

Fiche de cours Transformations chimiques

L'essentiel du chapitre en deux pages

définitions · lois · méthodes · à savoir par cœur

1 SYSTÈME CHIMIQUE ET TRANSFORMATION

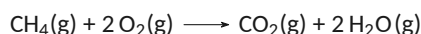
Définition. Un **système chimique** est l'ensemble des espèces chimiques étudiées. On le décrit par la nature et la quantité de chaque espèce, son état physique — solide (s), liquide (l), gazeux (g), en solution aqueuse (aq) — ainsi que la température et la pression.

Définition. Lors d'une **transformation chimique**, des espèces disparaissent (les **réactifs**) et d'autres apparaissent (les **produits**). Les espèces présentes qui ne sont pas transformées sont **spectatrices** : elles n'apparaissent pas dans l'équation.

Notation. On passe de l'état *initial* (avant) à l'état *final* (après) ; la transformation, supposée *totale*, s'arrête lorsqu'un réactif au moins a totalement disparu.

2 ÉQUATION DE RÉACTION ET AJUSTEMENT

Définition. L'**équation de réaction** modélise la transformation : réactifs à gauche, produits à droite, séparés par une flèche.



Propriété — conservation. Une équation est **ajustée** (équilibrée) lorsque, de part et d'autre de la flèche, il y a le *même nombre d'atomes de chaque élément* et la *même charge électrique totale*. Les nombres placés devant les formules sont les **nombres stœchiométriques** (le nombre 1 ne s'écrit pas).

Méthode — ajuster une équation. ne jamais modifier les formules chimiques : on ne change que les nombres placés devant. Commencer par l'élément le plus « rare », terminer par H puis O, et vérifier les charges pour les ions.

3 PROPORTIONS ET RÉACTIF LIMITANT

Propriété. Les nombres stœchiométriques donnent les proportions *en quantité de matière* dans lesquelles les espèces sont consommées et formées. Pour la réaction $a \text{A} + b \text{B} \rightarrow \text{produits}$, on compare les rapports

$$\frac{n_{\text{A}}}{a} \quad \text{et} \quad \frac{n_{\text{B}}}{b}.$$

Définition. Le **réactif limitant** est celui dont le rapport est le *plus petit* : il est entièrement consommé et impose la quantité de produits formés. L'autre est **en excès**. Si les deux rapports sont égaux, le mélange est dans les **proportions stœchiométriques** : les deux réactifs disparaissent ensemble.

★ EXEMPLE — recherche du réactif limitant

On fait réagir 0,30 mol de Fe avec 0,20 mol de S selon $\text{Fe} + \text{S} \longrightarrow \text{FeS}$. On compare $\frac{0,30}{1} = 0,30$ et $\frac{0,20}{1} = 0,20$: le soufre est limitant. Il se forme 0,20 mol de FeS et il reste 0,10 mol de fer.

4 IDENTIFIER LES ESPÈCES : LES TESTS

■ DONNÉES — Tests caractéristiques à connaître

- CO_2 : trouble l'eau de chaux. O_2 : rallume une bûchette incandescente. H_2 : détonation (« aboiement ») à l'approche d'une flamme.
- Ion chlorure Cl^- : précipité *blanc* qui noircit à la lumière avec le nitrate d'argent. Ion Cu^{2+} : précipité *bleu* avec la soude ; ion Fe^{2+} : précipité *vert* ; ion Fe^{3+} : précipité *rouille*.
- Eau : le sulfate de cuivre anhydre (blanc) devient bleu.

5 ASPECT ÉNERGÉTIQUE

Définition. Une transformation est **exothermique** lorsque le système *cède* de l'énergie au milieu extérieur : la température du mélange *augmente* (combustions, action d'un acide sur un métal ou sur l'hydroxyde de sodium). Elle est **endothermique** lorsque le système *reçoit* de l'énergie : la température *diminue* (acide citrique et hydrogénocarbonate de sodium).

Propriété. L'énergie échangée est proportionnelle à la quantité de **réactif limitant** consommée : doubler la masse du réactif limitant double l'énergie échangée (et, pour une même masse de mélange, la variation de température); ajouter du réactif en excès ne change rien.

Remarque. Une transformation *chimique* modifie la nature des espèces; une transformation *physique* (fusion, vaporisation...) ne change que l'état physique, les molécules restent les mêmes. Les dissolutions (de l'hydroxyde de sodium, exothermique; du nitrate d'ammonium, endothermique) sont des transformations physiques qui ont, elles aussi, des effets thermiques.

6 SAVOIR-FAIRE DU CHAPITRE

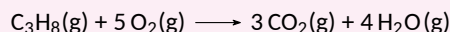
► SAVOIR-FAIRE

- Décrire l'état initial et l'état final d'un système; distinguer réactifs, produits et espèces spectatrices.
- Écrire et ajuster l'équation d'une réaction, y compris avec des ions (conservation de la charge).
- Identifier le réactif limitant en comparant les rapports $n/\text{nombre stœchiométrique}$, et en déduire les quantités formées.
- Choisir et interpréter un test caractéristique pour identifier une espèce.
- Reconnaître une transformation exothermique ou endothermique à partir d'une mesure de température; prévoir l'effet d'une modification de la quantité du réactif limitant.

7 EXEMPLES TYPES

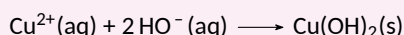
★ EXEMPLE — ajuster une équation de combustion

Combustion complète du propane C_3H_8 . On écrit les formules, puis on ajuste : le carbone impose 3 devant CO_2 , l'hydrogène impose 4 devant H_2O , ce qui fait $3 \times 2 + 4 = 10$ atomes d'oxygène à droite, donc 5 devant O_2 :



★ EXEMPLE — ajuster une équation avec des ions

Une solution de sulfate de cuivre et une solution de soude sont mélangées. Les ions SO_4^{2-} et Na^+ sont spectateurs; il reste



Les atomes sont conservés et la charge totale vaut $(+2) + 2 \times (-1) = 0$ de chaque côté.

★ EXEMPLE — réactif limitant avec des nombres stœchiométriques différents de 1

On fait réagir 0,40 mol d'aluminium et 0,45 mol de dichlore selon $2 \text{Al} + 3 \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{AlCl}_3$. On compare $\frac{0,40}{2} = 0,20$ et $\frac{0,45}{3} = 0,15$: le dichlore est limitant. Il se forme $\frac{2}{3} \times 0,45 = 0,30$ mol de AlCl_3 et il reste $0,40 - 0,30 = 0,10$ mol d'aluminium.

★ EXEMPLE — exploiter une mesure de température

On mélange de l'acide citrique et de l'hydrogénocarbonate de sodium dans de l'eau à $20,0^\circ\text{C}$: une effervescence se produit et la température descend à $14,5^\circ\text{C}$. Le système a *reçu* de l'énergie du milieu extérieur, qui s'est refroidi : la transformation est **endothermique**.

✗ PIÈGES

- Ajuster une équation en modifiant un indice dans une formule (H_2O devenu « H_2O_2 ») : les formules sont imposées par la nature des espèces.
- Comparer directement n_A et n_B pour trouver le limitant : il faut diviser par les nombres stœchiométriques.
- Confondre masse et quantité de matière : les proportions de l'équation portent sur les *moles*, pas sur les grammes.
- Croire qu'un mélange qui chauffe « reçoit » de l'énergie : le système en *cède* au milieu extérieur.