

Séquence 6 – Les transformations chimiques

I. La quantité de matières

Calculer le nombre d'atomes dans 2kg de carbone. La masse d'un atome de carbone est de $m = 1,99 \cdot 10^{-26}$ kg.

Calculer le nombre d'atomes dans 2kg de fer. La masse d'un atome de fer est de $m = 9,35 \cdot 10^{-26}$ kg.

Que remarque-t-on ?

II. Le nombre d'Avogadro

Compter les atomes ou les molécules individuellement n'est pas chose facile. En 1971 on définit une nouvelle unité chimique, **la mole**, qui consiste à compter les atomes par « paquet » (comme les œufs quand on les compte par douzaine !).

Chaque paquet contient un nombre de $6,02 \cdot 10^{23}$ entités chimiques. Ce nombre est donc une constante appelée **constante d'Avogadro** et se note N_A et il correspond au **nombre d'entité chimiques dans 1 mole**.

$$N_A =$$

III. La quantité de matière

La quantité de matière, notée n , représente le nombre de paquet d'entité chimique (le nombre de douzaine d'œufs !) Cette quantité s'exprime en moles (mol) et se calcule par la formule suivante :

avec :

- n la quantité de matière en moles (mol)
- N le nombre d'entités chimiques : atomes, molécules ou ions. (sans unité)
- N_A le nombre d'Avogadro (mol^{-1})

IV. Modélisation d'une transformation chimique par une équation de réaction

Une transformation chimique peut être modélisée par une équation de réaction qui donne l'information sur les espèces chimiques qui ont réagi et celles qui ont été formées ainsi que les proportions entre chaque espèce chimique.

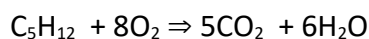
Exemple : Lors de la combustion du pentane on obtient :

Rappel :

- les espèces chimiques qui disparaissent au cours de la réaction (à gauche de la flèche) sont appelées les réactifs.
- les espèces chimiques qui apparaissent au cours de la réaction (à droite de la flèche) sont appelées les produits.

V. Comment équilibrer une équation de réaction ?

Afin qu'une équation de réaction soit équilibrée, il faut qu'il y ait les mêmes atomes et dans la même proportion dans les réactifs et dans les produits. Si l'on reprend l'équation précédente :



On a dans les réactifs :

- 5 atomes de carbone
- 12 atomes d'hydrogène
- $8 \times 2 = 16$ atomes d'oxygène

Dans les produits :

- $5 \times 1 = 5$ atomes de carbone
- $6 \times 2 = 12$ atomes d'hydrogène
- $5 \times 2 + 6 \times 1 = 16$ atomes d'oxygène

Les nombres en gras devant chaque molécule sont appelés les, ils donnent l'information sur le nombre de mole de chaque espèce chimique qui réagit ou qui est formé lors de la réaction chimique.

Ce sont eux qui servent à équilibrer une équation chimique. Lors de l'écriture d'une équation bilan, il y a :

- Conservation des éléments chimiques
- Conservation des charges électriques (dans le cas des ions)

Méthode :

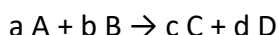
- On commence par équilibrer les atomes qui ne sont présents que dans une molécule de part et d'autre de la flèche (ici le carbone et l'hydrogène)
- On finit par les atomes qui sont présents dans plusieurs molécules (l'oxygène dans notre exemple)

Application : Équilibrer les équations suivantes :

1. $\dots \text{CH}_4 + \dots \text{O}_2 \Rightarrow \dots \text{CO}_2 + \dots \text{H}_2\text{O}$
2. $\dots \text{NH}_3 + \dots \text{O}_2 \Rightarrow \dots \text{NO} + \dots \text{H}_2\text{O}$
3. $\dots \text{Cu}_2\text{S} + \dots \text{Cu}_2\text{O} \Rightarrow \dots \text{Cu} + \dots \text{SO}_2$
4. $\dots \text{Fe}^+ \dots \text{H}_3\text{O}^+ \Rightarrow \dots \text{Fe}^{2+} + \dots \text{H}_2 + \dots \text{H}_2\text{O}$
5. Lors de la respiration cellulaire, le glucose de formule brute $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ réagit avec du dioxygène, pour former du dioxyde de carbone et de l'eau. Écrire et équilibrer l'équation bilan associée à cette réaction.

Document 3 – Le réactif limitant

En général, lors d'une réaction chimique, l'un des deux réactifs disparaît en premier, on l'appelle le réactif limitant. La disparition du réactif limitant provoque l'arrêt de la réaction chimique. Une équation de réaction peut s'écrire dans le cas général sous la forme :



avec A B C et D les espèces chimiques et a b c et d les coefficients stœchiométriques.

Pour connaître le réactif limitant, il faut comparer les rapports $\frac{n_i(\text{A})}{a}$ et $\frac{n_i(\text{B})}{b}$

- Si $\frac{n_i(\text{A})}{a} < \frac{n_i(\text{B})}{b}$, alors l'espèce A est réactif limitant
- Si $\frac{n_i(\text{A})}{a} > \frac{n_i(\text{B})}{b}$, alors l'espèce B est le réactif limitant
- Si $\frac{n_i(\text{A})}{a} = \frac{n_i(\text{B})}{b}$, alors les deux réactifs sont limitants et disparaissent en même temps

Application :

La combustion (réaction avec du dioxygène) complète de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$ dans l'air produit du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau. Les quantités de matières initiales sont :

$$n_i(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 9,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{O}_2) = 3,0 \text{ mol}$$

Écrire puis ajuster l'équation de réaction qui modélise cette transformation.

Identifier le réactif limitant.