

Chapitre 1 - Notions fondamentales de chimie

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. C'est une science essentiellement expérimentale qui repose sur des notions extrêmement précises et à la fois très simples.

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.

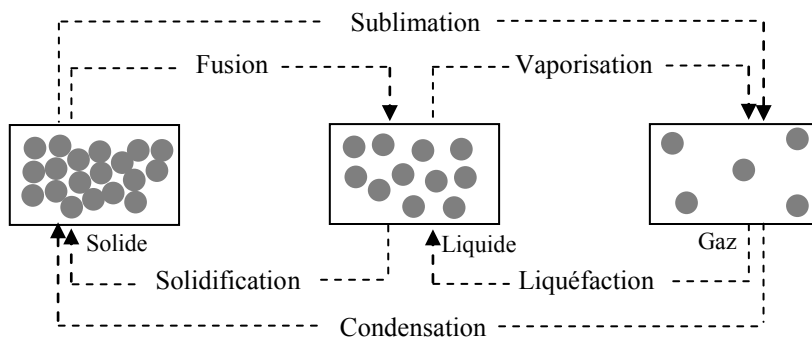
I. Aspects de la matière - Changement d'états

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.

- Les solides : sont des corps rigides qui conservent une forme et un volume définis. Ils sont incompressibles et peuvent être liquéfiés par fusion ou s'évaporer sous forme de gaz.
- Les liquides : sont compacts mais assez fluides pour prendre la forme du récipient qui les contient et correspondant à leur volume. Ils sont pratiquement incompressibles. Si deux liquides se mélangent l'un dans l'autre on dit qu'ils sont miscibles. Les liquides peuvent dissoudre des solides jusqu'à une certaine limite qui est la saturation.
- Les gaz : occupent tout l'espace mis à leur disposition. Ils sont compressibles et se dilatent facilement. Deux gaz placés dans une même enceinte occupent tous les deux l'ensemble du volume disponible comme si chacun d'eux était seul.

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 le schéma ci-dessous :



II. Mélange et corps purs

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.

1. Mélange homogène

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

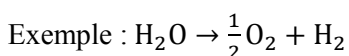
L'air est un mélange homogène composé de 78 % de N_2 et 22 % de O_2 . Les deux gaz peuvent être séparés par liquéfaction suivie d'une distillation fractionnée.

2. Mélange hétérogène

Un 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 permettent la séparation des constituants d'un corps pur composé en corps purs simples.

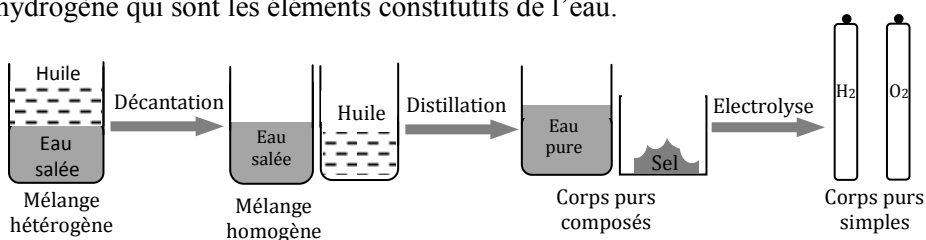


Les procédés les plus utilisés dans ce cas sont de nature chimique. On cite particulièrement :

- 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, visible ou IR).
- l'électrolyse qui permet la décomposition d'une substance par l'électricité.

Exemple : Mélange d'eau salée et d'huile

L'eau salée constitue un mélange homogène. Par distillation, procédé physique, on sépare le sel de l'eau pure. Par électrolyse, on peut séparer l'oxygène de l'hydrogène qui sont les éléments constitutifs de l'eau.



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 types éléments.

Exemple : H_2O , FeCl_2 , HCl, H_2SO_4

III. Atomes et éléments

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, par exemple il considéra que la formule de l'eau était HO.

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.

1. Les lois pondérales et les lois volumétriques

Ce sont des lois quantitatives qui ont joué un rôle prépondérant dans le développement de la chimie. Les lois pondérales ont permis de mettre au point les premières données concernant les masses atomiques. Les lois volumétriques ont permis de déterminer dans quelles proportions se font les réactions chimiques.

a. Loi de conservation de masse (1877)

C'est la plus connue des lois pondérales de la chimie énoncée par Lavoisier « *Rien ne se perd et rien ne se crée au cours d'une réaction chimique* ». En s'appuyant sur un certain nombre d'expériences, Lavoisier eut l'idée que les transformations physico-chimiques de la matière n'impliquaient aucune création ou destruction de la matière mais seulement son réarrangement.

Le concept de masse a été présenté comme une mesure de la quantité de matière présente dans un système et celui d'énergie comme étant la capacité d'un système à effectuer un travail.

La relation d'équivalence masse - énergie est donnée par la relation d'Einstein suivante :

$$\Delta E = \Delta m \cdot C^2$$

C : vitesse de la lumière

Δm : défaut de masse

Au cours d'une réaction chimique, la masse totale des produits formés est égale à celle des réactifs ayant participé à la réaction.

b. Loi des proportions définies (1801)

A la fin du XVIII^e siècle, Lavoisier, Proust et Richter montrèrent que non seulement la matière se conservait lors des transformations chimiques mais aussi la quantité d'éléments restait constante.

Si des éléments se combinent pour former un corps composé les proportions des masses des éléments combinés sont invariables.

Exemple : dans 18 g de H₂O il y a : 2 g d'hydrogène et 16 g d'oxygène.

c. Loi des proportions multiples (1808)

Cette loi stipule que « lorsque deux éléments peuvent s'unir en donnant plusieurs composés, le rapport des masses d'un élément qui s'associe à une même masse de l'autre dans deux de ces combinaisons est égal au rapport de deux nombres entiers ».

Exemple

Composé	Pourcentages		Rapports		(H/N) / 0,024
	N	H	N/H	H/N	
HN ₃	97,70	2,34	41,70	0,024	1
HNO ₃	22,20	1,60	13,90	0,072	3
N ₂ H ₄	87,40	12,60	6,96	0,144	6
NH ₃	82,25	17,75	4,64	0,216	9

d. Théorie atomique de Dalton

Dalton a déduit une théorie atomique qui se résume ainsi :

- les atomes des éléments sont les particules fondamentales de la matière. Ils sont indivisibles et ne peuvent être créés ou détruits.
- les atomes d'un élément donné sont identiques ; ils ont le même poids et les mêmes propriétés chimiques.

- les atomes d'éléments différents se combinent pour former des molécules selon des rapports simples de nombres entiers.
- les atomes d'éléments différents peuvent se combiner dans plusieurs rapports simples pour former plusieurs composés différents.

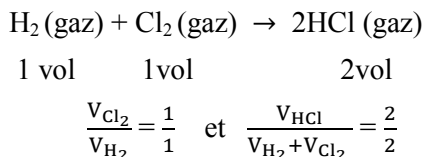
e. Lois volumétriques de Gay Lussac (1808)

Les lois pondérales s'appliquent à toutes les réactions chimiques tandis que les lois volumétriques concernent les substances gazeuses.

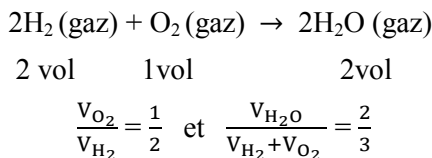
Dans les mêmes conditions de température et de pression il existe un rapport simple entre les volumes :

- des gaz qui rentrent en combinaison.
- du gaz formé et la somme des volumes des gaz composants.

Exemple 1



Exemple 2



f. Loi d'Avogadro et Ampère (1811)

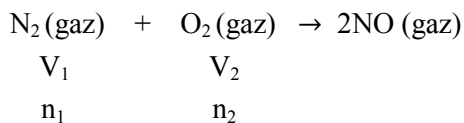
Le rapport des volumes des gaz (V_1 et V_2), pris dans les mêmes conditions de température et de pression, est égal au rapport des nombres des molécules qui occupent ces volumes exprimé par :

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2} \quad \text{ou} \quad \frac{n_1}{V_1} = \frac{n_2}{V_2}$$

Si $V_1 = V_2$ alors $n_1 = n_2$

Pris dans les mêmes conditions de température et de pression, des volumes égaux de tous les gaz quels qu'ils soient contiennent le même nombre de molécules.

Exemple



2. Masse atomique - Mole et masse molaire 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 selon la loi de Gay Lussac « *Des volumes égaux de gaz dans les mêmes conditions de température et de pression contiennent le même nombre de molécules* ». Le rapport des volumes de gaz est égal au rapport des nombres de molécules de gaz dans une réaction.

Exemple : Calcul de la masse relative de l'oxygène par Avogadro en 1811. Densité de $O_2 = 1,10359$ (mesurée par Gay-Lussac) - Densité de $H_2 = 0,07321$

La masse atomique de l'oxygène est :

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

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

IV. Molécules - 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.

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

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

Une réaction chimique est un échange d'atomes entre les molécules dans des conditions expérimentales définies : c'est une transformation de la matière au cours de laquelle les molécules qui la constituent sont modifiées. Les molécules qui sont consommées sont appelées réactifs et celles qui sont formées sont appelées produits de la réaction.

Exemple : $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Réactifs Produits

V. Solution

Une solution est un mélange liquide homogène composé d'une espèce chimique liquide constituant le composant majoritaire appelé solvant et d'une ou de plusieurs autres espèces chimiques minoritaires appelées solutés. Une solution est dite aqueuse si le solvant est de l'eau. Les solutés sont le plus souvent des composés initialement solides mais ils peuvent aussi être liquides ou gazeux.

Exemple

L'eau salée contient des ions Na^+ et Cl^- dispersés parmi des molécules d'eau. Le soluté est le chlorure de sodium et le solvant est l'eau. On obtient une solution aqueuse de chlorure de sodium.

1. Concentration d'une solution

a. Concentration molaire

La concentration molaire C_{M} ou molarité M est le rapport du nombre de moles de soluté par litre de solution.

$$C_{\text{M}} = \frac{\text{Nombre de moles de soluté}}{\text{Litre de solution}} = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}}$$

Exemple : Une solution de sulfate de potassium K_2SO_4 (0,2 M) contient 0,2 moles de sulfate dans un litre ; on dit qu'il s'agit d'une solution $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$, soit 0,2 fois molaire.