

Écriture et équilibrage des équations chimiques

Écrire et ajuster une équation, la vérifier, la lire en proportions, et faire un bilan de masse avec un réactif en excès.

1 Définitions

- **Réactifs** (consommés) → **produits** (formés).
- **Conservation** : masse totale (Lavoisier, 1789) et nombre d'atomes de chaque sorte. Pas les molécules, pas le volume.
- **Indice** : atomes dans la molécule (H_2O), intouchable.
Coefficient : nombre de molécules ($2 \text{H}_2\text{O}$), à ajuster.
- **Réactif limitant** : épuisé, arrête la réaction. **En excès** : il en reste.

2 Méthode : ajuster

1. Formules exactes (O_2 , H_2 , N_2 , Cl_2 diatomiques ; métaux seuls).
2. Compter chaque atome à gauche et à droite.
3. Coefficients : d'abord l'atome présent dans une seule espèce de chaque côté ; O_2 et H_2 en dernier.
4. Fraction ($3/2 \text{O}_2$) → doubler tout.
5. Plus petits entiers ; avec des ions, vérifier aussi les charges.

3 Équations à connaître

- $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$; $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$; $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$.
- $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$; $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$.
- $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$; $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$.
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$; $2 \text{CuO} + \text{C} \rightarrow 2 \text{Cu} + \text{CO}_2$.
- $\text{Zn} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$; $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$.

4 Méthode : bilan de masse

1. Lire les masses « qui vont ensemble » dans l'énoncé ($56 \text{ g Fe} + 32 \text{ g S} \rightarrow 88 \text{ g FeS}$).
2. Proportionnalité : masse cherchée = masse donnée $\times$ rapport des masses de référence.
3. Réactif en excès : calculer ce que consomme le limitant ; le reste ne réagit pas.
4. Vérifier : masses avant = masses après (excès compris).
5. Gaz : les coefficients se lisent en volumes (2H_2 pour 1O_2).

5 Tests des gaz

- CO_2 : trouble l'eau de chaux.
- H_2 : détonation (« aboiement ») à l'allumette.
- O_2 : rallume une bûchette incandescente.
- Eau : bleuit le sulfate de cuivre anhydre.

6 Pièges à éviter

- Écrire H_2O_2 ou CuO_2 pour « équilibrer » : on a changé le produit.
- Oublier que le dioxygène est O_2 ($2 \text{Mg} + \text{O}_2$, pas $\text{Mg} + \text{O}$).
- Additionner les masses introduites quand un réactif est en excès.
- Système ouvert : le gaz entré ou sorti explique la « variation » de masse.
- Garder $4 \text{H}_2 + 2 \text{O}_2$: simplifier.

L'ESSENTIEL

- Une équation conserve les atomes et la masse : on ajuste les coefficients, jamais les indices.
- Corps simples gazeux : H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 ; une fraction se supprime en doublant.
- Avec des ions, atomes ET charges se conservent.

- Les coefficients donnent des proportions ; les masses se calculent par proportionnalité.
- Le réactif limitant fixe la masse de produit ; l'excès reste.
- Système fermé : même masse avant et après.