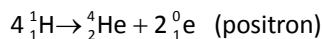


# Structure et propriétés des atomes

## I - Atomes et molécules

### 1. Introduction

La chimie commence dans les étoiles qui sont la source des éléments chimiques. A l'intérieur de l'étoile, il règne une chaleur telle ( $2 \times 10^7 \text{°C}$ ) que les atomes d'hydrogène (le plus simple des éléments) se heurtent violemment, fusionnent et deviennent des atomes d'autres éléments : l'hélium est le plus abondant et constitue la source principale d'énergie suivant la réaction de fusion :



L'atome de carbone est formé par la fusion de 3 atomes d'hélium, l'oxygène par 4. Ces éléments vont ensuite s'associer pour donner des substances plus complexes tels que  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ... Dans les étoiles, la température est si grande que les éléments sont tous gazeux. Cependant, la matière expulsée par les étoiles se refroidit et peut éventuellement se condenser sous forme solide: ce phénomène est à l'origine des planètes.

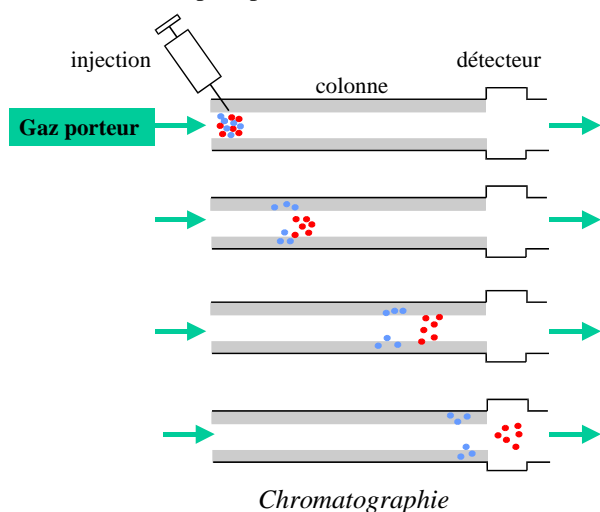
- La croûte terrestre est constituée principalement de silicium (49,1% en masse), d'oxygène (26,1%), d'aluminium (7,5%), de fer (4,7%).

Les millions de produits chimiques connus à ce jour sont composés de **109 éléments**. On a en général des mélanges (homogènes ou hétérogènes) de corps purs. Un corps pur est caractérisé par ses propriétés physiques (propriétés macroscopiques) et chimiques. On distingue :

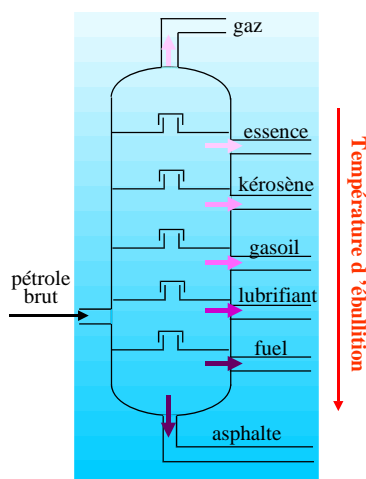
- **corps pur simple** : est constitué d'un seul type d'éléments
- **corps pur composé** : combinaison bien définie d'éléments différents

Les techniques séparatives permettent de séparer les corps purs d'un mélange :

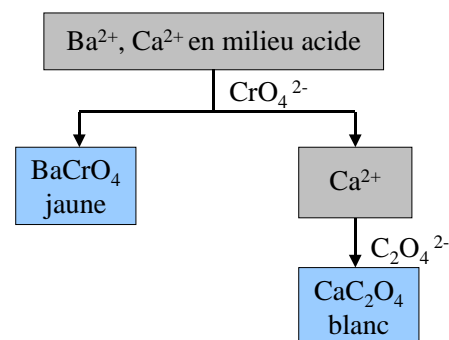
- chromatographie (liquide ou gazeuse) : consiste à faire passer un mélange sur du papier ou à travers une colonne
- distillation fractionnée : consiste à évaporer le composé le plus volatil d'un mélange liquide par ébullition.
- précipitation : consiste à faire cristalliser un solide à partir d'une solution



Chromatographie



Colonne à distiller



Séparation par précipitation

L'analyse chimique (utilisant notamment le spectromètre de masse) permet de déterminer les éléments présents dans le composé et leurs proportions.

**Exemples:** L'air est un mélange homogène : 78% de  $\text{N}_2$  – 22% de  $\text{O}_2$ . Les deux gaz peuvent être séparés par liquéfaction suivie d'une distillation fractionnée ( $\text{N}_2$  bout à  $-146,9\text{°C}$ ,  $\text{O}_2$  à  $-118,4\text{°C}$ )

Le lait est un mélange hétérogène constitué notamment de petites particules de graisse en suspension (colloïdes).

### 2. Les 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 John Dalton :

- loi des proportions définies
- loi de conservation de la masse au cours d'une réaction ( énoncée par Lavoisier) : « lors d'une réaction chimique, la masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits formés »

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  $\text{HO}$ , conduisant à une masse 2 fois trop petite pour l'oxygène.

### 2.1. 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 1 uma (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 contiennent le même nombre de molécules.

**Exemple :** Calcul de la masse relative de l'oxygène par Avogadro en 1811 (extrait de Journal de Physique)

$$\begin{aligned} \text{densité de O}_2 &= 1,10359 \quad (\text{mesurée par Gay-Lussac}) \\ \text{densité de H}_2 &= 0,07321 \\ \text{masse atomique de O} &= \frac{1,10359}{0,07321} \times 1 \text{ uma} = 15,0743 \text{ uma} \quad (\text{la valeur exacte serait } 15,8724 \text{ uma}) \end{aligned}$$

Dans un **spectromètre de masse**, un gaz est bombardé d'électrons de manière à créer des ions chargés positivement par éjection d'un ou plusieurs électrons. Ces ions sont accélérés par un champ électrique puis déviés plus ou moins fortement suivant leur masse par un champ magnétique. Un détecteur permet de visualiser le point d'impact de l'ion et donc d'en déduire sa masse avec une très grande précision. On peut séparer les isotopes d'un élément et mesurer leurs abondances :

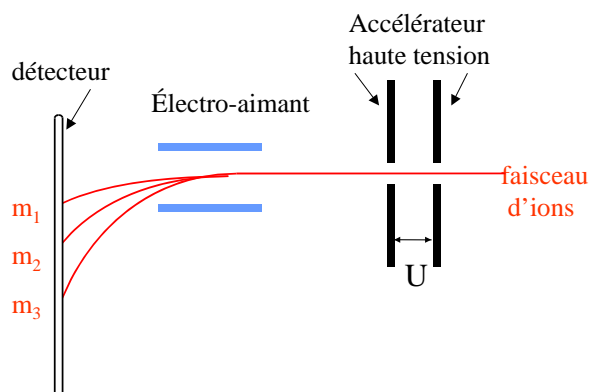


Schéma d'un spectromètre de masse

Elément	Isotope	Abondance %	Masse (kg) × 1026
Hydrogène	<sup>1</sup> H	99,985	1,6735
	<sup>2</sup> H (=D)	0,015	3,3444
Carbone	<sup>12</sup> C	98,89	1,9926
	<sup>13</sup> C	1,11	2,1592
Chlore	<sup>35</sup> Cl	75,77	5,8066
	<sup>37</sup> Cl	24,23	6,1382

### 2.2. Mole et masse molaire

Les masses des atomes sont toutes très petites ( entre 10<sup>-24</sup> et 10<sup>-26</sup> kg) et donc peu pratiques à utiliser dans le monde macroscopique.

La **mole (mol)** est l'unité que les chimistes utilisent pour exprimer un grand nombre d'atomes. Une mole est le nombre d'atome qu'il y a dans 12g de carbone 12. Le nombre d'atomes dans une mole est appelé **Nombre d'Avogadro** :

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

On définit alors la **masse molaire (MM)** qui est la masse d'une mole d'atomes. On peut également définir la masse molaire d'une molécule. L'unité de masse atomique est le 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12

$$1 \text{ uma} = \frac{1,9926 \times 10^{-23} \text{ g}}{12} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

### 2.3. Compositions massique et molaire

La composition massique d'un composé chimique est donnée par :

$$\% \text{masse} = \frac{\text{masse de l'élément dans une mole du composé}}{\text{masse d'une mole du composé}} \quad \% \text{mole} = \frac{\% \text{masse} / \text{MM}}{\sum \% \text{masse} / \text{MM}}$$

**Exemple :** dans l'eau, %O =88,8%    %H=11,2% en masse

## 3. Les molécules

Une molécule est un groupe de plus de deux atomes liés entre eux par des liaisons fortes ( liaisons covalentes). C'est la plus petite partie d'un composé qui a les mêmes propriétés que le composé.

Une molécule est caractérisée par sa formule moléculaire et sa masse molaire moléculaire

**Exemple :** dans 100g d'éthanol C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, il y a 2,17 moles d'éthanol

**Exemple :** un gaz contient 81,1% de B et 18,9% de H en masse ; sa masse molaire est 53,32g  
la formule moléculaire est B<sub>4</sub>H<sub>10</sub>

## II - Nomenclature des composés inorganiques

### 1. Composés ioniques : cations

Les cations formés à partir d'un métal sont en général monoatomiques. On les nomme : **ion** + « **nom du métal** »

Na<sup>+</sup> ion sodium      Zn<sup>2+</sup> ion zinc      Al<sup>3+</sup> ion aluminium

Si le métal peut former plusieurs cations, on note la charge de l'ion en chiffre romain :

Fe<sup>2+</sup> ion fer II ou ion ferreux      Cu<sup>+</sup> ion cuivreux  
 Fe<sup>3+</sup> ion fer III ou ion ferrique      Cu<sup>2+</sup> ion ferrique

Il existe des cations polyatomiques : NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ion ammonium, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ion hydronium

### 2. Composés ioniques : anions

S'ils sont monoatomiques, ils sont formés à partir d'un non-métal. On ajoute le **suffixe « ure »** au nom de l'élément.

Cl<sup>-</sup> ion chlorure      S<sup>2-</sup> ion sulfure      N<sup>3-</sup> ion nitride (azote = nitrogen en anglais)

exception : O<sup>2-</sup> ion oxyde

S'ils sont polyatomiques et contiennent de l'oxygène, ce sont des polyanions :

- avec **le moins d'oxygène** : on ajoute le **suffixe « ite »** (NO<sub>2</sub><sup>-</sup> ion nitrite)
- avec **le plus d'oxygène** : on ajoute le **suffixe « ate »** (NO<sub>3</sub><sup>-</sup> ion nitrate)

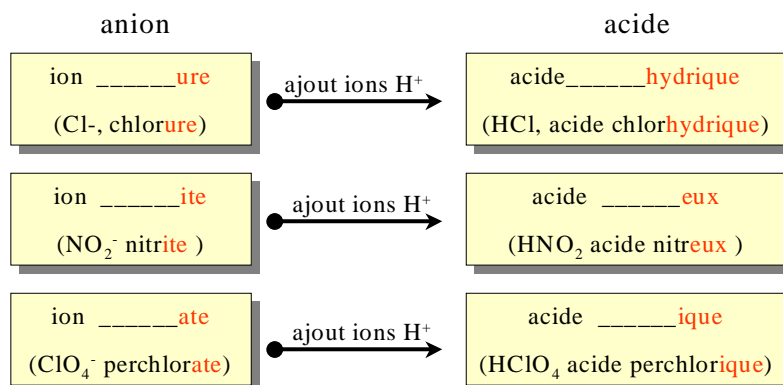
exception : OH<sup>-</sup> ion hydroxyde

Si un élément forme plus de oxyanions on ajoute :

- le préfixe « **hypo** » pour l'ion où le nombre d'oxydation de l'élément est le plus faible (hypo\_\_\_\_ite)
- le suffixe « **per** » pour le nombre d'oxydation le plus grand (per\_\_\_\_ate):

ClO<sup>-</sup> ion hypochlorite      ClO<sub>2</sub><sup>-</sup> ion chlorite      ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> ion chlorate      ClO<sub>4</sub><sup>-</sup> ion perchlorate

### 3. Acides correspondant aux anions et oxyanions



Pour les polyacides, on peut former plusieurs anions par perte d'ion H<sup>+</sup> :

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> donne HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> ion hydrogéné-sulfate (ancien nom bisulfate)

H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> donne H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> ion **di**hydrogéné-phosphate

HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> ion **mono**hydrogéné-phosphate

### 4. Composés ioniques et moléculaires

On construit le nom du composé à partir des ions présents dans l'ordre anion cation. La formule chimique s'écrit en indiquant tout d'abord le cation :

HCl Chlorure d'hydrogène

CuCl Chlorure cuivreux

Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> carbonate de sodium

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> oxyde d'aluminium

Pour les composés binaires formés à partir de non-métaux, on peut avoir plusieurs formules que l'on va nommer en ajoutant un préfixe numérique (mono, di, tri, tétra, penta, hexa...):

CO **mono**xyde de carbone

PCl<sub>3</sub> **tri**chlorure de phosphore

CO<sub>2</sub> **di**oxyde de carbone

PCl<sub>5</sub> **penta**chlorure de phosphore

On procède de même pour les composés à base de métaux de transition qui possèdent généralement plusieurs nombre d'oxydation :

MnO<sub>2</sub> **di**oxyde de manganèse

MnO oxyde de manganèse

### III - Quelques ions utiles à connaître

	Anions		Cations *
H <sup>-</sup>	hydruure	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	hydronium
		NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	ammonium
OH <sup>-</sup>	hydroxyde	Li <sup>+</sup>	lithium
O <sup>2-</sup>	oxyde	Na <sup>+</sup>	sodium
O <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	peroxyde	K <sup>+</sup>	potassium
		Ag <sup>+</sup>	argent
S <sup>2-</sup>	sulfure* *	Cu <sup>+</sup>	cuiivre I
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	sulfite	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	mercure I
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	sulfate		
S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	thiosulfate		
S <sub>4</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-</sup>	tétrathionate	Mg <sup>2+</sup>	magnésium
S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup>	peroxodisulfate	Ca <sup>2+</sup>	calcium
		Sr <sup>2+</sup>	strontium
F <sup>-</sup>	fluorure	Ba <sup>2+</sup>	baryum
		Zn <sup>2+</sup>	zinc
Cl <sup>-</sup>	chlorure	Cu <sup>2+</sup>	cuiivre II
ClO <sup>-</sup>	hypochlorite	Fe <sup>2+</sup>	fer II
ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	chlorite	Mn <sup>2+</sup>	manganèse II
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	chlorate	Ni <sup>2+</sup>	nickel II
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	perchlorate	Hg <sup>2+</sup>	mercure II
		Co <sup>2+</sup>	cobalt II
Br <sup>-</sup>	bromure	Sn <sup>2+</sup>	étain II
BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	bromate	Pb <sup>2+</sup>	plomb II
I <sup>-</sup>	iodure		
IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	iodate	Al <sup>3+</sup>	aluminium
		Fe <sup>3+</sup>	fer III
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	nitrite	Cr <sup>3+</sup>	chrome III
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	nitrate		
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	phosphate	Ti <sup>4+</sup>	titane IV
P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>4-</sup>	diphosphate	Sn <sup>4+</sup>	étain IV
		Pb <sup>4+</sup>	plomb IV
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	carbonate**		
C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	oxalate		
CN <sup>-</sup>	cyanure		
OCN <sup>-</sup>	cyanate		
SCN <sup>-</sup>	thiocyanate		
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	acétate		
BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	borate		
Al(OH) <sub>4</sub> <sup>-</sup>	aluminate		
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	permanganate		
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	chromate		
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	dichromate		

\* La plupart des cations en solution aqueuse forment avec l'eau des complexes hydratés dont l'hydratation n'est pas mentionnée (sauf H<sup>+</sup>)

\*\* Les anions à plusieurs charges peuvent former des ampholytes intermédiaires (HS<sup>-</sup> par ex) hydrogéné- .... non mentionnés ici (sauf OH<sup>-</sup>)