

Généré par application kalanso sur PLAYSTORE

Sujet : Chimie — 22/09/2026 09:30 creat by Kalanso App

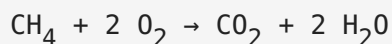
La Stœchiométrie : Les Quantités dans les Réactions Chimiques

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 prédire combien de matière est nécessaire ou produite lors d'une transformation chimique. Ce cours vous introduira aux concepts fondamentaux de la stœchiométrie, en commençant par l'équation chimique équilibrée, puis en explorant les calculs de moles, de masses et de volumes.

1. L'équation chimique équilibrée

Une réaction chimique est représentée par une équation qui indique les réactifs (à gauche) et les produits (à droite). Pour respecter la loi de conservation de la matière, l'équation doit être équilibrée : le nombre d'atomes de chaque élément doit être identique de part et d'autre de la flèche.

Par exemple, la combustion du méthane s'écrit :



Les coefficients stœchiométriques (1 pour CH_4 , 2 pour O_2 , 1 pour CO_2 , 2 pour H_2O) indiquent les proportions dans lesquelles les espèces réagissent. Ces coefficients sont essentiels pour tout calcul stœchiométrique.

2. La mole : unité de quantité de matière

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 : $N_A \approx 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

La masse molaire M d'une espèce est la masse d'une mole de cette espèce, exprimée en g/mol. Elle se calcule en additionnant les masses atomiques des atomes de la molécule.

Exemple : Calculons la masse molaire de l'eau H_2O .

$M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.

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

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

$$n = m / M$$

3. Calculs stœchiométriques de base

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 : Quelle masse de CO_2 est produite lors de la combustion complète de 32 g de CH_4 ?

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

$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol}$.

$n(\text{CH}_4) = 32 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 2 \text{ mol}$.

D'après l'équation, 1 mol de CH_4 produit 1 mol de CO_2 . Donc 2 mol de CH_4 produisent 2 mol de CO_2 .

$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$.

$m(\text{CO}_2) = 2 \text{ mol} \times 44 \text{ g/mol} = 88 \text{ g}$.

Ainsi, 88 g de CO_2 sont produits.

4. Réactif limitant et rendement

Dans une réaction, il arrive souvent qu'un réactif soit en défaut par rapport aux proportions stœchiométriques. Ce réactif est appelé **réactif limitant** ; il détermine la quantité maximale de produit formée. L'autre réactif est en excès.

Pour identifier le réactif limitant, on compare les rapports $n_i/\text{coefficient}_i$ 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 rapport le plus petit est 1,5, donc H_2 est le réactif limitant. La quantité d'eau formée sera $2 \times 1,5 = 3 \text{ mol}$ (car 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. Il est souvent exprimé en pourcentage :

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

5. Applications aux solutions et aux gaz

La stœchiométrie s'applique également aux solutions et aux gaz.

Pour les solutions, la concentration molaire C (en mol/L) relie la quantité de matière n et le volume V :

$$n = C \times V$$

Exemple : Quel volume de solution d' AgNO_3 à 0,1 mol/L faut-il pour réagir complètement avec 0,05 mol de NaCl ?

Équation : $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$.

D'après l'équation, 1 mol d' AgNO_3 réagit avec 1 mol de NaCl . Donc il faut 0,05 mol d' AgNO_3 .

$$V = n / C = 0,05 \text{ mol} / 0,1 \text{ mol/L} = 0,5 \text{ L.}$$

Pour les gaz, on utilise la loi des gaz parfaits : $PV = nRT$, où P est la pression, V le volume, n la quantité de matière, R la constante des gaz parfaits (8,314 J/mol·K) et T la température en Kelvin.

Exemple : Quel volume occupe 2 mol de CO_2 à 25 °C et 1 atm ?

$$T = 25 + 273,15 = 298,15 \text{ K.}$$

$$V = nRT / P = (2 \times 8,314 \times 298,15) / 101325 \approx 0,049 \text{ m}^3 = 49 \text{ L.}$$

On peut aussi utiliser le volume molaire dans les conditions normales (CNTP) : 22,4 L/mol.

Conclusion

La stœchiométrie est un outil fondamental en chimie. Elle permet de prévoir les quantités de réactifs nécessaires et de produits formés, d'identifier le réactif limitant, de calculer des rendements et de résoudre des problèmes impliquant des solutions ou des gaz. Maîtriser ces calculs est essentiel pour toute étude ultérieure en chimie, que ce soit en laboratoire ou dans l'industrie.

En résumé :

- Équilibrer l'équation chimique.
- Convertir les données en moles.
- Utiliser les coefficients stœchiométriques.
- Convertir les moles dans l'unité souhaitée.
- Tenir compte du réactif limitant et du rendement.

N'hésitez pas à vous exercer sur des problèmes variés pour bien assimiler ces concepts.

Document créer par Kalanso App — 22/09/2026 09:30 — Disponible sur Playstore - App