

Chapitre I

NOTIONS FONDAMENTALES

1. Lois fondamentales de la chimie

1.1 Loi de la conservation de la masse (Lavoisier, 1777)

Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme.

A l'aide des réactions d'oxydation du phosphore et du soufre dans l'air, Lavoisier montra que les produits pesaient plus que les réactifs de départ. Néanmoins, la masse gagnée était perdue par l'air. Malgré que la matière change d'état dans une réaction chimique, la quantité de matière reste identique du début jusqu'à la fin de la réaction. Cette loi fut la base de l'établissement de la loi d'action de masses. Dans une réaction chimique, la masse des réactifs est identique à la masse des produits quels qu'ils soient leurs états physiques (solide, liquide ou gazeux). Les *réactifs* sont les corps entrant dans la réaction et les *produits* sont les corps qui se forment par celle-ci.

1.2 Loi des proportions définies (Joseph Proust, 1794)

Un composé donné contient toujours les mêmes éléments combinés dans les mêmes proportions en masse.

L'eau est un corps qui est toujours formé de l'hydrogène et de l'oxygène dont les proportions en masse sont constantes (2g de H₂ et 16g d'O₂ ou 11% de l'hydrogène et 89% de l'oxygène dans 18 g d'eau). Autrement dit, dans l'eau on a toujours de l'hydrogène et de l'oxygène présents dans les mêmes proportions, rapport H/O= 1/8).

1.3 Lois des proportions multiples (John Dalton, 1808)

Quand 2 éléments se combinent pour former une série de composés, les rapports entre les masses du second élément qui s'associent à 1 gramme du premier élément peuvent toujours être réduits à de petits nombres entiers.

Si deux éléments peuvent se combiner pour donner plusieurs corps composés, un nombre entier d'atomes d'un de ces éléments doit se combiner avec un nombre entier d'atomes de l'autre élément.

L'azote et l'oxygène peuvent former ensemble plusieurs composés : N_2O , NO , NO_2 , N_2O_3 , N_2O_4 , N_2O_5 , N_4O (découvert en 1993). Les masses réagissantes entre l'azote et l'oxygène sont dans des petits rapports simples (entiers). Cette loi lui a permis d'établir l'hypothèse atomique. Ce qui a conduit plus tard à la notion de formule chimique.

Dans la molécule de NO le rapport des masses (O/N) est de 1,14. Tandis que dans NO_2 est 2,28. Le rapport des deux rapports est égal à 2. La masse d'oxygène qui réagit avec 1g de l'azote dans le cas de NO_2 vaut 2 fois la masse d'oxygène que dans le cas de NO . Le même cas s'observe pour les oxydes de carbone. Le rapport des masses (O/C) est de 1,33 pour le CO et 2,67 pour le cas du CO_2 . Le rapport des rapports (CO_2/CO) est de 2. Donc dans le composé 2 on a deux fois plus d'oxygène. Les masses des composés sont déterminées expérimentalement.

Exemple

Composé	carbone	oxygène	m(oxygène)	Rapport
			/1g de C	$mO(Y)/mO(X)$
X	50g	66,7g	1,334 g	2
Y	50g	133,33g	2,666g	

Alors,

X c'est CO et Y c'est CO_2

1.4 Loi d'Amedeo Avogadro (1811)

A température et pression constantes, des volumes égaux de différents gaz contiennent le même nombre de particules.

Pour une mole de gaz pris dans les conditions normales de pression et de température, le nombre de molécules contenues dans le volume d'un gaz parfait est constant. Ce nombre est déterminé plus tard, soit $6,023 \cdot 10^{23}$. Il explicite la notion de mole.

1.5 Loi d'action de masses (Guldberg et Waage ,1864)

La loi d'action de masse (ou loi de Guldberg et Waage) est une loi qui permet de définir l'équilibre d'un système réactionnel. Dans une réaction chimique qui a atteint l'équilibre, le système réactionnel est caractérisé par une relation dans laquelle les concentrations des réactifs de départ et des produits formés sont reliées par une expression donnant $K_c(T)$ dont la valeur est constante à une température donnée. Cette constante est appelée *constante d'équilibre de Guldberg et Waage*.

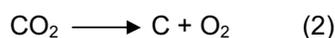
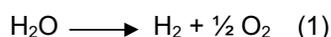
2. Aspect macroscopique de la matière

La matière apparaît en un corps pur ou à l'état de mélange. Le corps pur se présente en corps simple (H_2 , O_2 , N_2 , Fe , Ca ,...), en corps composé (H_2O , CO_2 , Na_2CO_3 ...) et en corps complexe (ADN, ARN, lipides, protides...). Le mélange est composé de 2 corps au moins (l'eau salée, l'eau sucrée, le sang...)

2.1 Notion de corps simple et de corps composé

Un corps simple est chimiquement pur. La matière qui le compose est une seule espèce chimique distinguée par les propriétés physico – chimiques telles que la densité, les températures de fusion et d'ébullition, l'odeur, la couleur etc.....

Le corps composé est formé de corps simples. L'eau pure est une substance naturelle, formée à partir de l'hydrogène et de l'oxygène, liés chimiquement entre eux. 2g de H_2 et 16 g d' O_2 forment une mole d'eau. Autrement dit, l'eau est formée exactement d'un rapport bien déterminé en hydrogène et en oxygène (loi des proportions définies). Un corps pur composé peut se décomposer en corps purs simples (réactions 1, 2 et 3) ou se composer à partir de ces derniers suivant les réactions de synthèse (réactions 1' 2' et 3').



2.2 Notions de mélange

Un corps pur auquel est associé un ou plusieurs corps de nature différente donne un état de mélange. Cette solution ou mélange dont la composition indique la présence de deux ou plusieurs corps est dite homogène ou hétérogène selon que les particules sont bien réparties ou mal réparties dans le volume occupé. On dit qu'il s'agit d'un mélange homogène (l'eau pure, H_2O et le sel, $NaCl$) si la répartition des corps dissouts est uniforme dans le volume occupé. A la différence, le mélange hétérogène est caractérisé par une composition non uniforme dans le volume occupé (eau et l'huile). Dans ce cas, les espèces présentent généralement des interfaces. On rencontre le mélange homogène dans les trois états physiques de la matière (solide, liquide et gaz). Cependant, le mélange hétérogène n'est observé que dans les états liquide et solide. Ces mélanges peuvent être séparés au moyen des procédés de séparation (ou procédés unitaires) qui se résument en la distillation, l'évaporation, la cristallisation pour les mélanges homogènes quant aux mélanges hétérogènes, la séparation des constituants se fait avec la décantation, la filtration, la flottation, la centrifugation, la sédimentation, l'aimantation etc.....

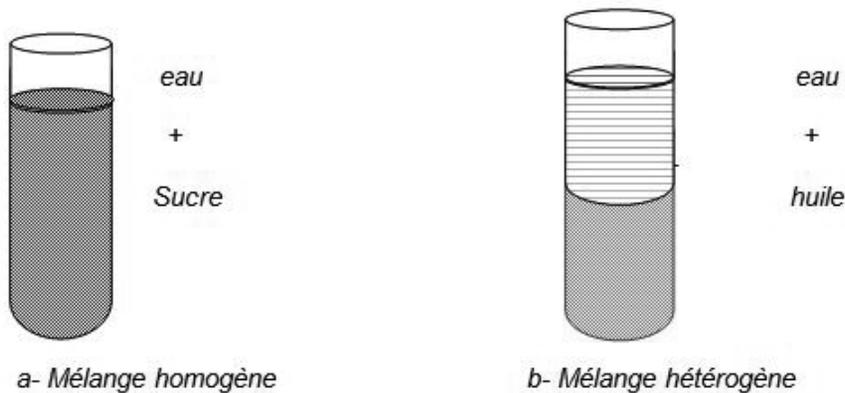


Figure 1 : Présentation des mélanges

3. Propriétés physiques

La matière peut exister dans différents états physiques à savoir l'état solide, l'état liquide, gazeux ou vapeur et l'état de plasma. L'eau par exemple peut se trouver sous forme solide (à 0°C), liquide (de 0 à 100°C) et vapeur (au-dessus de 100°C). Les points 0°, 100° représentent les points d'équilibre entre deux états (solide – liquide et liquide – vapeur).

3.1 L'état solide

Le solide se présente sous deux formes ; cristalline (fig.2a) et amorphe (fig.2b). Dans l'état cristallisé, les atomes sont légèrement agités mais très ordonnés. Ils sont stables aux environs du zéro absolu (0 K). Dans l'état amorphe, par contre, les atomes ne sont pas ordonnés d'une manière générale, ils peuvent l'être dans un environnement très proche. Les cristaux sont constitués de mailles élémentaires (édifices) qui se manifestent dans sept systèmes cristallins. Ils sont visibles aux rayons X. En revanche, les solides amorphes n'y sont pas. La maille est représentée par le volume élémentaire défini par les paramètres de maille (axes et angles) comme on peut le voir sur la figure 3.



Figure 2 : aspect morphologique du solide

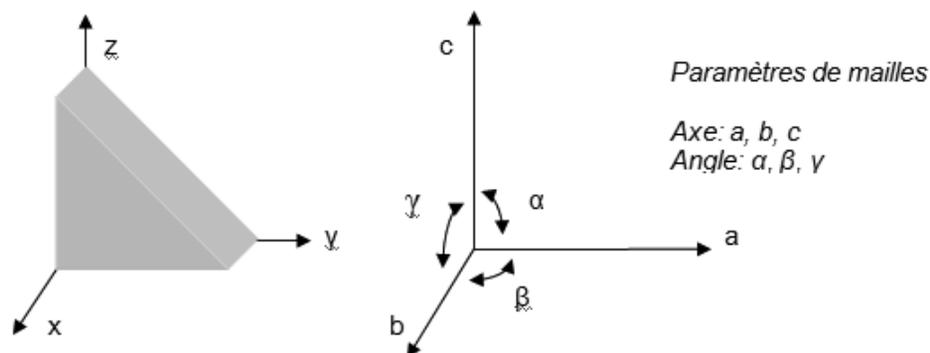


Figure 3 : maille élémentaire

3.2 L'état liquide

Les atomes dans les solutions liquides sont plus agités que dans l'état solide. Leur mouvement est fonction de la température ou plutôt, l'état existe en tant que tel dans une plage de température donnée. L'agitation des atomes et molécules est un paramètre déterminant de l'état physique de la matière. Les liquides se présentent sous 2 corps différents : les liquides polaires (ex : l'eau) et les liquides apolaires (les hydrocarbures). La polarité des liquides dépend de la nature des liaisons qui forment la molécule (voir chapitre 8).

3.3 L'état vapeur, gazeux

Dans cet état les atomes et les molécules sont excessivement agités. Donc très désordonnés, ils occupent un très grand volume. Dans les conditions normales de température et de pression, une mole de gaz occupe un volume de 22,4 litres et contient $6,023 \cdot 10^{23}$ molécules.

3.4 L'état de plasma

C'est un état ionisé de la matière de telle sorte qu'il y a équilibre de charges positives et négatives. Le plasma est un état qui s'obtient à de très hautes températures (20 millions de degré) dont lequel le modèle atomique est détruit. Celui – ci est un plasma thermique. Les charges sont données par les constituants de l'atome à savoir les protons et les électrons qui se trouvent dans un état chaotique. Les électrons, les protons et les neutrons sont mélangés. Dans la haute altitude, en ionosphère notamment, le plasma est obtenu par les gaz ionisés. A l'heure actuelle les études portent sur la caractérisation et les propriétés du plasma froid et ultra froid (mélange d'ions stabilisés à basse température).

4. Notion d'élément, de nucléide, d'atome et de molécule

4.1 L'élément

L'élément est une espèce chimique représentée par de petites particules infiniment petites identiques ou semblables dites atomes. Ces atomes et leurs ions correspondants sont caractérisés par le même nombre de charge Z (nombre de protons dans le noyau). L'oxygène-16, l'oxygène-17 et l'oxygène-18 forment ensemble l'élément oxygène représenté par le symbole atomique O ou par la molécule O_2 . Le cuivre possède deux isotopes stables à l'état naturel le ^{63}Cu et le ^{65}Cu . Dans un minerai on retrouve les deux isotopes, formant ensembles l'élément cuivre.



a- Or (mine d'or, Afrique du Sud) b- cuivre (minerais Cu)

Figure 4 : élément natif

A titre d'exemple, on cite certains éléments qui ont une importance capitale dans la vie de l'homme, le carbone (C), l'or (Au), silicium (Si), l'azote (N_2) et d'autres. Certains parmi eux existent dans des formes allotropiques (structures cristallographiques) différentes, tel est le cas du carbone qu'on retrouve en graphite, en diamant et aussi en fullerène (C_{60}). Pour une simplicité de représentation, on adopte la forme atomique (cas du tableau périodique) comme symbole d'écriture. Toutefois un sens abstrait est ressenti car il regroupe la notion d'atome, de corps simple et d'isotopes. La notion substantielle est la plus valide car la différence entre éléments passe par les propriétés physico-chimiques qui le caractérisant à savoir la couleur, l'odeur, les températures de fusion et d'ébullition, la masse volumique ou densité etc....). à titre d'exemple, dans les corps purs suivants on trouve :

- l'oxygène (O_2), un seul élément
- le méthane (CH_4), deux éléments (le carbone, C et l'hydrogène, H)
- le soufre (S), un seul élément,
- l'ozone, O_3 contient aussi un seul élément (l'oxygène, O_2).

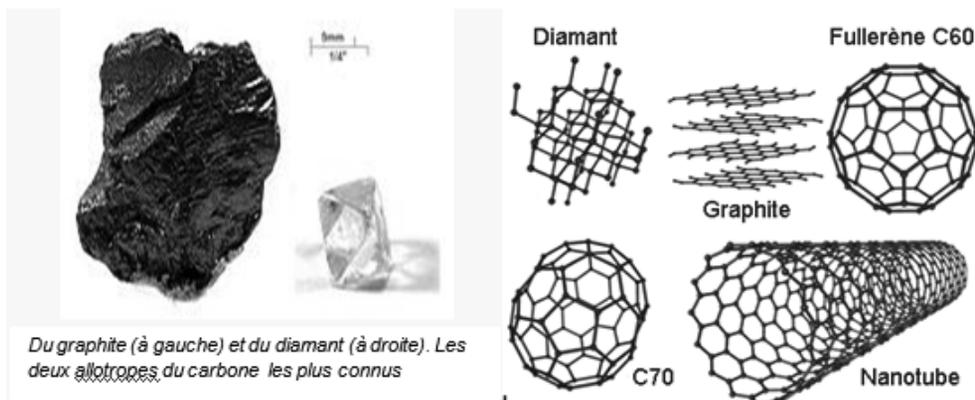


Figure 5: Formes allotropiques du carbone (Images wikipedia.org)

4.2 Le nucléide

L'ensemble des noyaux dont le nombre de nucléons est identique est dit nucléide. Autrement dit, le groupe d'atomes qui possèdent des noyaux similaires. L'oxygène -17, une matière qui est formée d'une seule espèce atomique dont tous les noyaux contiennent chacun 8 protons et 9 neutrons. Il est symbolisé par $^{17}_8O$. Son identité passe par l'écriture de la forme générale A_ZX qui est aussi valable pour l'élément. Il est défini par les nombres A et Z. Des 112 éléments on dénombre 2900 nucléides stables ou radioactifs. Les nucléides qui se rapprochent par la masse et appartiennent à la même espèce chimique (élément) sont des *isotopes*. Dans le cas où la masse atomique est constante, tout en appartenant à des espèces différentes, on les appelle des nucléides *isobares*. Ceux dont le nombre de neutrons est identique sont dits *isotones*.

Exemples :



4.3 L'atome

L'atome du grec atomos, qui veut dire : particule insécable, qui compose l'élément ou le corps simple. L'atome a une masse de l'ordre de 10^{-26} kg et un rayon de l'ordre de 1Å. Il était considéré comme la plus petite particule de la matière indivisible qui a une

masse et neutre de point de vue électrique. Étant donné que la masse des électrons est très petite et par suite négligeable, la masse de l'atome est confondue avec celle du noyau. Deux ou plusieurs atomes forment une molécule ou une maille cristalline. Jusqu'à 1808, on a toujours considéré que l'atome est la plus petite particule de la matière et qu'elle est indestructible. En réalité il a été prouvé par la suite que l'atome est formé de différentes particules subatomiques, encore plus petites de caractéristiques bien différentes, qui composent les particules élémentaires (protons et neutrons). Malgré tout, l'atome reste la brique élémentaire avec lequel on interprète la structure de la matière. Car son éclatement entraîne sa disparition et par conséquent les propriétés de la matière toute entière.

4.4 La molécule

C'est la plus petite unité chimique d'un élément ou d'un corps. Elle est constituée d'atomes identiques ou différents liés chimiquement entre eux. Sa formation est liée à l'état énergétique dans lequel se trouvent les atomes constituants. Il s'agit d'un état de liaison entre atomes. Le processus de formation des liaisons sera développé dans le chapitre 8. Le corps simple ou composé est constitué de cette une entité élémentaire stable et caractérisée par des propriétés physiques et chimiques propres.

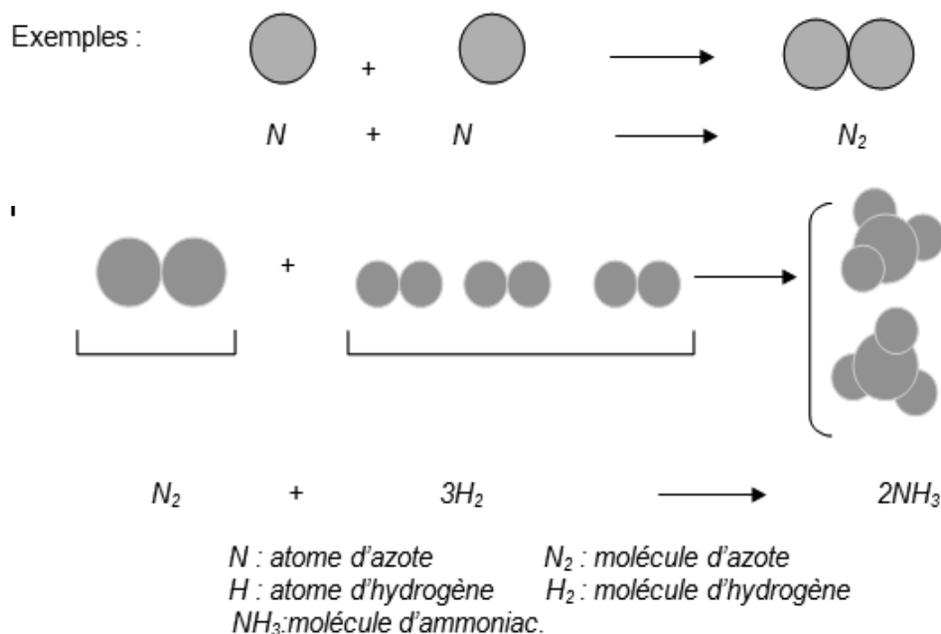


Figure 6 : Formation de la molécule