

Chapitre 5

La réaction chimique

Transformation chimique :

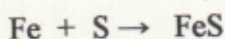
La réaction chimique est une transformation de la matière au cours de laquelle les corps initiaux sont détruits pour former d'autres corps aux propriétés différentes.

Au cours d'une réaction chimique :

- les atomes ne se transforment pas, ils s'arrangent différemment → **conservation des éléments**,
- la masse totale des réactifs est identique à celle des produits formés → **conservation des masses**,
- les liaisons chimiques sont modifiées, il peut y avoir des échanges d'électrons, mais au total **la charge électrique est conservée**,
- la modification des liaisons s'effectue avec un échange d'énergie. A la fin de la réaction, on peut faire un **bilan d'énergie**.

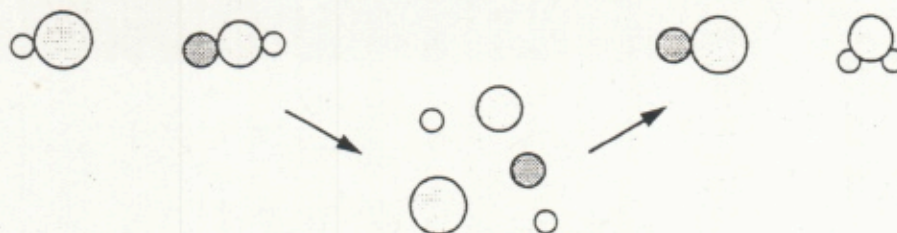
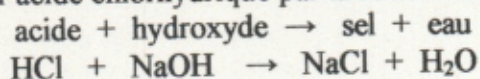
Equation chimique :

Pour décrire une réaction chimique, on utilise une équation chimique qui ne fait que traduire le bilan de la réaction. L'équation chimique a une double signification : microscopique et macroscopique. Par exemple, lorsque le fer et le soufre réagissent pour former du sulfure de fer, la réaction est décrite par l'équation chimique :



Les substances réagissantes, à gauche de la flèche, sont les **réactifs**. Les substances formées, à droite de la flèche sont les **produits** de la réaction.

Exemple : neutralisation de l'acide chlorhydrique par la soude caustique :

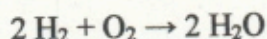


Cette réaction est appelée réaction de **neutralisation** car les effets chimiques de l'acide et de l'hydroxyde sont supprimés après la réaction.

Stoechiométrie :

La conservation de la matière est également décrite par l'équation chimique. Il s'agit de placer des coefficients devant les réactifs et les produits de manière à ce que le nombre d'atomes de chaque élément soit **identique** à gauche et à droite de la flèche de l'équation. Lorsque dans une équation chimique cette condition est réalisée, on dit que l'équation est **équilibrée**.

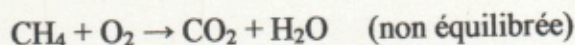
Par exemple, lorsque l'hydrogène H_2 brûle en présence d'oxygène O_2 , il se forme de l'eau H_2O . L'équation chimique de cette réaction est la suivante :



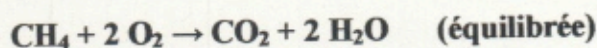
L'étude des relations quantitatives entre réactifs et produits est connue sous le nom de **stoechiométrie** (du grec *stoicheion* = élément et *metron* = mesure). Les coefficients qui permettent d'équilibrer l'équation sont appelés coefficients stoechiométriques de la réaction.

Equilibrage de l'équation chimique :

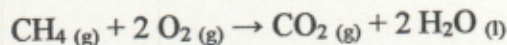
Considérons la réaction au cours de laquelle le méthane CH_4 (le principal composé du gaz naturel) brûle à l'air pour produire du gaz carbonique CO_2 et de l'eau H_2O :



Il est généralement préférable d'équilibrer en premier un élément qui apparaît dans un seul composé de chaque côté de l'équation. Dans l'exemple ci-dessus, H et C satisfont à cette condition. En équilibrant ensuite le dernier élément de l'équation, l'oxygène, on obtient :

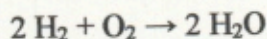


L'état physique des composés intervenant dans une équation chimique peut être précisé en utilisant les symboles (g), (l), (s) et (aq) signifiant gaz, liquide, solide et solution aqueuse respectivement. Ainsi notre équation peut s'écrire :



Signification quantitative de l'équation chimique :

L'équation d'une réaction chimique nous indique donc dans quelle proportion les réactifs réagissent pour donner les produits :



Echelle microscopique : 2 molécules + 1 molécule \rightarrow 2 molécules

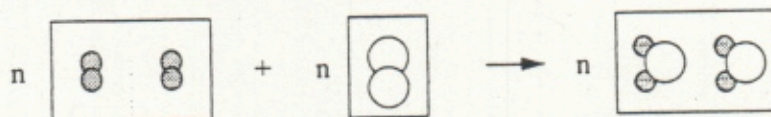
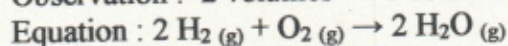
Echelle macroscopique : 2 moles + 1 mole \rightarrow 2 moles
 $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ molécules + $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules \rightarrow $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ molécules

Conservation de la masse : $2,2,02 \text{ g} + 32,0 \text{ g} \rightarrow 2,18,02 \text{ g}$
 $36,04 \text{ g} \rightarrow 36,04 \text{ g}$

Remarque :

Les rapports stoechiométriques ont été découverts par l'étude des réactions de produits gazeux. Comme tous les gaz possèdent le même volume molaire (une mole de n'importe quel gaz occupe toujours 22,4 l aux conditions normales), le rapport des volumes de gaz produisant une réaction se trouve toujours dans des proportions simples. Par exemple, lors de la formation de vapeur d'eau à partir de H_2 et O_2 , on observe que 1 volume de O_2 réagit avec 2 volumes de H_2 pour donner 2 volumes de H_2O gazeux.

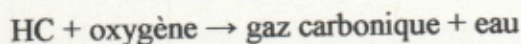
Observation : 2 volumes + 1 volume \rightarrow 2 volumes



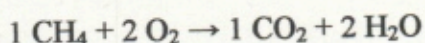
La réaction de combustion :

La combustion est une réaction entre un combustible et l'oxygène sous forme gazeuse. Les produits de cette réaction sont du gaz carbonique, de l'eau et parfois également de l'azote gazeux et d'autres composés.

La combustion des hydrocarbures (HC) est une importante source d'énergie. Outre un important dégagement d'énergie, cette réaction produit du gaz carbonique (dioxyde de carbone) et de l'eau, selon la réaction générale :



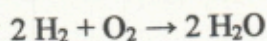
Exemple : Combustion du gaz naturel (méthane CH_4)



Réactifs en excès :

Dans de nombreuses situations, on dispose d'un excès d'un ou plusieurs réactifs. La réaction s'arrête lorsqu'un des réactifs est totalement consommé.

Considérons la combustion de l'hydrogène :

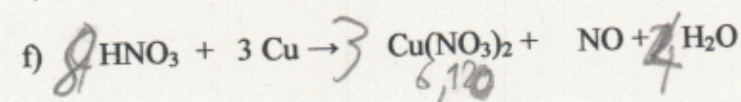
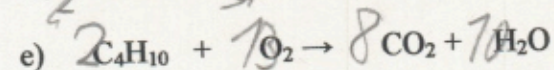
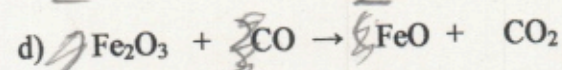
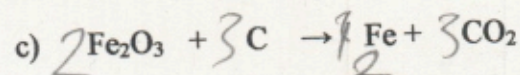
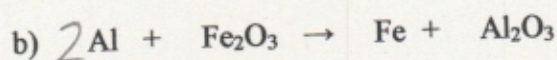
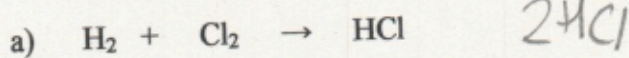


Pour cette réaction, trois situations peuvent se présenter :

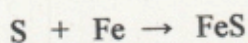
- a) $n(H_2) / n(O_2) > 2/1$: H_2 est en excès, O_2 est le réactif limitant.
- b) $n(H_2) / n(O_2) = 2/1$: Les réactifs sont dans un rapport stoechiométrique. Ils sont entièrement consommés. Après la réaction, il ne reste plus que de l'eau.
- c) $n(H_2) / n(O_2) < 2/1$: O_2 est en excès, H_2 est le réactif limitant.

Exercices :

5.1. Equilibrez les réactions chimiques suivantes :



5.2. On veut faire réagir du soufre et du fer pour obtenir du sulfure de fer :



a) Quelle quantité de soufre doit-on mélanger à 10 g de fer ?

b) Quelles quantités de soufre et de fer doit-on mélanger pour obtenir 10 g de FeS ?

c) On fait réagir un mélange de 10 g de soufre et 10 g de fer. Quelles sont les substances restant dans le creuset après réaction et en quelle quantité ?