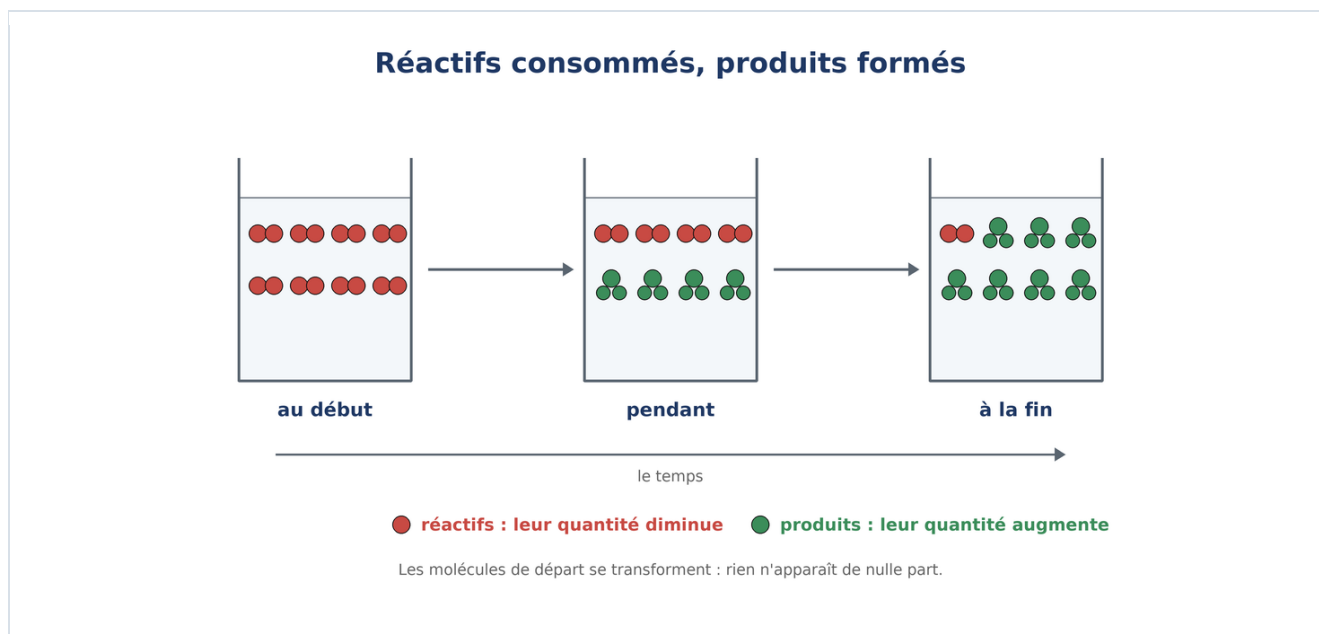


Les réactions chimiques

Fiche de révision imprimable — Galaxscia

NIVEAU 1

Ce qui se passe lors d'une réaction



Exemple :

Le méthane réagit avec le dioxygène pour former du dioxyde de carbone et de l'eau.



Dans cette réaction la quantité de méthane et de dioxygène diminue au cours de la réaction car l'un réagit avec l'autre et se transforme. A l'inverse la quantité de dioxyde de carbone et d'eau augmente, car la réaction les fabrique.

Note: Les réactifs sont toujours à gauche de la flèche et les produits à droite.

À retenir — questions de révision

Qu'appelle-t-on réactifs ?

Qu'appelle-t-on produits ?

Que font les quantités de chaque éléments d'une réaction?

NIVEAU 2

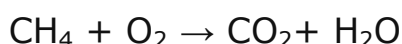
Du bilan à l'équation

Le **bilan de réaction** peut être traduit en **équation de réaction** en remplaçant chaque espèce par sa **formule chimique**.

Exemple : Bilan :

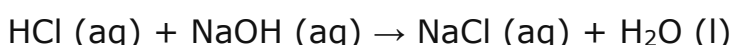
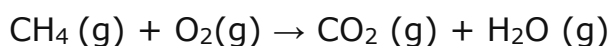
Méthane + Dioxygène → Dioxyde de carbone + Eau

Équation de réaction:



On peut préciser l'**état physique** : (s) solide, (l) liquide, (g) gaz, (aq) dissous dans l'eau après chaque formule (au besoin)

Exemples :



À retenir — questions de révision

Comment passe-t-on du bilan de réaction à l'équation de réaction ?

À quoi servent les symboles (s), (l), (g), (aq) ?

NIVEAU 3

La loi de Lavoisier

« **Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme** »

La matière présente au début de la réaction se retrouve entièrement à la fin de la réaction.

Pour cela il faut que les atomes présents dans les molécules ne disparaissent pas lors des réactions chimiques. Ainsi le nombre d'atomes de chaque sorte **doit être le même** avant et après la réaction. C'est la **conservation des atomes**

Donc il arrive que pour certaines réactions, plusieurs molécules similaires réagissent en même temps, ou que plusieurs molécules similaires soient produites. Pour exprimer cela on **ajuste / équilibre** l'équation de réaction

Comment équilibrer ?

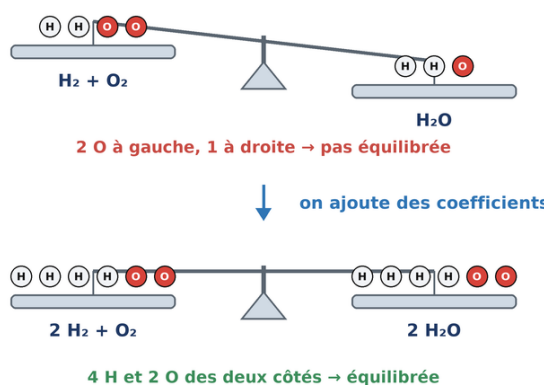
Compter les atomes des deux côtés.

Ajouter des **coefficients** devant les formules des molécules.

Ne jamais modifier les **indices** dans les formules.

Vérifier et simplifier si possible.

Équilibrer une équation



On change les coefficients devant les formules, jamais les indices.

Autres exemples:

Combustion du dihydrogène

Le dihydrogène réagit avec l'oxygène pour former de l'eau.

$\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ (non équilibrée : 2 H et 2 O ==> 2 H et 1 O)

$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ (équilibrée : 2 H et 2 O ==> 2 H et 2 O La conservation des atomes est respectée.)

Le sodium réagit avec le dichlore pour former du chlorure de sodium

$\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl}$ (non ajustée : 1 Na et 2 Cl ==> 1 Na et 1 Cl)

$2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$ (ajustée : 2 Na et 2 Cl ==> 2 Na et 2 Cl La conservation des atomes est respectée.)

Lien avec la masse

Lorsqu'une réaction chimique se produit :

Réactifs → Produits

Les coefficients stœchiométriques indiquent les proportions dans lesquelles les substances réagissent ou se forment.

Cependant la masse des réactifs ayant réagi, **doit être égale** à la masse des produits (Loi de Lavoisier)

Exemple : Réaction de combustion du carbone : $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

Coefficients : $1\text{C} + 1\text{O}_2 \rightarrow 1\text{CO}_2$

indique d'un atome de carbone réagit avec 1 molécule de O_2 et forme 1 molécule de CO_2

Masse : 12 g de carbone + 32 g de dioxygène $\rightarrow$ 44 g de dioxyde de carbone

Selon les molécules les masses sont différentes, puisque les molécules sont différentes.

Mais **la masse totale des réactifs et des produits sont les mêmes**

À retenir — questions de révision

Que dit la loi de Lavoisier ?

Comment évolue le nombre d'atome au cours de la réaction?

Comment appelle-t-on les nombres placés devant les formules dans une équation ?

Comment équilibrer/ajuster une équation?

Comment la masse varie au cours d'une réaction?

NIVEAU 4

Au niveau microscopique

Une réaction chimique correspond à une **réorganisation des atomes** : les liaisons se cassent et de nouvelles se forment. Les atomes eux-mêmes ne disparaissent pas.

Le réactif limitant

Le **réactif limitant** est celui qui est consommé en premier et qui empêche la réaction de continuer.

Exemple : Combustion du méthane $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, si on dispose de 5 CH_4 et seulement 6 O_2 , la réaction ne pourra se faire que 3 fois : O_2 est **limitant**.

Le réactif limitant



On dispose de :

5 CH₄



6 O₂



Il faut 2 O₂ pour 1 CH₄.

- 6 O₂ → 3 réactions possibles
- 5 CH₄ → 5 réactions possibles

Le O₂ est consommé en premier :

O₂ est le réactif limitant

Le réactif limitant est celui qui est consommé en premier : il arrête la réaction.

Conditions pour une réaction

Les réactifs doivent être en **contact**.

Il faut parfois apporter de l'**énergie** (chaleur, étincelle).

Un **catalyseur** peut accélérer la réaction sans être consommé.

À retenir — questions de révision

Que se passe-t-il au niveau microscopique lors d'une réaction chimique ?

Qu'est-ce qu'un **réactif limitant** ?

Quelles sont les conditions nécessaires pour qu'une réaction chimique se produise ?