

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 21/09/2026 21:15 creat by Kalanso App

La Stœchiométrie

La stœchiométrie est une branche fondamentale de la chimie qui étudie les rapports quantitatifs entre les réactifs et les produits dans une réaction chimique. Elle permet de prédire la quantité de produits formés ou de réactifs nécessaires à partir d'une équation chimique équilibrée. Ce cours vous introduira aux concepts clés de la stœchiométrie, notamment la mole, les coefficients stœchiométriques, et les calculs associés.

1. La mole et la masse molaire

Avant d'aborder la stœchiométrie, il est essentiel de comprendre la notion de mole. Une mole est la quantité de matière contenant autant d'entités élémentaires (atomes, molécules, ions) qu'il y a d'atomes dans 12 grammes de carbone-12. Ce nombre est appelé nombre 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 est numériquement égale à la masse atomique ou moléculaire relative. Par exemple, la masse molaire de l'eau (H₂O) est :

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,008 + 16,00 = 18,016 \text{ g/mol}$$

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

$$n = m / M$$

2. Équations chimiques et coefficients stœchiométriques

Une équation chimique équilibrée représente une réaction chimique en respectant la loi de conservation de la matière. Les coefficients placés devant les formules chimiques indiquent les proportions dans lesquelles les substances réagissent et se forment. Ces coefficients sont appelés coefficients stœchiométriques.

Prenons l'exemple de la combustion du méthane :



Cette équation 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. Les coefficients stœchiométriques sont donc 1, 2, 1 et 2.

Il est important de noter que ces coefficients peuvent être interprétés en termes de moles, mais aussi en termes de molécules ou de volumes (pour les gaz).

3. Calculs stœchiométriques

Les calculs stœchiométriques permettent de déterminer la quantité de réactif nécessaire ou de produit formé. La méthode générale repose sur les étapes suivantes :

1. Écrire et équilibrer l'équation chimique.
2. Convertir les données en moles (si nécessaire).
3. Utiliser les coefficients stœchiométriques pour établir des rapports molaires.
4. Calculer le nombre de moles de la substance recherchée.
5. Convertir les moles en l'unité demandée (masse, volume, etc.).

Exemple 1 : Combustion du méthane

Quelle masse d'eau est produite lorsqu'on brûle 32 g de méthane (CH_4) ?

Étape 1 : Équation équilibrée : $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Étape 2 : Convertir la masse de CH_4 en moles. $M(\text{CH}_4) = 12,01 + 4 \times 1,008 = 16,042 \text{ g/mol}$.

$$n(\text{CH}_4) = 32 \text{ g} / 16,042 \text{ g/mol} \approx 1,995 \text{ mol}$$

Étape 3 : D'après l'équation, 1 mole de CH_4 produit 2 moles de H_2O . Donc :

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times n(\text{CH}_4) = 2 \times 1,995 \approx 3,99 \text{ mol}$$

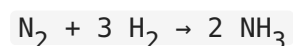
Étape 4 : Convertir les moles d'eau en masse. $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,016 \text{ g/mol}$.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = n \times M = 3,99 \text{ mol} \times 18,016 \text{ g/mol} \approx 71,9 \text{ g}$$

Donc, environ 71,9 g d'eau sont produits.

Exemple 2 : Réactif limitant

Lorsque les quantités de réactifs ne sont pas dans les proportions stœchiométriques, l'un des réactifs est limitant et détermine la quantité de produit formée. Considérons la réaction :



Si on fait réagir 10 moles de N_2 avec 20 moles de H_2 , quel est le réactif limitant ?

D'après l'équation, 1 mole de N_2 nécessite 3 moles de H_2 . Pour 10 moles de N_2 , il faudrait 30 moles de H_2 . Or, on n'a que 20 moles de H_2 . Donc, H_2 est le réactif limitant.

La quantité de NH_3 formée dépend de H_2 :

$$n(\text{NH}_3) = (2/3) \times n(\text{H}_2) = (2/3) \times 20 \approx 13,33 \text{ mol}$$

Il restera du N_2 non réagi : $n(\text{N}_2)_{\text{restant}} = 10 - (1/3) \times 20 \approx 3,33 \text{ mol}$.

4. Rendement d'une réaction

En pratique, les réactions chimiques ne sont pas toujours complètes. Le rendement (η) d'une réaction est le rapport entre la quantité de produit effectivement obtenue et la quantité théorique maximale :

$$\eta = (\text{quantité réelle de produit} / \text{quantité théorique}) \times 100\%$$

Par exemple, si la synthèse de l'ammoniac précédente donnait expérimentalement 10 moles de NH_3 au lieu de 13,33 moles, le rendement serait :

$$\eta = (10 / 13,33) \times 100 \approx 75\%$$

Conclusion

La stœchiométrie est un outil indispensable en chimie pour quantifier les réactions chimiques. Elle repose sur la compréhension de la mole, des équations équilibrées et des rapports molaires. Les calculs stœchiométriques permettent de déterminer les quantités de réactifs et de produits, d'identifier le réactif limitant et d'évaluer le rendement d'une réaction. Maîtriser ces concepts est essentiel pour toute étude avancée en chimie, que ce soit en laboratoire ou dans l'industrie.