

Notions fondamentales

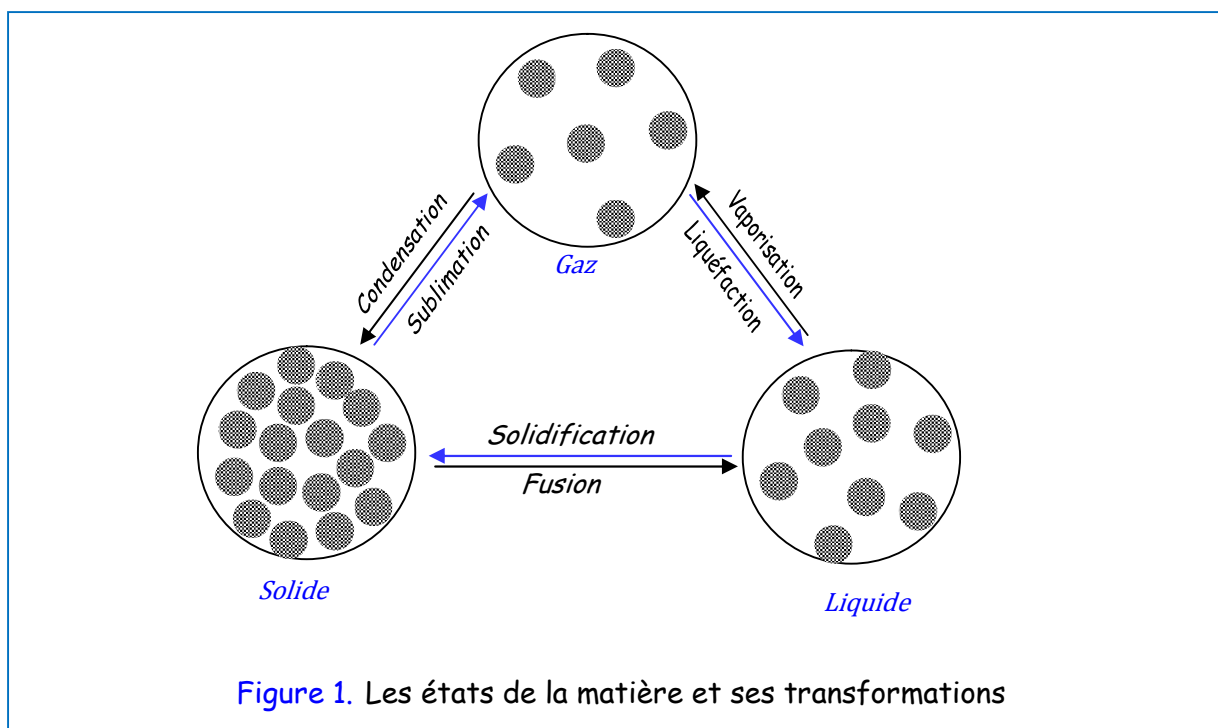
La chimie est une science qui étudie la matière, les lois de la composition des corps cristallisables ou volatils, naturels ou artificiels, et les lois des phénomènes de combinaison ou de décomposition résultant de leur action moléculaire les uns sur les autres.

On désigne par le terme de matière tout ce qui compose les corps qui nous entourent, tout ce qui a une masse et un volume. La matière est constituée de particules élémentaires : les atomes.

Les chimistes ont mis en évidence une centaine d'éléments qui entrent dans la composition de toutes les substances matérielles.

1. Aspects de la matière

La matière existe sous trois formes : solide, liquide et gaz. Le froid et la chaleur jouent un rôle très important dans le changement de l'état physique de la matière. Le passage de la matière de l'état solide à l'état liquide se fait par fusion, de l'état liquide à l'état gazeux par vaporisation et de l'état solide à l'état gazeux par sublimation. Ces transformations sont illustrées par la figure 1 ci-dessous :



2. Mélange

La matière se trouve sous forme de mélanges homogène ou hétérogène de corps purs. L'analyse immédiate permet de séparer les constituants d'un mélange en corps purs. Cette séparation est basée sur les différences des propriétés physiques de ses constituants.

Mélange homogène

Définition : un mélange homogène est constitué d'une seule phase ; les propriétés physico-chimiques sont les mêmes en tout point du mélange.

Dans ce cas, on peut utiliser les techniques de séparation telles que la distillation fractionnée (différence de température d'ébullition des liquides), la précipitation (cristallisation d'un solide à partir d'une solution), etc.

L'analyse chimique, notamment par spectrophotométrie de masse, permet d'identifier les éléments présents dans le composé et de déterminer leurs proportions.

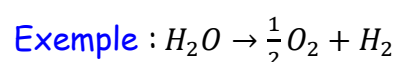
Exemple : l'air est un mélange homogène composé de 78% N₂ et 22% O₂. Les deux gaz peuvent être séparés par liquéfaction suivie d'une distillation fractionnée.

Mélange hétérogène

Définition : le mélange hétérogène est constitué de deux ou plusieurs phases.

- ✓ Si le mélange est constitué de plusieurs solides, on utilise : le tamisage (différence de taille des particules), la lévigation (différence de masse volumique) comme dans le cas de la séparation de l'or et du sable par lavage par un courant d'eau qui entraîne le sable, la dissolution, etc.
- ✓ Si le mélange est constitué de solides et de liquides, on utilise la filtration ou la centrifugation.
- ✓ Si le mélange est constitué de liquides, on utilise la décantation, comme dans le cas du mélange eau-huile.

Il existe aussi plusieurs techniques d'analyse élémentaire qui permet la séparation des constituants d'un corps pur composé en corps purs simples.



Les procédés les plus utilisés dans ce cas sont de nature chimique. On cite particulièrement :

- ✓ La thermolyse ou pyrolyse qui permet la décomposition d'une substance par la chaleur.
- ✓ La radiolyse qui consiste à décomposer une substance par des radiations lumineuses (UV, visibles ou IR).
- ✓ L'électrolyse qui permet la décomposition d'une substance par l'électricité.

3. Corps purs

Un corps pur est caractérisé par ses propriétés physiques (température de fusion, température d'ébullition, masse volumique, indice de réfraction, etc.) ou chimiques. On distingue deux catégories de corps purs :

Corps purs simples constitués d'un seul type d'élément.

Exemple : O_2 , O_3 , H_2 , Fe

Corps purs composés constitués de deux ou plusieurs éléments.

Exemple : H_2O , $FeCl_2$, HCl, H_2SO_4

4. Éléments et atomes

La notion d'atome remonte à 400 ans avant J.C., apparaissant dans les écrits de Démocrite, un philosophe grec. Mais les premières preuves expérimentales de l'existence des atomes ont été rassemblées en 1805 par Dalton : Loi des proportions définies - Loi de conservation de la masse au cours d'une réaction : « lors d'une réaction chimique, la masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits formés », Lavoisier. Il émit son hypothèse atomique, suggérant que la matière est constituée d'atomes et qu'un élément est caractérisé par des atomes de même masse. Lors d'une réaction chimique, les atomes ne sont ni créés, ni détruits ; ils se recombinent. Ses travaux lui permirent d'élaborer une échelle des masses atomiques relatives avec quelques erreurs dues à des mauvaises formulations des composés chimiques.

L'atome est une quantité de matière infiniment petite ($d \approx 1 \text{ \AA}$ et $m \approx 10^{-26} \text{ kg}$).

Exemple : Pour l'atome de carbone C : $d = 1,8 \text{ \AA}$ et $m \approx 2 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$.

Un élément chimique est une espèce donnée d'atomes. Il est caractérisé par son numéro atomique Z et est désigné par une abréviation appelée symbole.

Exemple : ${}_1\text{H}$: $Z=1$, symbole H

Actuellement, il y a 116 espèces d'atomes connues. Elles diffèrent par leurs structures et par leurs masses.

Masse atomique

Avant la découverte du spectromètre de masse par Aston en 1927, il était impossible de déterminer la masse d'un atome. Cependant, on savait que l'hydrogène était l'élément le plus léger et donc arbitrairement, on considéra que la masse de H était de 1 u.m.a (unité de masse atomique). Les masses des autres éléments étaient déduites notamment de la mesure des masses volumiques des gaz avec l'hypothèse que des volumes égaux de gaz contiennent à température et pression identiques le même nombre de molécules.

Exemple : Calcul de la masse relative de l'oxygène par Avogadro en 1811.

Densité de $\text{O}_2 = 1,10359$ (mesurée par Gay-Lussac)

Densité de $\text{H}_2 = 0,07321$

Masse atomique de l'oxygène

$$M_{\text{O}} = \frac{1,10359}{0,07321} \cdot 1 \text{ uma} = 15,0743 \text{ uma} \text{ (la valeur exacte serait } 15,8724 \text{ uma).}$$

Mole et masse molaire atomique

Les masses des atomes sont toutes très petites ; elles varient entre 10^{-24} et 10^{-26} kg et sont donc peu pratiques à utiliser dans le monde macroscopique. C'est pour cela que les chimistes utilisent la mole (mol) pour exprimer un grand nombre d'atomes.

On définit une mole comme étant le nombre d'atomes qu'il y a dans 12 g de carbone 12. Le nombre d'atomes dans une mole est appelé Nombre d'Avogadro ($N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$).

$$1 \text{ mole} = \frac{12 \text{ g}}{1,9926 \cdot 10^{-23} \text{ g}} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

La masse molaire M est la masse d'une mole d'atomes. L'unité de masse atomique est le 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12.

$$1\text{uma} = \frac{1}{12}m({}^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \frac{M({}^{12}_6\text{C})}{N_A} = \frac{1}{12} \cdot \frac{12}{N_A} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{g}$$

Exemple : $m_{\text{Na}} = 3,8 \cdot 10^{-23} \text{g} \Rightarrow M_{\text{Na}} = m \cdot N = 23 \text{g}$.

5. Molécules et masse molaire moléculaire

Une molécule est une union de deux ou plusieurs atomes liés entre eux par des liaisons covalentes. C'est la plus petite partie d'un composé qui a les mêmes propriétés que le composé.

Exemple : H_2O , H_2 , HCl .

Une molécule est caractérisée par sa formule et sa masse molaire moléculaire M . C'est la masse d'une mole de molécules. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments qui la constituent. Une réaction chimique est en fait un échange d'atomes entre les molécules dans des conditions expérimentales définies.

Exemple

$$M_{\text{NaOH}} = M_{\text{Na}} + M_{\text{O}} + M_{\text{H}} = 40 \text{g}$$

La masse d'une molécule : $m_{\text{NaOH}} = 40/N_A = 6,6 \cdot 10^{-23} \text{g} = 40 \text{uma}$