

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 23/09/2026 02:10 creat by Kalanso App

La Stœchiométrie

La stœchiométrie est la branche de la chimie qui étudie les proportions quantitatives des réactifs et des produits dans une réaction chimique. Elle permet de prédire la quantité de produits formés ou de réactifs nécessaires en se basant sur les lois de conservation de la matière et des proportions définies.

1. Les lois fondamentales

Deux lois sont à la base de la stœchiométrie :

- **Loi de conservation de la masse (Lavoisier, 1789)** : « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme. » La masse totale des réactifs consommés est égale à la masse totale des produits formés.
- **Loi des proportions définies (Proust, 1799)** : Un composé chimique donné contient toujours les mêmes éléments dans les mêmes proportions massiques.

Ces lois impliquent que les équations chimiques doivent être équilibrées : le nombre d'atomes de chaque élément doit être identique de part et d'autre de la flèche.

2. Équations chimiques et coefficients stœchiométriques

Une équation chimique équilibrée s'écrit sous la forme :



où a , b , c , d sont les coefficients stœchiométriques. Ils indiquent les proportions molaires dans lesquelles les espèces réagissent.

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. La mole et la masse molaire

La mole (symbole : mol) est l'unité de quantité de matière. Une mole contient exactement $6,022 \times 10^{23}$ entités (nombre d'Avogadro).

La masse molaire (M) d'une substance est la masse d'une mole de cette substance, exprimée en g/mol. Elle se calcule en additionnant les masses atomiques des atomes constituant la molécule.

Exemple : Masse molaire de l'eau (H₂O) :

- M(H) = 1,008 g/mol
- M(O) = 16,00 g/mol
- M(H₂O) = 2 × 1,008 + 16,00 = 18,016 g/mol

La relation entre masse (m), masse molaire (M) et quantité de matière (n) est :

$$n = m / M$$

4. Calculs stœchiométriques

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

1. Écrire et équilibrer l'équation chimique.
2. Convertir les données en moles (si nécessaire).
3. Utiliser les coefficients stœchiométriques pour trouver les moles de la substance recherchée.
4. Convertir les moles en l'unité demandée (masse, volume, etc.).

Exemple : Combien de grammes d'eau se forment lors de la combustion complète de 32 g de méthane (CH₄) ?

Équation : $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Étape 1 : Masse molaire de CH₄ : $12,01 + 4 \times 1,008 = 16,042 \text{ g/mol}$.

Étape 2 : Moles de CH₄ : $n = 32 \text{ g} / 16,042 \text{ g/mol} \approx 1,995 \text{ mol}$.

Étape 3 : D'après l'équation, 1 mol CH₄ produit 2 mol H₂O. Donc $n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,995 \approx 3,99 \text{ mol}$.

Étape 4 : Masse molaire de H₂O = 18,016 g/mol. Masse d'eau = $3,99 \text{ mol} \times 18,016 \text{ g/mol} \approx 71,9 \text{ g}$.

On obtient environ 72 g d'eau.

5. Réactif limitant

Dans de nombreuses réactions, les réactifs ne sont pas mélangés dans les proportions stœchiométriques exactes. Le **réactif limitant** est celui qui est entièrement consommé en premier et qui détermine la quantité maximale de produit formée. L'autre réactif est dit **en excès**.

Pour identifier le réactif limitant, on compare les rapports entre les moles disponibles et les coefficients stœchiométriques. Le plus petit rapport 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 :

- Rapport pour H_2 : $3 / 2 = 1,5$
- Rapport pour O_2 : $2 / 1 = 2$

Le plus petit rapport est 1,5, donc H_2 est le réactif limitant. O_2 est en excès.

La quantité d'eau formée sera limitée par H_2 : $n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times (3/2) = 3 \text{ mol}$.

Conclusion

La stœchiométrie est un outil essentiel en chimie pour prévoir les quantités de matière mises en jeu dans une réaction. Elle repose sur l'équilibrage des équations chimiques et l'utilisation de la mole comme unité de quantité de matière. La maîtrise des calculs stœchiométriques permet de déterminer les rendements, d'identifier le réactif limitant et d'optimiser les conditions expérimentales. Que ce soit en laboratoire ou dans l'industrie, ces calculs sont indispensables pour toute synthèse ou analyse chimique.

Document créer par Kalanso App — 23/09/2026 02:10 — Disponible sur Playstore - App