

## CHAPITRE I : La matière – Aspect microscopique

### 1.1 Mélanges et corps purs

#### 1. Corps purs

Prenons par exemple du fer (Fe) et de l'oxygène (O<sub>2</sub>), ce sont des **corps purs simples** car ils sont **composés d'une seule sorte d'atomes**. Maintenant prenons de l'eau (H<sub>2</sub>O) et du carbonate de calcium (CaCO<sub>3</sub>), ce sont des **corps purs composés** (ou simplement « *composés* ») car ils sont composés **d'au moins deux éléments différents dans des proportions définies**.

*Exemples :*

• Dans l'eau : H<sub>2</sub>O , la proportion O/H = 1/2, or, dans le peroxyde d'hydrogène (aussi appelée *eau oxygénée*) : H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, la proportion O/H = 1/1

• Dans l'ammoniac (aussi appelée *azane*) : NH<sub>3</sub> , la proportion N/H = 1/3, or, dans l'hydrazine : N<sub>2</sub>H<sub>4</sub> , la proportion N/H = 1/2

Les proportions dans lesquelles les éléments sont présents au sein d'une molécule définissent donc les propriétés de celles-ci.

#### 2. Mélanges

Il existe deux sortes de mélanges : les mélanges **homogènes** et les mélanges **hétérogènes**. Dans les mélanges homogènes **la composition** (et donc les propriétés) **est la même partout** (ce sont par exemple les solutions, l'air présent dans un local aussi est un mélange homogène (composé de 78% de N<sub>2</sub>, 21% de O<sub>2</sub> et environ 1% d'argon) et l'eau sucrée aussi est un exemple de mélange homogène). Par opposition, les mélanges hétérogènes sont des mélanges dans lesquels **la composition n'est pas la même partout**. Deux exemples de mélanges hétérogènes sont ; le mélange de deux solides (car ceux-ci sont quasiment toujours *immiscibles*) ou le mélange de deux liquides non miscibles, l'eau et l'huile par exemple.

Ce qui est intéressant c'est de pouvoir **séparer** les constituants de ces mélanges, pour cela il existe diverses techniques, elles sont élaborées sur base d'une **différence de propriété physique** entre les constituants du mélange.

La **filtration** est basée sur une différence de solubilité entre les constituants du mélange. On peut filtrer soit après **précipitation** (transformation chimique au cours de laquelle un composé insoluble apparaît dans le milieu réactionnel), soit après une **crystallisation**.

La **distillation** est basée sur une **différence de la température d'ébullition** des constituants du mélange, elle est utilisée pour séparer des **liquides**. C'est une méthode courante en chimie organique.

La **chromatographie** est une méthode basée sur la différence d'**interaction** (ou **affinité**) entre les différents composés du mélange et une surface solide ou liquide (souvent de la silice). Pour ce procédé on utilise le plus souvent une colonne de chromatographie remplie avec la surface d'interaction. Le composé ayant moins d'affinité avec la surface d'interaction migre plus rapidement grâce à la pesanteur que le solvant ayant plus d'affinité car celui-ci « s'accroche » à la surface d'interaction.

## 1.2 Éléments, atomes, molécules et composés

### 1. Élément et atome

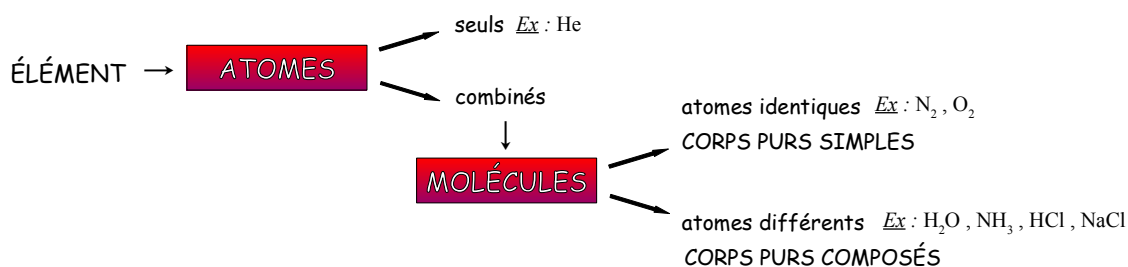
Le concept d'*élément* a été introduits par les Grecs. Ce sont les « briques de construction » à partir desquelles se construit toute la matière. On ne peut casser la matière indéfiniment en conservant ses propriétés. À partir de là on peut se demander quelle est la plus petite « brique » possible.

Cette brique est l'atome (du grec ἄτομος qui signifie « *indivisible* », cependant cette conception est erronée). Il s'agit de *la limite de la divisibilité de la matière*.

Dans le *tableau périodique des éléments*, 114 éléments ont été nommés à ce jour, ceux-ci ont un **symbole international** en une ou deux lettres. Pour l'instant on comptabilise 118 éléments découverts dont 4 ne sont pas nommés car on n'a pas réussi à ce jour à les produire dans des quantités importantes.

Les molécules sont des assemblages d'atomes dans des proportions précises. Si elles sont composées d'un seul type d'atomes ce sont des **corps purs simples**, si elles sont composées de plus d'un type d'atome ce sont des **corps purs composés**.

Voici un schéma qui reprend les notions précédentes :

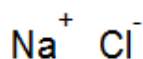


### 2. Composés et molécules

Il existe deux façons de classer les composés. La première consiste à qualifier le composé de **moléculaire** ou **ionique**. La deuxième classe les composés en composés **organiques** et **inorganiques**.

Les composés **moléculaires** désignent un assemblage d'atomes en molécules, tels H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub> et C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH (éthanol), par exemple. Les composés **ioniques** sont des assemblages d'ions (*atomes ionisés*, donc pas neutre). Le NaCl par exemple est un composé **ionique** car les atomes de sodium et de chlore échangent des ions et se regroupent sans créer d'atomes. Le sodium perd un électron et devient un ion positif (Na<sup>+</sup>), appelé cation et le chlore prend l'électron que l'atome de sodium a perdu et devient donc un ion négatif (Cl<sup>-</sup>), appelé anion. Ces deux ions ont des charges opposées et s'attirent donc l'un l'autre.

Schéma de la structure du NaCl :



Les composés **organiques** sont des molécules qui contiennent systématiquement du **carbone** et qui sont complétés par d'autres éléments (oxygène, hydrogène, azote, soufre, etc.), à l'*exception* des carbonates, des hydrogénocarbonates, du monoxyde de carbone et du dioxyde de carbone. Tous les autres composés sont des composés **inorganiques** (qu'ils soient des composés moléculaires ou ioniques).

### 1.3 La théorie atomique «moderne»

#### 1. Lavoisier (1743-1794)

LAVOISIER est un chimiste français. Il est appelé le *père de la chimie moderne*. Il a découvert la **loi de la conservation de la masse** (qu'il appelait *loi de la conservation de la matière*, ce qui n'est pas tout à fait vrai).

L'expérience qu'il a réalisé est la suivante : il a étudié l'oxydation du mercure dans un système fermé et il a observé que la masse totale des produits formés (en l'occurrence l'oxyde de mercure) est égale à la masse des réactifs consommés (ici l'oxygène et le mercure).

Il émet donc la règle suivante « *Rien ne se perd, rien ne se crée* » (ce qui n'est pas tout à fait exact comme nous le verrons par la suite), c'est ce que l'on appelle le **bilan de la matière**. Il est important de toujours vérifier le bilan de matière d'une réaction chimique pour déceler la présence d'erreurs de calculs.

#### 2. Proust

PROUST est un autre chimiste français. Il a émis la **loi des proportions définies**. Dans un composé donné, les éléments sont toujours combinés dans les mêmes proportions massiques.

Pour vérifier cette affirmation, PROUST a également réalisé une expérience. Il a oxydé une masse donnée de magnésium avec une masse donnée d'oxygène. Les résultats de son expérience sont repris dans le tableau suivant :

<i>m(g)</i>	Mg	O	On obtient	Mg	O	MgO	Rapport Mg/O de ce qui a réagi
	50	25		12	-	63	$38/25 = \mathbf{1,52}$
	70	25		32	-	63	$38/25 = \mathbf{1,52}$
	50	50		-	17,1	82,9	$50/32,9 = \mathbf{1,52}$
	70	46,1		-	-	116,1	$70/46,1 = \mathbf{1,52}$

*mélange stœchiométrique*  
(voir chapitre III)

*1 réactif en excès*

#### 3. Dalton

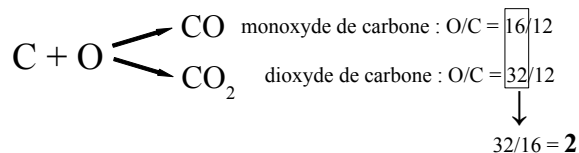
DALTON est un chimiste britannique. Il a émis la **loi des proportions multiples**. Elle s'énonce comme suit :

« *Quand des espèces chimiques (éléments) s'associent pour former des espèces différentes (composés différents), les masses de l'une qui se combinent à une même masse de l'autre sont toujours dans le rapport de nombres entiers simples* ».

Illustrons cette loi par un exemple :

L'oxygène peut se lier au carbone pour former deux molécules différentes : le monoxyde de carbone et le dioxyde de carbone, analysons les rapports des masses qui réagissent respectivement :

Exemple :



Cette loi valide la structure *discontinue* de la matière. Le rapport des masses qui régissent entre elles ne peuvent prendre que certaines valeurs.

Il existe une échelle relative, l'échelle des *masses atomiques* (« u.m.a. » ou « u »)

Exemple :

H	1,008 u
C	12,011 u
Cl	35,455 u

## 1.4 Constitution de l'atome

### 1. Thomson

THOMSON est un chimiste britannique qui a découvert l'**électron** en 1897. Il a étudié des **rayons cathodiques** (comme ceux qui assuraient le fonctionnement des anciens téléviseurs cathodiques). Il les fit passer entre deux conducteurs entre lesquels il y avait une différence de potentiel. Il observa ainsi que les **rayons cathodiques** contenaient des particules **chargées négativement**, identiques pour tous les éléments. Ce sont ces particules chargées négativement que l'on appelle **électrons**. On les désigne par le symbole suivant :  $e^-$ .

L'américain MILLIKAN réalisa des mesures précises de la déviation des électrons au travers d'un champ électrique et il put ainsi en déterminer la masse et la charge qui sont reprises ci dessous :

$$\begin{array}{l}
 m_{e^-} = 9,1 \cdot 10^{-28} \text{ g} \\
 \text{charge} = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = -1e^- \text{ ————— } \text{ Par convention } e \text{ désigne la} \\
 \hspace{15em} \text{charge élémentaire}
 \end{array}$$

Or, sachant que les *atomes* sont **neutres**, et que les *électrons* sont chargés **négativement**, il va de soi qu'il existe au sein de l'atome une ou des particules chargées **positivement**.

### 2. Rutherford (1908)

RUTHERFORD a réalisé une expérience qui consistait à bombarder une feuille d'or avec des **particules  $\alpha$** , qui sont des particules radioactives (la radioactivité a été découverte par BECQUEREL en 1896) chargées **positivement**.

Par cette expérience il a remarqué que presque toutes les *particules  $\alpha$*  ont réussi à traverser la

feuille d'or sans rencontrer d'obstacle. Par contre, une petite partie des *particules  $\alpha$*  (environ 1/20.000) a été rencontrée un obstacle **chargé positivement** car elles ont été déviées de leur trajectoire en rencontrant la feuille d'or.

Les *particules  $\alpha$*  ont donc été déviées par d'autres particules **positives** de très petite dimension par rapport à l'atome (environ  $10^{-5}$  fois plus petites que l'atome).

Ce reste **positif** contenu dans l'atome se situe dans le **noyau**, ce sont les **protons**. On les désigne par le symbole  $p^+$ .

La masse du proton et le rapport entre la masse du proton et de l'électron sont repris ci-dessous :

$$m_{p^+} = 1,673 \cdot 10^{-24} \text{ g} \quad \frac{m_{p^+}}{m_{e^-}} = 1837$$

Le rapport entre la masse du proton et de l'électron démontre bien que la somme de la masse des électrons de l'atome est négligeable par rapport à somme des masses des protons de l'atome, autrement dit :

$$\sum m_{e^-} \text{ est négligeable par rapport à } \sum m_{p^+}$$

On peut donc en conclure, puisque la somme de la masse des électrons est négligeable par rapport à celle des protons, que la masse de l'atome est plus ou moins égale à la masse du noyau :

$$m_{\text{atome}} = \sum m_{e^-} + m_{\text{noyau}} \approx m_{\text{noyau}}$$

Le diamètre de l'atome est de l'ordre de  $10^{-9}$  m, soit un nm (c'est le domaine de la nanoscience, de la nanotechnologie et des nanomatériaux qui font partie des sciences modernes). Le diamètre du noyau est de l'ordre de  $10^{-14}$  m, soit environ  $10^{-5}$  fois plus petit que l'atome.

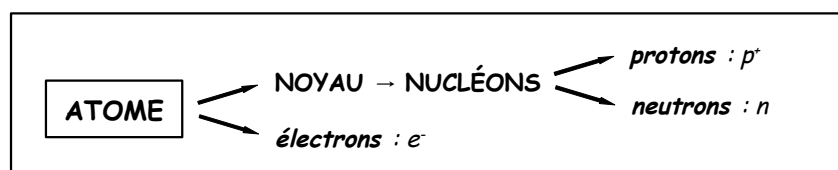
Les dimensions du noyau par rapport au reste de l'atome sont comparables à celles *d'une mouche au milieu d'un stade de foot*.

### 3. Chadwick (1932)

L'anglais CHADWICK a découvert l'existence du **neutron**, le deuxième constituant du noyau de l'atome. Celui-ci a une masse comparable (mais légèrement *supérieure*) à celle du *proton*. On le désigne par le symbole  $n$ .

$$m_n \approx m_{p^+} \quad \frac{m_n}{m_{e^-}} = 1839$$

Le schéma suivant résume les notions précédentes :



On désigne par **Z** le **numéro atomique** de l'élément. Il correspond au nombre de *protons* dans le noyau et au nombre d'*électrons* autour du noyau de l'atome *neutre* (il ne désigne donc pas le nombre d'électrons dans un *ion*). Le numéro atomique correspond au numéro de la case de l'élément dans le

tableau périodique. En connaissant  $Z$  on peut donc savoir de quel élément il s'agit (par exemple :  $Z=6 \rightarrow$  carbone ;  $Z=26 \rightarrow$  fer).

On désigne par  $A$  le **nombre de masse**, celui-ci correspond à la somme du nombre de protons et d'électrons de l'atome, autrement dit :

$$p^+ + n = A$$

Voici un tableau récapitulatif des notions précédentes :

particule	charge	masse	nombre
proton	$+e$	$1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g} \sim 1 u$	$Z$
neutron	$0$	$\sim 1 u$	$A-Z$
électron	$-e$	$9,1 \cdot 10^{-28} \text{ g}$	$Z$

### 1.5 Les isotopes

En faisant passer du *néon* dans un spectromètre de masse, on observe qu'il emprunte trois trajectoires différentes. Il existe donc du néon de trois masses différentes. On dira donc qu'il existe trois **isotopes** du néon. On appelle **isotope** les **atomes d'un même élément** (même  $Z$ ) **qui diffèrent par leur nombre de neutrons**.

Le tableau suivant reprend les différents isotopes du néon :

Ne	A	Z	A-Z
m =	20	10	10
m =	21	10	11
m =	22	10	12

On les représente comme suit :



Z et X donnent la même information

Pour les isotopes du néon on écrira donc :  ${}^{20}_{10}\text{Ne}$  ,  ${}^{21}_{10}\text{Ne}$  et  ${}^{22}_{10}\text{Ne}$

Les proportions dans lesquelles les différents isotopes d'un même élément sont présents est appelée **abondance naturelle**. Celle-ci est déterminée par expérience.