Conservation de la masse : les atomes se conservent

Fiche méthode

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

La démarche pour toute question de masse

1. Je délimite le système. Qu'y a-t-il sur la balance ? Le récipient est-il fermé ?

2. Je fais le bilan. Avant : les réactifs ; après : les produits (gaz compris) et le réactif qui reste.

3. J'écris l'égalité. Masse des réactifs consommés = masse des produits formés, dans la même unité.

Le réflexe — rien ne disparaît, rien n'apparaît : les atomes changent de partenaires, pas de nombre.

Cas 1 · Prévoir ce que lit la balance en récipient fermé

Réflexe — récipient fermé : masse totale avant = masse totale après, même si un gaz se forme.

Exemple. Un tube scellé contenant du phosphore rouge et de l'air pèse 41,85 g. On le chauffe : le phosphore brûle. Que lit-on ensuite sur la balance ?

Le tube est scellé : rien n'entre, rien ne sort. La balance affiche encore **41,85 g**.

Attention — la masse se conserve, pas le volume ; seuls comptent les réactifs consommés.

Cas 2 · Vérifier que les atomes se conservent

Réflexe — je compte chaque sorte d'atomes avant la flèche, puis après.

Exemple. $CS_2 + 3\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ SO_2$. Les atomes se conservent-ils ?

Avant : 1 C ; 2 S ; $3 \times 2 = 6$ O. Après : 1 C ; 2 S ; $2 + 2 \times 2 = 6$ O. Oui : mêmes sortes, mêmes nombres.

Attention — 4 molécules avant, 3 après : le nombre de molécules peut changer.

Cas 3 · Expliquer une masse qui varie à l'air libre

Réflexe — qu'est-ce qui est entré, qu'est-ce qui est sorti ?

Exemple. Une allumette brûle sur une balance. Comment varie la masse affichée ?

Elle **diminue** : le dioxyde de carbone et la vapeur d'eau formés partent dans l'air. La loi n'est pas fausse : le système est ouvert.

Attention — si un métal fixe le dioxygène de l'air, la masse affichée augmente.

Cas 4 · Calculer une masse manquante

Réflexe — avant · après · même unité · une égalité, une seule inconnue.

Exemple. Une transformation consomme 1 500 mg de réactifs et forme 0,9 g d'un solide et un gaz. Masse du gaz ?

1 500 mg = 1,5 g. Gaz : $1{,}5 - 0{,}9 = 0{,}6$ g.

Attention — un réactif qui reste à la fin n'a pas réagi : je le retire avant de calculer.

Les pièges

- Dire que la matière disparaît quand la masse affichée diminue : un gaz est sorti.
- Croire que la loi est fausse quand la masse augmente à l'air libre : le dioxygène de l'air n'était pas pesé.
- Additionner des volumes comme des masses.
- Compter les molécules au lieu des atomes.
- Oublier de convertir les mg ou les kg en g.

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).