

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 21/09/2026 17:10 creat by Kalanso App

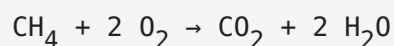
La Stœchiométrie : Les Mathématiques des Réactions Chimiques

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 calculer les quantités de substances consommées ou produites lors d'une transformation chimique. Ces calculs sont essentiels en laboratoire, dans l'industrie et dans la vie quotidienne, par exemple pour déterminer la quantité de dioxyde de carbone produite par la combustion d'un carburant.

Dans ce cours, nous allons explorer les principes fondamentaux de la stœchiométrie, en commençant par l'équation chimique équilibrée, puis en utilisant la mole comme unité de mesure, et enfin en résolvant des problèmes typiques.

1. L'équation chimique équilibrée

Une réaction chimique est représentée par une équation qui indique les réactifs (à gauche) et les produits (à droite). Par exemple, la combustion du méthane s'écrit :



Les coefficients devant les formules (ici 1, 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 identique de part et d'autre. Dans l'exemple, on a 1 atome de carbone, 4 atomes d'hydrogène et 4 atomes d'oxygène des deux côtés.

Règle importante : les coefficients stœchiométriques représentent des nombres de moles, et non des masses. Ainsi, 1 mole de CH_4 réagit avec 2 moles de O_2 pour donner 1 mole de CO_2 et 2 moles de H_2O .

2. La mole : unité de quantité de matière

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

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 en u. Par exemple :

- $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$
- $M(\text{O}_2) = 2 \times 16,0 = 32,0 \text{ g/mol}$
- $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g/mol}$

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

$$n = m / M$$

Cette formule est la clé pour convertir les masses en moles et inversement.

3. Les relations 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.).

Par exemple, calculons la masse d'eau produite par la combustion de 16 g de méthane (CH_4).



Étape 1 : Masse molaire de $\text{CH}_4 = 12,0 + 4 \times 1,0 = 16,0 \text{ g/mol}$.

Étape 2 : $n(\text{CH}_4) = m / M = 16 \text{ g} / 16,0 \text{ g/mol} = 1,0 \text{ mol}$.

Étape 3 : D'après l'équation, 1 mol de CH_4 produit 2 mol de H_2O . Donc $n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,0 = 2,0 \text{ mol}$.

Étape 4 : Masse molaire de $\text{H}_2\text{O} = 18,0 \text{ g/mol}$. $m(\text{H}_2\text{O}) = n \times M = 2,0 \text{ mol} \times 18,0 \text{ g/mol} = 36,0 \text{ g}$.

Ainsi, 16 g de méthane produisent 36 g d'eau.

4. Réactif limitant et rendement

Dans une réaction, les réactifs ne sont pas toujours présents dans les proportions stœchiométriques exactes. Le réactif qui est complètement consommé en premier est appelé **réactif limitant**. C'est lui qui détermine la quantité maximale de produit formée. L'autre réactif est en excès.

Pour identifier le réactif limitant, on compare les rapports entre la quantité de chaque réactif et son coefficient stœchiométrique. Le plus petit rapport correspond au réactif limitant.

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

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

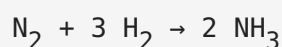
Il est souvent inférieur à 100% à cause de réactions secondaires, pertes lors de la purification, etc.

5. Applications et exemples

La stœchiométrie est utilisée dans de nombreux domaines :

- **Industrie chimique** : pour calculer les quantités de matières premières nécessaires et optimiser les coûts.
- **Médecine** : pour déterminer les doses de médicaments.
- **Environnement** : pour évaluer les émissions de polluants.
- **Biochimie** : pour comprendre le métabolisme cellulaire.

Prenons un autre exemple : la synthèse de l'ammoniac (procédé Haber) :



Si on fait réagir 28 g de N_2 (1 mol) avec 6 g de H_2 (3 mol), on obtient théoriquement 2 mol de NH_3 , soit 34 g. Mais si le rendement est de 80%, on n'obtiendra que 27,2 g.

Conclusion

La stœchiométrie est un outil fondamental en chimie. Elle permet de prédire les quantités de substances impliquées dans une réaction, à condition de maîtriser l'équilibre des équations chimiques et la notion de mole. Les calculs stœchiométriques sont indispensables pour quiconque travaille en chimie, que ce soit en laboratoire, dans l'industrie ou dans l'enseignement. En comprenant ces principes, vous serez capable de résoudre une grande variété de problèmes quantitatifs en chimie.