

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 22/09/2026 00:30 creat by Kalanso App

La Stœchiométrie : L'Art de Compter les Molécules

La stœchiométrie est une branche fondamentale de la chimie qui étudie les relations quantitatives entre les réactifs et les produits dans une réaction chimique. Elle permet de prédire les quantités de substances consommées ou produites, et repose sur la loi de conservation de la masse et la notion de mole.

1. La mole et la constante d'Avogadro

La mole (symbole : mol) est l'unité de quantité de matière. Une mole contient exactement $6,02214076 \times 10^{23}$ entités (atomes, molécules, ions, etc.). Ce nombre est appelé constante d'Avogadro (N_A).

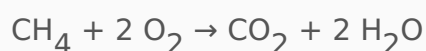
La masse molaire (M) d'une substance est la masse d'une mole de cette substance, exprimée en g/mol. Elle est numériquement égale à la masse atomique ou moléculaire relative.

Exemple : La masse molaire de l'eau (H_2O) est : $2 \times 1,008 + 16,00 = 18,016$ g/mol.

2. Équation chimique et coefficients stœchiométriques

Une équation chimique équilibrée indique les proportions dans lesquelles les réactifs réagissent et les produits se forment. Les coefficients placés devant les formules sont les coefficients stœchiométriques.

Exemple : La combustion du méthane :



Cela signifie qu'une mole de méthane réagit avec deux moles de dioxygène pour produire une mole de dioxyde de carbone et deux moles d'eau.

3. Calculs stœchiométriques

Pour résoudre un problème de stœchiométrie, on suit généralement ces étapes :

1. Écrire et équilibrer l'équation de la réaction.
2. Convertir les données en moles (si nécessaire).
3. Utiliser les coefficients stœchiométriques pour trouver le nombre de moles de la substance recherchée.

4. Convertir les moles en l'unité demandée (masse, volume, etc.).

Exemple : Quelle masse d'eau obtient-on en brûlant 16 g de méthane ?

- $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol}$, donc $n(\text{CH}_4) = 16 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 1 \text{ mol}$.
- D'après l'équation, 1 mol de CH_4 produit 2 mol de H_2O .
- $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$, donc $m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$.

4. Réactif limitant

Lorsque les réactifs ne sont pas dans les proportions stœchiométriques, l'un d'eux est entièrement consommé : c'est le réactif limitant. Il détermine la quantité maximale de produit formée.

Méthode : Calculer le nombre de moles de chaque réactif, puis diviser par son coefficient stœchiométrique. Le plus petit quotient indique le réactif limitant.

Exemple : Soit la réaction $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. Si on mélange 3 mol de H_2 et 2 mol de O_2 :

- Pour H_2 : $3/2 = 1,5$
- Pour O_2 : $2/1 = 2$
- Le réactif limitant est H_2 (quotient plus petit).

On forme donc 3 mol de H_2O (car 2 mol H_2 donnent 2 mol H_2O , donc 3 mol H_2 donnent 3 mol H_2O).

5. Rendement d'une réaction

En pratique, la quantité de produit obtenue est souvent inférieure à la quantité théorique. Le rendement (η) est le rapport entre la quantité réelle de produit et la quantité théorique maximale, exprimé en pourcentage.

Formule : $\eta = (\text{masse réelle} / \text{masse théorique}) \times 100$

Exemple : Si l'on obtient 30 g d'eau au lieu des 36 g théoriques, le rendement est de $(30/36) \times 100 = 83,3 \%$.

Conclusion

La stœchiométrie est essentielle pour comprendre et prévoir les quantités de matière mises en jeu dans les réactions chimiques. Elle permet de calculer les masses, les volumes ou les concentrations des substances impliquées, d'identifier le réactif limitant et d'évaluer le rendement d'une réaction. Maîtriser ces concepts est indispensable pour tout chimiste, que ce soit en laboratoire ou dans l'industrie.

