

COURS

Réactions chimiques — Équation et conservation

4^e

Programme du cycle 4 — arrêté du 9 novembre 2015, BO spécial n°11 du 26 novembre 2015

Une bûche brûle et il ne reste que des cendres : la matière semble avoir disparu. Elle n'a rien fait de tel. Elle est partie sous forme de gaz, et si l'on avait pesé l'air consommé et les fumées produites, la balance n'aurait pas bougé d'un gramme. Cette idée — **rien ne se perd, tout se transforme** — est le socle de toute la chimie, et c'est elle que ce chapitre outille.

1 Réactifs, produits, transformation

DÉFINITION

Dans une transformation chimique, les espèces présentes au départ et qui disparaissent sont les **réactifs** ; celles qui apparaissent sont les **produits**. Une transformation chimique n'est pas une transformation physique : la fonte d'un glaçon ne change que l'état de l'eau, tandis qu'une réaction **réorganise les atomes** en molécules différentes.

RÈGLE

Ce qui se conserve au cours d'une réaction, ce sont les **atomes** : aucun n'apparaît, aucun ne disparaît, ils changent seulement de voisinage. Ce qui ne se conserve pas, ce sont les **molécules** : elles sont détruites et reconstruites autrement. C'est cette distinction qui permet d'équilibrer une équation, et c'est elle qui explique la conservation de la masse.

2 La conservation de la masse

RÈGLE

Au cours d'une transformation chimique, la **masse totale se conserve** : la somme des masses des réactifs consommés est égale à la somme des masses des produits formés. C'est la loi énoncée par **Lavoisier** en 1789, et elle ne souffre aucune exception en chimie.

EXEMPLE

On brûle 12 g de carbone dans 32 g de dioxygène. Toute la matière est consommée. Quelle masse de dioxyde de carbone se forme ?

- 1 La masse des réactifs se calcule d'abord :
 $12 + 32 = 44$
- 2 Cette masse se retrouve intégralement dans le produit unique de la réaction.
- 3 Il se forme donc 44 g de dioxyde de carbone — près de quatre fois la masse du charbon brûlé, la différence venant du dioxygène de l'air, invisible mais bien pesé.

44 g de dioxyde de carbone

LE PIÈGE QUI COÛTE LE PLUS DE POINTS

Conclure d'une expérience à l'air libre que la masse diminue au cours d'une combustion. — Elle ne diminue pas : les **gaz s'échappent** du récipient et cessent d'être sur la balance. C'est exactement l'erreur qui a retardé la chimie pendant un siècle, jusqu'à ce que **Lavoisier** réalise l'expérience en **récipient fermé** — où la balance affiche la même valeur avant et après.

Le réflexe : Chercher si le système est **fermé** avant d'interpréter une pesée. Un gaz qui part n'est pas un gaz qui disparaît.

3 Équilibrer une équation de réaction

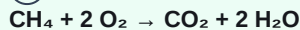
ÉQUILIBRER UNE ÉQUATION, DANS L'ORDRE

- 1 Écrire les formules des réactifs à gauche, des produits à droite, séparées par une flèche.
- 2 Compter les atomes de chaque élément de part et d'autre, en dressant un petit tableau.
- 3 Ajuster les **coefficients** placés devant les formules — jamais les indices, qui décrivent les molécules.
- 4 Traiter en dernier l'élément qui apparaît dans le plus de formules, souvent l'oxygène.
Le corriger d'abord oblige à tout recommencer à chaque ajustement.
- 5 Recompter chaque élément une dernière fois : le tableau doit se lire deux fois le même nombre sur chaque ligne.

EXEMPLE

Équilibrer la combustion du méthane : $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

- ① Le carbone est déjà équilibré : un à gauche, un à droite.
- ② L'hydrogène : quatre à gauche, deux à droite. On place un 2 devant l'eau.
 $2 \times 2 = 4$
- ③ L'oxygène en dernier : à droite, deux dans le dioxyde de carbone et deux dans les deux molécules d'eau.
 $2 + 2 = 4$
- ④ Il en faut donc quatre à gauche, soit deux molécules de dioxygène.



LE PIÈGE QUI COÛTE LE PLUS DE POINTS

Équilibrer en modifiant un indice : écrire H_2O_2 pour obtenir un oxygène de plus. — Changer un indice change la molécule. H_2O_2 existe — c'est l'eau oxygénée — mais ce n'est pas de l'eau, et l'équation ne décrit plus la réaction étudiée. Équilibrer consiste à ajuster le **nombre de molécules**, écrit en grand devant la formule, jamais leur composition.

Le réflexe : Ne toucher qu'à ce qui est écrit **devant**. Les indices, en petit et en bas, sont donnés par la nature et ne se négocient pas.

4 Les combustions

RÈGLE

Une **combustion** met en jeu un **combustible** — ce qui brûle — et un **comburant** — le plus souvent le dioxygène de l'air. Quand le combustible contient du carbone et de l'hydrogène et que le dioxygène est en quantité suffisante, la combustion est **complète** : elle produit du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau, et libère de l'énergie.

RÈGLE

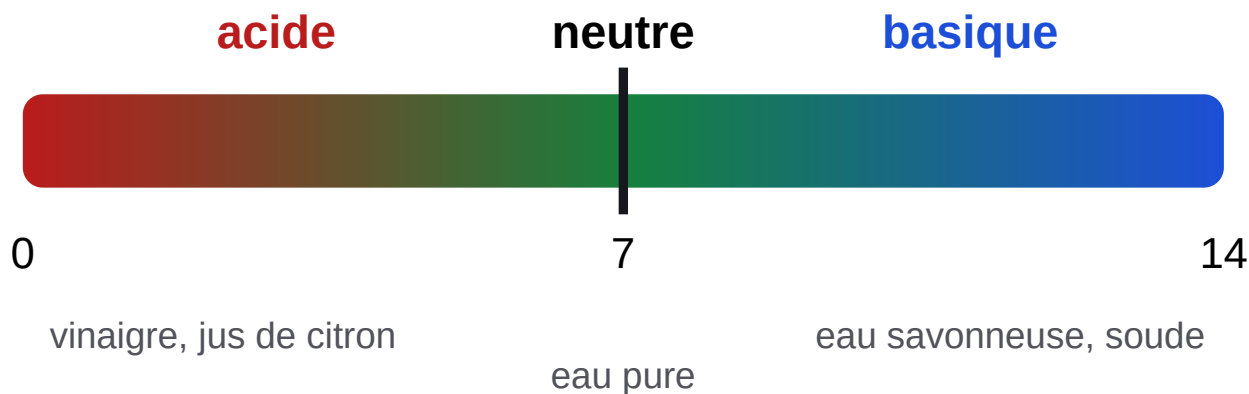
Deux tests identifient les produits, et il faut annoncer le réactif **et** son résultat. L'**eau de chaux** se **trouble** en présence de dioxyde de carbone. Le **sulfate de cuivre anhydre**, de couleur blanche, **bleuit** au contact de l'eau. Un test nommé sans son résultat attendu ne prouve rien.

Quand le dioxygène manque, la combustion est **incomplète** : la flamme devient jaune et fumeuse, il se forme des particules de carbone — la suie — et du **monoxyde de carbone**, gaz incolore, inodore et mortel. C'est pourquoi un appareil à gaz exige une ventilation qu'on ne bouche jamais, et pourquoi un barbecue ne s'utilise pas à l'intérieur.

5 Acides, bases et pH

DÉFINITION

Le **pH** mesure l'acidité d'une solution sur une échelle allant de 0 à 14. Une solution est **acide** si son pH est inférieur à 7, **neutre** s'il vaut exactement 7 — c'est le cas de l'eau pure —, et **basique** s'il est supérieur à 7. On le mesure avec un papier indicateur ou un pH-mètre.



L'échelle de pH : le 7 n'est pas le milieu d'un intervalle quelconque, c'est la neutralité.

RÈGLE

Diluer une solution, c'est y ajouter de l'eau : son pH se rapproche alors de 7, sans jamais le franchir. Une solution acide diluée reste acide ; une solution basique diluée reste basique. La dilution atténue, elle ne renverse pas.

LE PIÈGE QUI COÛTE LE PLUS DE POINTS

Verser de l'eau dans un acide concentré pour le diluer. — La dilution d'un acide concentré libère beaucoup de chaleur. En versant l'eau sur l'acide, cette chaleur se dégage dans un petit volume qui peut se mettre à bouillir et projeter de l'acide au visage. En versant l'acide **dans** l'eau, la chaleur se répartit dans un volume important et le mélange reste maîtrisable.

Le réflexe : Retenir la formule mnémotechnique : **on verse l'acide dans l'eau, jamais l'eau dans l'acide**. Et l'on porte des lunettes de protection, qui ne servent que le jour où quelque chose se passe mal.

À VÉRIFIER

- Ai-je nommé les **réactifs** et les **produits** avant d'écrire l'équation ?
- Ai-je équilibré en changeant les **coefficients**, jamais les indices ?
- Ai-je recompté chaque élément des deux côtés, l'oxygène en dernier ?
- Pour une pesée, le système était-il **fermé** ? Sinon les gaz sont partis.
- Ai-je annoncé chaque test **et** son résultat attendu ?
- **pH** inférieur à 7 : acide · égal à 7 : neutre · supérieur à 7 : basique.
- Sécurité : ai-je versé l'**acide dans l'eau** ?

À RETENIR

- **Réactifs** au départ, **produits** à l'arrivée — séparés par une flèche, jamais par un signe égal.
- Les **atomes** se conservent, les **molécules** non : c'est toute la logique de l'équilibrage.
- Loi de **Lavoisier** : masse des réactifs = masse des produits, en système **fermé**.
- À l'air libre, une masse qui « diminue » signale des **gaz partis**, pas de la matière disparue.
- **Équilibrer** = ajuster les coefficients devant les formules, **jamais** les indices.
- Traiter l'**oxygène en dernier** : il apparaît dans le plus de formules.
- **Combustion** complète : combustible + dioxygène → **CO₂** + eau, avec dégagement d'énergie.
- **Eau de chaux** troublée → dioxyde de carbone · **sulfate de cuivre anhydre** bleu → eau.
- Flamme **jaune et fumeuse** → combustion incomplète → **monoxyde de carbone**, mortel.
- **pH** < 7 acide · = 7 neutre · > 7 basique. Diluer rapproche de 7, sans jamais le franchir.
- Sécurité : on verse l'**acide dans l'eau**, jamais l'eau dans l'acide.