes par mole (g/mol). La masse molaire est numériquement égale à la masse atomique (pour un élément) ou à la masse moléculaire (pour un composé) exprimée en unités de masse atomique (uma).

La relation entre la mole (n), la masse (m) et la masse molaire (M) est donnée par la formule suivante :

$$n = \frac{(m)}{(M)}$$

***Exemple :** Calculer la masse de 0,5 mole de glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). La masse molaire du glucose est de 180 g/mol .

$$m = n \cdot M = 0,5 \text{ mol} \cdot 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 90 \text{ g}$$

Chapitre 2 : Calculs stœchiométriques simples

2.1 Conversion entre le nombre de moles, la masse et le nombre de particules

La formule $n = \frac{(m)}{(M)}$ permet de convertir entre la masse et le nombre de moles. Pour convertir entre le nombre de moles et le nombre de particules, on utilise le nombre d'Avogadro :

$$\text{Nombre de particules} = n \times N_A$$

***Exemple :** Combien d'atomes de sodium sont présents dans 23 g de sodium ?

$$n = \frac{(23 \text{ g})}{(23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1})} = 1 \text{ mol}$$

1. Calculer le nombre de moles de sodium :
2. Calculer le nombre d'atomes de sodium : Nombre d'atomes = $1 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ atomes/mol}$
= $6,022 \times 10^{23}$ atomes

2.2 Exercice 1 : Calcul de la masse molaire

Calculer la masse molaire de l'acide sulfurique (H_2SO_4). (Masse atomique : $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$, $\text{S} = 32 \text{ g/mol}$,

O = 16 g/mol)

Corrigé :

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 2 \times 1 \text{ g/mol} + 32 \text{ g/mol} + 4 \times 16 \text{ g/mol} = 2 \text{ g/mol} + 32 \text{ g/mol} + 64 \text{ g/mol} = 98 \text{ g/mol}$

2.3 Exercice 2 : Calcul du nombre de moles

Quelle est la quantité de matière (en moles) contenue dans 50 g de chlorure de sodium (NaCl) ?
(Masse atomique : Na = 23 g/mol, Cl = 35,5 g/mol)

Corrigé :

1. Calculer la masse molaire de NaCl : $M(\text{NaCl}) = M(\text{Na}) + M(\text{Cl}) = 23 \text{ g/mol} + 35,5 \text{ g/mol} = 58,5 \text{ g/mol}$

2. Calculer le nombre de moles : $n = \frac{(50 \text{ g})}{(58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1})} \approx 0,855 \text{ mol}$

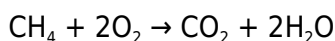
Chapitre 3 : Applications de la mole

3.1 La mole dans les réactions chimiques

La mole est un outil essentiel pour comprendre et quantifier les réactions chimiques. L'équation chimique d'une réaction donne les proportions stœchiométriques des réactifs et des produits, c'est-à-dire les rapports en nombre de moles nécessaires pour que la réaction se produise de manière complète.

3.2 Exemple d'application : Combustion du méthane

Considérons la réaction de combustion du méthane (CH_4) :



Cette équation nous indique qu'une mole de méthane réagit avec deux moles d'oxygène pour produire une mole de dioxyde de carbone et deux moles d'eau.

3.3 Calculs de quantités de matière dans une réaction

En utilisant les rapports stœchiométriques, on peut calculer les quantités de matière nécessaires pour réaliser une réaction ou les quantités de produits formés.

Exemple : Si l'on fait réagir 0,2 mole de méthane avec un excès d'oxygène, quelle quantité de dioxyde de carbone sera produite ?

D'après l'équation chimique, 1 mole de CH_4 produit 1 mole de CO_2 . Donc, 0,2 mole de CH_4 produira 0,2 mole de CO_2 .

Résumé

- La **mole** est l'unité de quantité de matière du SI.
- Le **nombre d'Avogadro** (N_A) est le nombre de particules élémentaires contenues dans une mole : $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
- La **masse molaire** (M) est la masse d'une mole de substance et s'exprime en g/mol.
- La relation entre la masse (m), le nombre de moles (n) et la masse molaire (M) est : $n = \frac{(m)}{(M)}$.
- Le nombre de particules est donné par : Nombre de particules = $n \times N_A$.
- La mole permet de quantifier les quantités de matière impliquées dans les réactions chimiques en utilisant les rapports stœchiométriques.

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

Permanent link:
https://wikiprof.fr/doku.php?id=cours:lycee:generale:seconde_generale_et_technologique:physique_chimie:la_mole

Last update: **2025/06/28 11:59**

