

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 21/09/2026 20:20 creat by Kalanso App

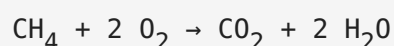
La Stœchiométrie : Les Mathématiques des Réactions Chimiques

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. C'est un outil fondamental pour les chimistes, les ingénieurs et les étudiants, car elle relie le monde microscopique des atomes et des molécules au monde macroscopique des laboratoires et de l'industrie.

Dans ce cours, nous allons explorer les principes de base de la stœchiométrie, apprendre à équilibrer une équation chimique, à utiliser les coefficients stœchiométriques et à effectuer des calculs de quantités de matière, de masse et de volume. Nous verrons également comment identifier le réactif limitant et calculer le rendement d'une réaction.

1. Équation chimique et coefficients stœchiométriques

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



Les nombres placés devant les formules sont appelés coefficients stœchiométriques. Ils indiquent les proportions dans lesquelles les substances réagissent. Ici, une molécule de méthane réagit avec deux molécules de dioxygène pour produire une molécule de dioxyde de carbone et deux molécules d'eau.

Pour respecter la loi de conservation de la matière, une équation chimique doit être équilibrée : le nombre d'atomes de chaque élément doit être identique de part et d'autre de la flèche. Dans l'exemple ci-dessus, on a 1 atome de carbone, 4 atomes d'hydrogène et 4 atomes d'oxygène de chaque côté.

Méthode pour équilibrer une équation :

- Écrire les formules correctes des réactifs et des produits.
- Compter les atomes de chaque élément.
- Ajuster les coefficients (jamais les indices !) pour équilibrer chaque élément, en commençant par les éléments présents dans une seule substance de chaque côté.

- Vérifier que tous les atomes sont équilibrés.

2. La mole et la masse molaire

Pour relier les quantités macroscopiques aux nombres de particules, les chimistes utilisent la mole. Une mole est la quantité de matière d'un système contenant exactement $6,022 \times 10^{23}$ entités (atomes, molécules, ions, etc.). Ce nombre est la constante d'Avogadro, notée N_A .

La masse molaire d'une substance est la masse d'une mole de cette substance. Elle s'exprime en grammes par mole (g/mol) et se calcule en additionnant les masses molaires atomiques des éléments qui la composent. Par exemple, la masse molaire de l'eau (H_2O) est :

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

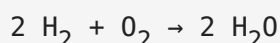
La relation entre la masse (m), la masse molaire (M) et la quantité de matière (n) est :

$$n = m / M$$

Cette relation est essentielle pour convertir les masses en moles et inversement.

3. Calculs stœchiométriques

Les coefficients stœchiométriques d'une équation équilibrée fournissent des rapports molaires. Par exemple, dans la réaction :



on a : 2 moles de H_2 réagissent avec 1 mole de O_2 pour produire 2 moles de H_2O .

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

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 : Quelle masse d'eau peut-on produire en faisant réagir 4,0 g de H_2 avec un excès de O_2 ?

- Équation : $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$
- Moles de H_2 : $n = m/M = 4,0 \text{ g} / 2,016 \text{ g/mol} \approx 1,98 \text{ mol}$.
- D'après l'équation, 2 mol H_2 donnent 2 mol H_2O , donc 1,98 mol H_2 donnent 1,98 mol H_2O .

- Masse d'eau : $m = n \times M = 1,98 \text{ mol} \times 18,016 \text{ g/mol} \approx 35,7 \text{ g}$.

4. Réactif limitant et rendement

Dans de nombreuses réactions, les réactifs ne sont pas 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 les moles disponibles et les coefficients stœchiométriques. Le plus petit rapport indique le réactif limitant.

Le rendement d'une réaction est le rapport entre la quantité de produit réellement obtenue et la quantité théorique maximale (calculée à partir du réactif limitant). Il s'exprime en pourcentage :

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

Un rendement de 100 % est rare en pratique à cause des réactions secondaires, des pertes lors de la purification, etc.

5. Applications et conclusion

La stœchiométrie est utilisée dans de nombreux domaines : industrie chimique, pharmacie, science des matériaux, environnement, etc. Elle permet de déterminer les quantités de réactifs à mélanger pour obtenir une quantité désirée de produit, de minimiser les déchets et d'optimiser les coûts.

En résumé, la stœchiométrie repose sur l'équation chimique équilibrée et la notion de mole. Elle permet de prédire les quantités de substances consommées ou produites. La maîtrise des calculs stœchiométriques est indispensable pour tout chimiste. N'oubliez pas de toujours vérifier l'équilibre de l'équation et d'identifier le réactif limitant pour des calculs précis.

« Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme. » – Antoine Lavoisier

Cette loi fondamentale est au cœur de la stœchiométrie : la matière est conservée lors des réactions chimiques, et les coefficients stœchiométriques assurent cette conservation.