**Chapitre 8 : Modélisation des transformations chimiques**

- Savoir écrire et équilibrer une équation de réaction par observation expérimentale

- Savoir identifier le réactif limitant

- Savoir relier les variations de température aux proportions de réactifs

1. **Modélisation d’une transformation chimique**
2. Transformation chimique

Une **transformation chimique** est le passage d’un système chimique d’un état initial à un état final. Lors de son évolution, la composition du système change.

Je connais

le vocabulaire

***Combustion complète****: combustion pour laquelle le comburant est en excès et dont les espèces chimiques formées sont CO2 (g) et H2O(g)*

***Modèle****: représentation simplifiée d’un phénomène ou d’un système qui permet d’expliquer les observations expérimentales*

***Système chimique****: ensemble des espèces chimiques que l’on étudie*

1. Réaction chimique

Un **réactif** est une espèce chimique **consommée** partiellement ou totalement lors d’une transformation chimique.

Un **produit** est une espèce chimique **formée** lors d’une transformation chimique.

Dans un système chimique, certaines espèces sont présentes mais ne prennent pas part à la transformation. Ce sont les **espèces spectatrices**.

On modélise une transformation chimique par une **réaction chimique**. Elle traduit l’évolution du système à l’échelle macroscopique.

*Exemple : la combustion complète du butane : butane + dioxygène* → *eau + dioxyde de carbone*

1. Équation de réaction

L’**équation de réaction** est l’écriture symbolique d’une réaction chimique. Elle symbolise l’évolution du système à l’échelle microscopique. Cette équation doit être ajustée avec des coefficients stœchiométriques (nombres entiers les plus petits possible) pour respecter les lois de conservation :

* **Conservation des éléments chimiques** : le nombre de chaque élément chimique du côté des réactifs est le même que du côté des produits
* **Conservation de la charge électrique totale** : la charge électrique globale des réactifs est la même que celle des produits

Pour équilibrer une équation de réaction, on ajoute les coefficients stœchiométriques devant les espèces chimiques.

*Exemple : la combustion complète du méthane : CH4(g) + O2(g)* → H2O(g) + CO2(g)

* L’élément carbone est conservé.
* On équilibre l’élément hydrogène : *CH4(g) + O2(g)* → 2 H2O(g) + CO2(g)
* On équilibre l’élément oxygène : *CH4(g) + 2 O2(g)* → 2 H2O(g) + CO2(g)

Les coefficients stœchiométriques traduisent les proportions, en mol, dans lesquelles la transformation a lieu.

*Exemple : réaction entre le fer et l’acide chlorhydrique : Fe(s) + 2 H+(aq)* → Fe2+(aq) + H2*(g)*

*Ici, une mole de fer réagi avec 2 moles d’ions hydrogène pour former une mole d’ion fer II et une mole de dihydrogène.*

1. **Notion de réactif limitant**

Une transformation chimique s’arrête lorsqu’un des réactifs a été **entièrement consommé**. C’est le **réactif** **limitant**.

On peut l’identifier à partir des quantités initiales de réactifs et de l’équation de réaction. Pour une réaction chimique : aA + bB → cC + dD, le réactif limitant est :

* A si $\frac{n\_{i}(A)}{a}<\frac{n\_{i}(B)}{b}$
* B si $\frac{n\_{i}(B)}{b}<\frac{n\_{i}(A)}{a}$
* Si $\frac{n\_{i}(A)}{a}=\frac{n\_{i}(B)}{b}$ , on dit que les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques ou que le mélange est stœchiométrique.

*Exemple : réaction entre le fer et l’acide chlorhydrique : Fe(s) + 2 H+(aq)* → Fe2+(aq) + H2*(g)*

*Les quantités de matière initiales sont ni(Fe) = 1,5.10-2 mol et ni(H+) = 1,0.10-2 mol*

*On a* $\frac{n\_{i}(Fe)}{1}=1,5∙10^{-2} mol $*et* $\frac{n\_{i}(H^{+})}{2}=0,5∙10^{-2} mol$

$\frac{n\_{i}(H^{+})}{2}<\frac{n\_{i}(Fe)}{1}$ *donc H+ est le réactif limitant.*

1. **Aspect énergétique**

De même que lors des transformations physiques, certaines transformations chimiques libèrent de l’énergie ; elles sont donc exothermiques. D’autres nécessitent un apport d’énergie ; elles sont endothermiques.

Un échange d’énergie peut se traduire par des **variations de température**. Celle-ci varie d’**autant plus que la masse de réactif limitant ayant réagi est grande.**

Ex : 6, 8, 11, 12, 13, 16, 23, 26, 27, 30, 31, 34 p 153 *→ 159*

*Ex supplémentaires : 14, 15, (17, 18 ou 19), 20, 25, 33, 35 p 154 → 160*