

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 23/09/2026 01:20 creat by Kalanso App

La Stœchiométrie : Les Mathématiques de la Réaction Chimique

La stœchiométrie est la branche 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, ce qui est essentiel pour la recherche, l'industrie et l'expérimentation en laboratoire. Ce cours vous introduira aux concepts fondamentaux de la stœchiométrie, en commençant par l'équation chimique équilibrée, puis en explorant les conversions entre moles, masses et volumes, et enfin en abordant les notions de réactif limitant et de rendement.

1. L'équation chimique équilibrée : la base de tout calcul stœchiométrique

Une réaction chimique est représentée par une équation qui montre les réactifs à gauche et les produits à droite, séparés par une flèche. Par exemple :



Cette équation indique que deux molécules de dihydrogène réagissent avec une molécule de dioxygène pour former deux molécules d'eau. Les coefficients (2, 1, 2) sont appelés coefficients stœchiométriques. Ils indiquent les proportions dans lesquelles les substances réagissent. Une équation doit être équilibrée : le nombre d'atomes de chaque élément doit être le même de part et d'autre de la flèche (loi de conservation de la masse).

Règle d'or : Les coefficients stœchiométriques donnent le rapport molaire entre les substances. Par exemple, 2 moles de H_2 réagissent avec 1 mole de O_2 pour produire 2 moles de H_2O .

Exemple :

Équilibrer l'équation de combustion du méthane : $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

- Carbone : 1 atome à gauche, 1 à droite → équilibré.
- Hydrogène : 4 atomes à gauche, 2 à droite → il faut 2 H_2O à droite.
- Oxygène : à droite, 2 (CO_2) + 2 (H_2O) = 4 atomes. À gauche, O_2 fournit 2 atomes. Il faut donc 2 O_2 .

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

2. La mole : unité de compte en chimie

Une mole est la quantité de matière contenant autant d'entités (atomes, molécules, ions) qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone-12. Ce nombre est la constante d'Avogadro : $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

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 éléments présents dans la formule.

Exemple : Masse molaire de l'eau H_2O : $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$, donc $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$.

La relation entre masse (m), masse molaire (M) et nombre de moles (n) est :

$$n = m / M$$

3. Calculs stœchiométriques : conversions et proportions

Pour résoudre un problème stœchiométrique, on suit généralement ces étapes :

1. Écrire l'équation chimique équilibrée.
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 1 : Calcul de masse

Quelle masse d'eau peut-on obtenir en faisant réagir 4 g de H_2 avec un excès de O_2 ?

- Équation : $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$.
- Moles de H_2 : $n(\text{H}_2) = m/M = 4 \text{ g} / 2 \text{ g/mol} = 2 \text{ mol}$.
- D'après l'équation, 2 mol de H_2 produisent 2 mol de H_2O (rapport 1:1).
- Masse d'eau : $m(\text{H}_2\text{O}) = n \times M = 2 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$.

Exemple 2 : Calcul de volume (gaz)

Dans les conditions normales de température et de pression (CNTP : 0°C , 1 atm), une mole de gaz occupe un volume de 22,4 L. Quel volume de CO_2 est produit par la combustion complète de 1 mole de CH_4 ?

- Équation : $\text{CH}_4 + 2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$.
- 1 mol de CH_4 produit 1 mol de CO_2 .
- Volume de $\text{CO}_2 = 1 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L/mol} = 22,4 \text{ L}$.

4. Réactif limitant et rendement de réaction

Dans une réaction, les réactifs ne sont pas toujours présents dans les proportions stœchiométriques exactes. Le réactif limitant est celui qui est entièrement consommé en premier ; il détermine la quantité maximale de produit formée. L'autre réactif est en excès.

Pour identifier le réactif limitant, on compare les rapports $n / \text{coefficient stœchiométrique}$ pour chaque réactif. Le plus petit rapport indique le limitant.

Exemple :

On fait réagir 3 mol de H_2 avec 2 mol de O_2 selon $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.

- Pour H_2 : $3 / 2 = 1,5$.
- Pour O_2 : $2 / 1 = 2$.
- Le plus petit est 1,5 $\rightarrow \text{H}_2$ est le réactif limitant.
- Moles d'eau formées : d'après l'équation, 2 mol H_2 donnent 2 mol H_2O , donc 3 mol H_2 donnent 3 mol H_2O .

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

$$\text{Rendement (\%)} = (\text{masse expérimentale} / \text{masse théorique}) \times 100$$

Conclusion

La stœchiométrie est un outil indispensable en chimie. Elle repose sur l'équation équilibrée, la notion de mole et les proportions molaires. En maîtrisant les conversions entre moles, masses et volumes, et en identifiant le réactif limitant, vous pouvez prédire les quantités de produits formés et évaluer l'efficacité d'une réaction. Ces compétences sont fondamentales pour toute analyse chimique quantitative, que ce soit en laboratoire ou dans l'industrie.