

Équation de réaction

Cours de sciences physiques - niveau 3e

Quand une bougie brûle, quand un clou rouille ou quand un feu de gaz s'allume, des espèces disparaissent et d'autres apparaissent. Les chimistes résument toute transformation par une **équation de réaction**, une sorte de phrase écrite avec des formules, qui garantit qu'aucun atome ne se perd ni ne se crée.

Ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Réactifs, produits et bilan

Lors d'une transformation chimique, les espèces qui **disparaissent** sont les **réactifs** et celles qui **apparaissent** sont les **produits**. Le **bilan** de la réaction se lit comme une phrase, avec une flèche :

réactifs → produits

EXEMPLE

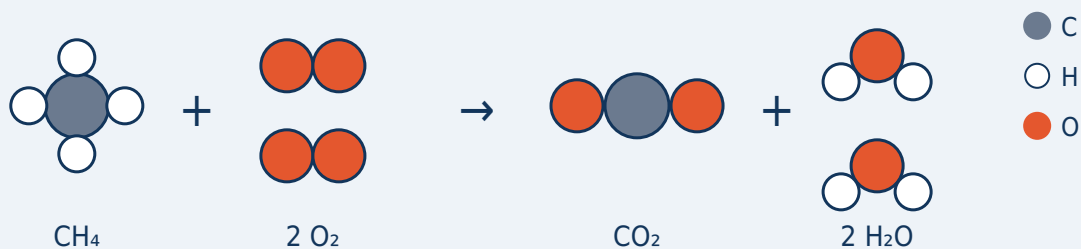
Combustion du méthane (gaz de ville) : méthane + dioxygène → dioxyde de carbone + eau. Les réactifs sont le méthane et le dioxygène ; les produits sont le dioxyde de carbone et l'eau.

Pour passer du bilan en mots à une écriture scientifique, on remplace chaque nom par sa **formule chimique** : CH_4 pour le méthane, O_2 pour le dioxygène, CO_2 pour le dioxyde de carbone, H_2O pour l'eau. La formule indique le nombre d'atomes de chaque élément dans la molécule : H_2O contient 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène.

La conservation des atomes et de la masse

LOI DE CONSERVATION

Au cours d'une transformation chimique, **les atomes se conservent** : le nombre et la nature des atomes sont les mêmes avant et après. Les atomes sont simplement réarrangés. Il en résulte que la **masse totale se conserve** (loi de Lavoisier : « rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme »).



Avant : 1 C, 4 H, 4 O — Après : 1 C, 4 H, 4 O

Combustion du méthane : les atomes sont les mêmes avant et après, seulement réarrangés.

Écrire et ajuster une équation de réaction

Une équation de réaction est **ajustée** quand il y a le même nombre d'atomes de chaque élément dans les deux membres. On ajuste en plaçant devant chaque formule un nombre appelé **coefficient stœchiométrique** (le coefficient 1 ne s'écrit pas). On ne change *jamais* les indices d'une formule : H_2O ne peut pas devenir H_2O_2 , qui est une autre espèce.

MÉTHODE

1. Écrire le bilan avec les formules. 2. Compter les atomes de chaque élément dans chaque membre. 3. Ajuster en commençant par l'élément qui apparaît dans le moins de formules (souvent C, puis H, puis O en dernier). 4. Vérifier le décompte final de tous les éléments.

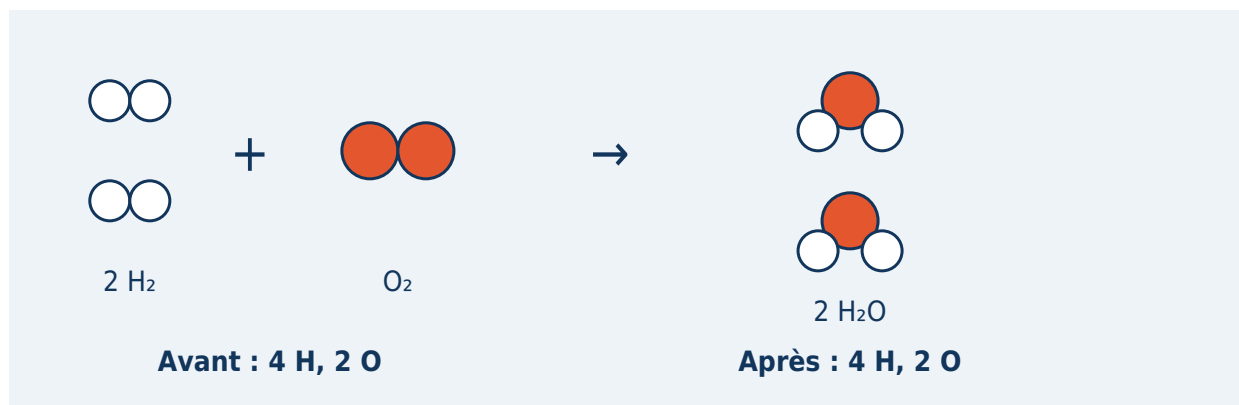
EXEMPLE RÉSOLU

Formation de l'eau : $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$. À gauche : 2 H et 2 O ; à droite : 2 H et 1 O. Il manque un atome d'oxygène à droite : on met 2 devant H_2O : $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. À droite : 4 H et 2 O ; il faut donc 2 H_2 à gauche : **$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$** . Vérification : 4 H et 2 O de chaque côté.

EXEMPLE RÉSOLU

Combustion du méthane : $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Le carbone est équilibré (1 et 1). L'hydrogène : 4 à gauche, 2 à droite : on met 2 H_2O . L'oxygène : 2 à gauche, $2 + 2 = 4$ à droite : on met 2 O_2 . Équation : **$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$** .

Transformation	Équation ajustée
Combustion du propane	$\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
Combustion du fer	$4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
Combustion du magnésium	$2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$
Synthèse de l'ammoniac	$\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$



Équation ajustée : $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. Les atomes sont les mêmes avant et après.

Équations avec des ions : conserver aussi la charge

Quand des ions interviennent, il faut conserver, en plus des atomes, la **charge électrique totale**. La somme des charges est la même dans les deux membres.

EXEMPLE

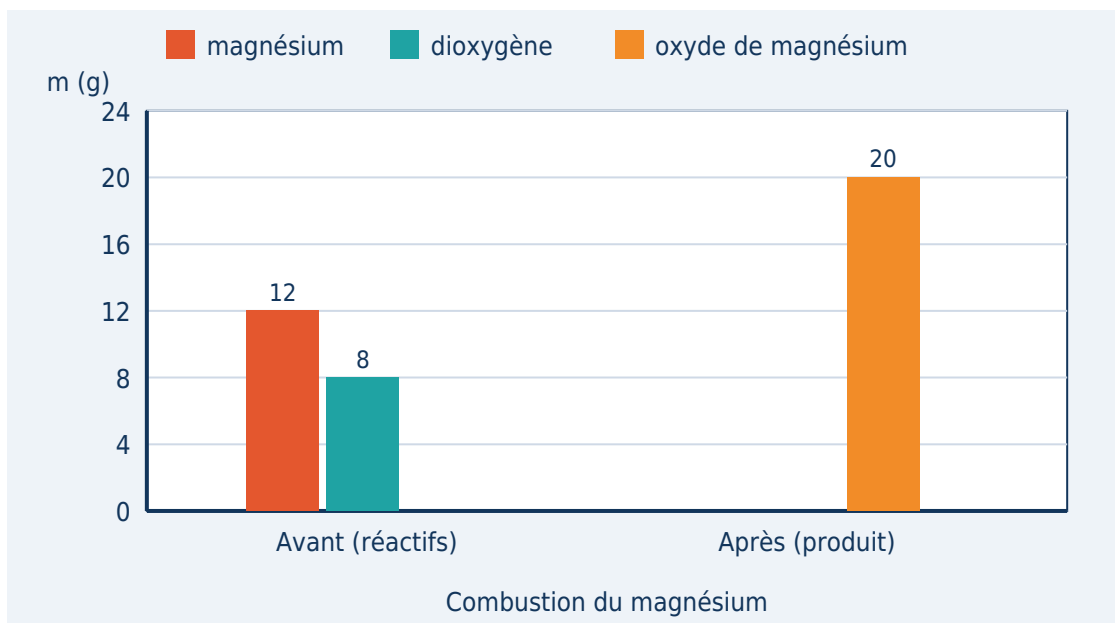
$\text{Fe} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$: charge à gauche $0 + 2 \times (+1) = +2$; à droite $+2 + 0 = +2$. De même pour les précipités : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$: charge $+2 - 2 = 0$ des deux côtés ; $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{HO}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$: $+3 - 3 = 0$.

Le bilan de masse

La conservation de la masse permet de calculer une masse inconnue : **masse des réactifs consommés = masse des produits formés**. De plus, les masses consommées et formées sont **proportionnelles** : si on double la quantité de réactifs, on double celle des produits.

APPLICATION NUMÉRIQUE

On brûle 12,0 g de magnésium : il réagit avec 8,0 g de dioxygène. La masse d'oxyde de magnésium formé est $12,0 + 8,0 = \mathbf{20,0 \text{ g}}$. Pour 6,0 g de magnésium, tout est divisé par 2 : il faut 4,0 g de dioxygène et on obtient 10,0 g d'oxyde. Avec 6,0 g de magnésium et 8,0 g de dioxygène, il reste $8,0 - 4,0 = \mathbf{4,0 \text{ g de dioxygène}}$: le magnésium est le **réactif limitant**.



Bilan de masse : $12,0 + 8,0 = 20,0$ g. La masse se conserve.

ERREUR FRÉQUENTE

Si le bilan de masse semble faux, c'est souvent qu'un **gaz** n'a pas été pesé : le dioxyde de carbone d'une combustion ou le dihydrogène d'une attaque acide s'échappe si le récipient est ouvert. Ne confonds pas le coefficient (devant la formule) et l'indice (dans la formule).

L'essentiel à retenir

- Réactifs : espèces qui disparaissent ; produits : espèces qui apparaissent ; flèche : « se transforment en ».
- Au cours d'une transformation, les atomes se conservent ; la masse totale aussi.
- On ajuste une équation avec des coefficients devant les formules, jamais en changeant les indices.
- Pour les ions, on conserve aussi la charge électrique.
- Masse des réactifs consommés = masse des produits formés ; les quantités sont proportionnelles.
- La réaction s'arrête quand un réactif, dit limitant, est épuisé.