Équation de réaction : écrire et ajuster

Fiche méthode

(Physique-chimie 4e · Matière · Modéliser les transformations chimiques)

La démarche pour une équation

1. J'écris. Noms → formules ; réactifs à gauche, produits à droite.

2. J'ajuste. Tableau des atomes ; je règle les coefficients, jamais les indices.

3. Je calcule. Proportions des coefficients ou du bilan de référence ; je repère le réactif limitant.

Le réflexe — les atomes se conservent : l'équation compte les mêmes atomes des deux côtés.

Cas 1 · Écrire l'équation à partir du bilan

Réflexe — noms → formules ; « + » entre espèces d'un même côté ; « → » au milieu.

Exemple. L'éthylène C_2H_4 réagit avec le dihydrogène et forme de l'éthane C_2H_6. Écris l'équation sans coefficients.

éthylène + dihydrogène → éthane, donc $\mathbf{C_2H_4 + H_2 \rightarrow C_2H_6}$.

Attention — pas d'espèce spectatrice, pas de réactif restant ; O_2 et non « O ».

Cas 2 · Vérifier qu'une équation est ajustée

Réflexe — tableau élément par élément : coefficient × indice, puis j'additionne.

Exemple. Grillage de la pyrite : $4\ FeS_2 + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$. Est-elle ajustée ?

Fe : 4 et $2 \times 2 = 4$. S : $4 \times 2 = 8$ et 8. O : $11 \times 2 = 22$ et $2 \times 3 + 8 \times 2 = 22$. **Oui.**

Attention — je compte les atomes, pas les molécules ; plus petits entiers.

Cas 3 · Ajuster une équation

Réflexe — élément d'une seule espèce d'abord, corps simple en dernier, je recompte.

Exemple. Ajuste $P_4 + O_2 \rightarrow P_4O_{10}$ (combustion du phosphore blanc).

P : 4 et 4. O : 2 à gauche, 10 à droite : il faut $5\ O_2$. $\mathbf{P_4 + 5\ O_2 \rightarrow P_4O_{10}}$.

Attention — jamais d'indice modifié, jamais d'atome ajouté ; coefficient non entier → je double tout.

Cas 4 · Lire les coefficients

Réflexe — je trouve le multiplicateur, puis je multiplie toutes les quantités.

Exemple. $C_5H_{12} + 8\ O_2 \rightarrow 5\ CO_2 + 6\ H_2O$ (pentane). Pour 3 molécules de pentane ?

Trois fois plus : $3 \times 8 = 24\ O_2$ consommées ; $15\ CO_2$ et $18\ H_2O$ formées.

Attention — les coefficients comptent des molécules, pas des grammes.

Cas 5 · Trouver le réactif limitant

Réflexe — « avec ce que j'ai de A, combien faut-il de B ? », puis je compare.

Exemple. $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl$. On a 7 molécules de dihydrogène et 4 molécules de dichlore.

Pour $7\ H_2$, il faut $7\ Cl_2$: on n'en a que 4. $\mathbf{Cl_2}$ **est limitant** ; il se forme $4 \times 2 = 8$ HCl et il reste $7 - 4 = 3\ H_2$.

Attention — le limitant n'est pas forcément le moins nombreux.

Les pièges

- Changer un indice (H_2O_2 au lieu de 2 H_2O) : c'est une autre espèce.
- Ajouter un atome isolé (« + O ») pour tomber juste.
- Lire les coefficients comme des grammes.
- Compter les molécules au lieu des atomes.
- Calculer les produits avec le réactif en excès.

Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).