

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 22/09/2026 18:35 creat by Kalanso App

La Stœchiométrie

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 calculer les quantités de substances nécessaires ou produites lors d'une réaction, en se basant sur les lois de conservation de la matière et des proportions définies.

1. Les lois fondamentales de la stœchiométrie

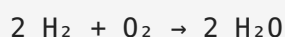
Deux lois principales régissent la stœchiométrie :

- **Loi de conservation de la masse (Lavoisier, 1789)** : La masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits. Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme.
- **Loi des proportions définies (Proust, 1799)** : Un composé chimique pur possède toujours la même composition élémentaire en masse, quel que soit son origine.

Ces lois impliquent qu'une équation chimique doit être équilibrée pour respecter la conservation des atomes.

2. Équation chimique et équilibrage

Une équation chimique représente une réaction. Les réactifs sont à gauche, les produits à droite, séparés par une flèche. Par exemple :



Les coefficients stœchiométriques (2, 1, 2) indiquent les proportions molaires. Pour équilibrer une équation, on ajuste ces coefficients afin que le nombre d'atomes de chaque élément soit identique de part et d'autre.

Exemple : Équilibrer la combustion du méthane :



Vérification : 1 carbone, 4 hydrogènes, 4 oxygènes de chaque côté.

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.

La relation fondamentale est :

$$n = m / M$$

où n est la quantité de matière (mol), m la masse (g) et M la masse molaire (g/mol).

Exemple : Calculer la masse molaire de l'eau (H₂O) : M(H) = 1 g/mol, M(O) = 16 g/mol, donc M(H₂O) = 2×1 + 16 = 18 g/mol.

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

Exemple complet : Quelle masse d'eau obtient-on en brûlant 16 g de méthane (CH₄) ?

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

M(CH₄) = 12 + 4×1 = 16 g/mol. Donc $n(\text{CH}_4) = 16 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 1 \text{ mol}$.

D'après l'équation, 1 mol de CH₄ produit 2 mol de H₂O. Donc $n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ mol}$.

M(H₂O) = 18 g/mol, donc $m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$.

Réponse : On obtient 36 g d'eau.

5. Réactif limitant et rendement

Dans une réaction, le réactif limitant est celui qui est entièrement consommé en premier ; il détermine la quantité maximale de produit formée. Les autres réactifs sont en excès.

Pour identifier le réactif limitant, on compare les rapports n/r (quantité de matière divisée par coefficient stœchiométrique). Le plus petit rapport indique le limitant.

Le rendement d'une réaction est le rapport entre la quantité de produit réellement obtenue et la quantité théorique maximale, exprimé en pourcentage :

$$\text{Rendement} = (\text{quantité réelle} / \text{quantité théorique}) \times 100$$

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

Conclusion

La stœchiométrie est un outil essentiel en chimie pour prévoir les quantités de substances impliquées dans une réaction. Maîtriser l'équilibrage des équations, la notion de mole et les calculs associés permet de résoudre de nombreux problèmes pratiques, que ce soit en laboratoire ou dans l'industrie. Les concepts de réactif limitant et de rendement sont particulièrement importants pour optimiser les synthèses chimiques et minimiser les pertes.