

# CHAPITRE 7 : LES ÉLÉMENTS CHIMIQUES DANS L'UNIVERS

## COURS



Selon la théorie du Big Bang, les premiers éléments (les plus petits), hydrogène H et hélium He, se sont assemblés il y a 13,7 milliards d'années. Par recombinaison, d'autres éléments (plus gros) sont nés : carbone C, oxygène O, fer Fe...

En fin de vie, les étoiles explosent et dispersent les éléments formés sous forme de nuages de poussières et de gaz.

Notre système solaire s'est formé par effondrement d'un tel nuage, il y a 4,6 milliards d'années.

Aujourd'hui, il existe 118 éléments chimiques connus : 94 sont naturels, les autres sont artificiels (créés par l'homme). En réalité, parmi les 118 éléments, l'Hydrogène et l'Hélium restent très majoritaires : ils représentent à eux seuls 99% des éléments, les 116 autres éléments se partagent le 1% restant !



### I. QU'EST-CE-QU'UN ELEMENT CHIMIQUE ?

« Élément chimique » est un terme générique qui regroupe l'atome et l'ion (ou les ions) formé(s) à partir de cet atome. Leur point commun étant qu'ils ont le même nombre de protons dans leur noyau. Ce sont simplement des formes différentes du même élément chimique.

*Ex : l'élément cuivre peut se présenter sous plusieurs formes différentes : l'atome = le métal cuivre Cu, l'ion cuivre (I) quand l'atome perd un électron :  $Cu^+$  et l'ion cuivre (II) quand l'atome perd 2 électrons :  $Cu^{2+}$ . Ces trois entités n'ont pas le même nombre d'électrons mais gardent toujours le même nombre de protons dans leur noyau.*

#### 1) Comment différencier (caractériser) les différents éléments chimiques ?

Chaque élément chimique a un nombre de protons bien spécifique : c'est ce qui permet de différencier les différents éléments. On dit qu'on caractérise les éléments chimiques par **leur nombre de protons. Ce nombre est aussi appelé « numéro atomique » et on le note Z.**

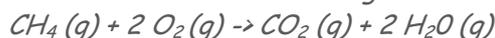
Chaque élément chimique est représenté par un symbole : une lettre majuscule, suivi parfois d'une ou deux lettres minuscules. Le nombre de majuscule indique le nombre d'éléments chimiques.

*Ex : Cu est le symbole du Cuivre alors que CU désignerait un composé formé à base de Carbone et d'Uranium Si est le symbole du Silicium alors que SI désignerait un composé formé à base de Soufre et d'Iode*

#### 2) Conservation des éléments chimiques : « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme » : Lavoisier (chimiste français du 18<sup>e</sup> siècle)

Lorsqu'on fait une réaction chimique, on mélange des réactifs, ceux-ci disparaissent petit à petit et laissent la place aux produits formés. Mais les produits obtenus ne sont pas n'importe lesquels, on ne peut pas transformer du plomb en or (malheureusement). En réalité, les éléments présents dans les réactifs se retrouvent dans les produits, mais sous une autre forme : un atome se transforme en ion du même élément, un ion se lie à un autre pour former une molécule, ou un atome présent dans une molécule se lie à d'autres atomes pour former une autre molécule.

*Ex : combustion du méthane grâce à l'oxygène de l'air :*



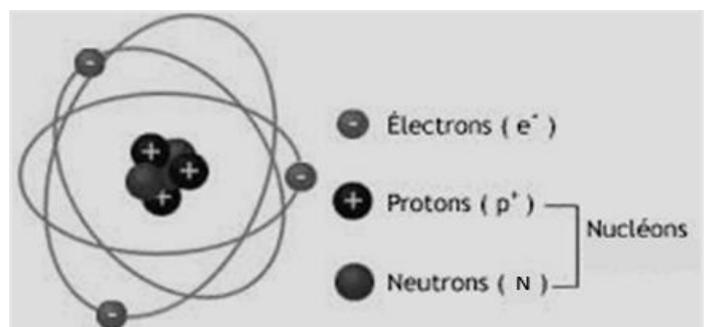
*Le carbone, l'hydrogène et l'oxygène ne font que se réarranger entre eux !*

### II. QU'EST-CE QU'UN ATOME?

Les atomes sont, en quelques sortes, les briques de l'Univers : tout ce qui nous entoure est bâti à partir d'eux.

#### 1) Constitution

L'atome possède :



- un noyau central constitués de nucléons : protons avec une charge électrique positive et neutrons sans charge électrique (charge nulle)
- un « cortège électronique » : un ou plusieurs électrons avec des charges électrique négatives, et qui se déplacent autour du noyau
- du vide entre le noyau et les électrons, beaucoup de vide... : la structure est « **lacunaire** »

La charge électrique du proton et celle de l'électron sont opposées:  $1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$  et  $-1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

On appelle cette valeur la « **charge électrique élémentaire** » et on la note  $e$  :  **$e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$  (Coulomb)**

Un atome contient autant de protons que d'électrons. Il est donc électriquement neutre.

## 2) Représentation symbolique du noyau : ${}^A_ZX$

On condense toutes les données connues en une représentation symbolique:

**nombre de nucléons** (protons + neutrons), appelé aussi **nombre de masse** car tous les nucléons apportent de la masse au noyau.

$A$   
 $Z$

**symbole de l'atome** : lettre majuscule, parfois suivi d'une ou deux lettres minuscules.  
*Ex : C = carbone, Cu = cuivre*

- On n'écrit pas le nombre de neutrons dans le symbole du noyau car si on veut le connaître, il suffit de faire la soustraction  $N = A - Z$
- On n'écrit seulement le symbole du noyau et pas de l'atome entier car le nombre d'électrons est variable : l'atome peut perdre ou gagner des électrons pour former des ions, mais cela restera toujours le même élément chimique. On peut toujours retrouver le nombre d'électrons : un atome est toujours neutre (autant de + que de -), et la charge totale d'un ion est donnée en exposant.

*Ex : le lithium a pour symbole  ${}^7_3\text{Li}$  : il a 3 protons, et en tout 7 nucléons (donc 4 neutrons). Le nombre d'électrons est le même que le nombre de protons car c'est un atome (total neutre). L'ion  $\text{Li}^+$  a toujours 3 protons et 4 neutrons mais il a perdu un électron : il n'en a que 2 (3 protons + et 2 électrons - donne une charge totale +)*

## 3) La masse de l'atome est concentrée dans le noyau

Si on veut calculer la masse d'un atome il faut tenir compte de la masse de ses protons  $m_p$ , de la masse de ses neutrons  $m_n$  et de la masse de ses électrons  $m_e$ :

$$m(\text{noyau}) = m_p \times \text{nb de protons} + m_n \times \text{nb de neutrons} + m_e \times \text{nb d'électrons}$$

La masse d'un proton et la masse d'un neutron sont très proches :

$m_n \approx m_p = m_{(\text{nucléon})} = 1,672 \times 10^{-27} \text{ kg}$

On peut donc simplifier ces 2 premiers termes et les remplacer par  $m_{(\text{nucléon})} \times \text{nb de nucléons}$

La masse d'un électron est beaucoup plus petite que celle d'un nucléon (environ 1800 fois plus petite) :  $m_e = 9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$

Cette partie du calcul est donc négligeable : qu'on l'ajoute ou non le résultat restera le même !

## 4) La structure de l'atome est lacunaire

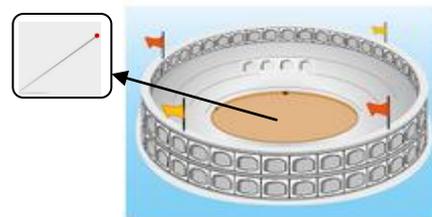
La dimension de l'atome est de l'ordre du dixième de nanomètre, soit  $10^{-10} \text{ m} = 1 \text{ Angström} (\text{Å})$

La dimension du noyau est 100000 fois plus petite, c'est à dire de l'ordre de  $10^{-15} \text{ m}$ .

L'atome est donc essentiellement constitué de vide : il a une structure lacunaire.

Si il n'y avait pas ce vide dans toute matière, la Terre ne serait qu'une petite boule de 180m de diamètre !

Rq : lorsqu'on représente un atome, on ne le dessine pas à l'échelle ! Imaginons que le noyau fasse la taille d'une tête d'épingle sur notre feuille (1mm), il faudrait placer les électrons à 50m ! c'est-à-dire à la limite d'un terrain de foot (ou dans les gradins des arènes de Nîmes) avec la tête d'épingle au milieu.



## 5) Les isotopes

Pour certains éléments chimiques, les noyaux peuvent ne pas être tous les mêmes.

Ils possèdent bien le même nombre de protons  $Z$  (sinon ils feraient partie d'un autre élément chimique) mais le nombre de neutrons  $N$  est différent (donc le nombre de nucléons aussi).

Ex : Pour le carbone, il existe le  $^{12}_6\text{C}$ ,  $^{13}_6\text{C}$  et le  $^{14}_6\text{C}$

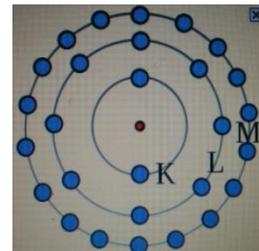
## III. COMMENT SE REPARTISSENT LES ELECTRONS D'UN ATOME ?

### 1) Couches électroniques

Les électrons se répartissent en couches électroniques : K, L, M...

Chacune de ces couches ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons : 2 électrons au maximum pour la couche K, 8 électrons pour la couche L et 18 électrons pour la couche M.

Une couche électronique est saturée lorsqu'elle contient son nombre maximal d'électrons.



### 2) Structure électronique ( ou « configuration » électronique)

C'est la répartition de ses électrons sur les différentes couches électroniques.

Les premiers électrons se placent sur la couche K, les suivants sur la couche L, et s'il en reste sur la couche M.

Le remplissage d'une couche commence quand la couche précédente est pleine.

On appelle « **couche externe** » la dernière couche électronique occupée.

Ex : structure électronique de l'atome de carbone  ${}_6\text{C}$  :  $K^2 L^4$

Le nombre d'électrons sur chacune des couches est écrit en exposant.

Les couches électroniques non occupées ne sont pas écrites.

### 3) Structures électroniques instables et formation des ions / molécules

Pour que la structure soit stable, la couche externe doit contenir :

- 0 ou 2 électrons (si c'est la couche K): **règle du duet**

- 0 ou 8 électrons (si c'est la couche L ou M): **règle de l'octet**

Or, la plupart du temps ce n'est pas le cas ! Conséquence : la plupart des atomes ne sont pas stables !

Pour obtenir cette structure et ainsi augmenter leur stabilité, ils peuvent :

- perdre ou gagner des électrons, en faisant des échanges avec d'autres atomes demandeurs

=> **ils deviennent alors des ions**

- s'allier avec d'autres éléments, les électrons sont alors mis en commun dans chaque liaison

=> **ils forment ainsi des molécules ou des cristaux ioniques**

Rappel de collège : Un ion est formé quand un atome perd, ou gagne, un ou plusieurs électrons.

Un anion a une charge négative (gain d'électrons). Un cation a une charge positive (perte d'électrons).

La charge de l'ion est indiquée en exposant.

Ex1 : lorsqu'un atome de cuivre perd 2 électrons, il devient un cation  $\text{Cu}^{2+}$

Ex2 : lorsqu'un atome de chlore gagne un électron, il devient un anion  $\text{Cl}^-$

Ex : Les cristaux de chlorure de sodium  $\text{NaCl}$  (sel de table) sont constitués d'ions chlorure  $\text{Cl}^-$  et d'ions sodium  $\text{Na}^+$ .

Atome de sodium  ${}_{11}\text{Na}$  : 11 protons donc 11 électrons aussi  $\rightarrow \text{Na} : (K)^2 (L)^8 (M)^1$  : pas stable, il a 1 électron en trop

Atome de chlore  ${}_{17}\text{Cl}$  : 17 protons donc 17 électrons aussi  $\rightarrow \text{Cl} : (K)^2 (L)^8 (M)^7$  : pas stable, il lui manque 1 électron

Ces deux atomes font donc un échange et deviennent :

l'ion sodium  $\text{Na}^+$  : toujours 11 protons mais seulement 10 électrons  $\rightarrow \text{Na} : (K)^2 (L)^8$  : stable

l'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  : toujours 17 protons mais 18 électrons  $\rightarrow \text{Cl} : (K)^2 (L)^8 (M)^8$  : stable

A l'état naturel, seuls quelques éléments peuvent rester sous forme d'atomes car ils ont déjà leur structure électronique externe en duet ou en octet. Ils n'ont donc pas besoin de devenir des ions ou de s'allier avec d'autres. Ils ne réagissent alors avec quasiment aucune autre espèce. Ils sont appelés **gaz nobles**.

Ex : Helium  ${}_2\text{He} : K^2$  , Néon  ${}_{10}\text{Ne} : K^2 L^8$  , Argon  ${}_{18}\text{Ar} : K^2 L^8 M^8$

## IV. QU'EST-CE QUE LA CLASSIFICATION PERIODIQUE ?

### 1) Origines historiques : la classification de Mendeleïev

Durant le XIXe siècle, de nombreux éléments chimiques furent découverts. De nombreuses classifications ont alors été proposées pour les ranger mais seule celle de Dimitri Mendeleïev s'imposa. Ce savant russe proposa, en 1869, une classification dans laquelle les 63 éléments chimiques connus étaient à la fois rangés par masse atomique croissante mais aussi regroupés par propriétés chimiques et physiques analogues. En effet, il s'était rendu compte que ces propriétés revenaient de manière périodique. D'où le nom de « classification périodique ».

L'intérêt de cette classification résidait dans son organisation des connaissances de l'époque mais aussi dans les prévisions qu'elle permettait quant aux découvertes d'éléments chimiques à venir : Mendeleïev avait prévu que certains éléments chimiques seraient découverts plus tard et grâce à sa classification il a réussi à deviner leur masse atomique et leurs propriétés !

### 2) La classification actuelle

La classification actuelle repose sur celle de Mendeleïev mais les découvertes, notamment sur la structure de l'atome, ont fait évoluer les critères de classement. Désormais :

- les éléments chimiques sont ordonnés par numéros atomiques croissants (nombre de protons Z) , et non pas par masse atomique croissante (nombres de nucléons A)
- les éléments, dont les atomes ont le même nombre d'électrons sur la couche externe, sont regroupés dans une même colonne (et non dans une même ligne)
- une nouvelle ligne est créée chaque fois que l'on entame le remplissage d'une nouvelle couche électronique.

**Les lignes de la classification périodique sont appelées périodes.**

**Ses colonnes, quant à elles, sont appelées familles chimiques :** chaque colonne regroupe des éléments chimiques qui ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe. Ils présentent alors les mêmes propriétés chimiques.

### 3) utilisation de la classification : comment savoir quel ion peut se former ?

Les atomes deviennent des ions pour acquérir une structure électronique stable, comme celle des gaz nobles.

Pour savoir quels ions peuvent se former, il faut alors écrire cette structure.

Mais une autre méthode existe: en utilisant la classification périodique, inutile d'écrire la structure électronique !

Le nombre d'électrons de la couche externe d'un atome se déduit du numéro de sa colonne dans la classification.

Ex : magnésium Mg : 2<sup>e</sup> colonne → 2 électrons , oxygène O : 16<sup>e</sup> colonne → 6 électrons

La charge des ions monoatomiques se déduit donc de leur place dans la classification :

nom de la famille	alcalins	alcalino-terreux	terres rares	Pnictogènes	Chalcogènes	Halogènes	Gaz nobles
exemples d'éléments	Li, Na, K	Be, Mg, Ca	Sc, Y	N, P	O, S	F, Cl, Br, I	He, Ne, Kr,
colonne	1	2	3	15	16	17	18
nb d'électrons sur la couche externe	1	2	3	5	6	7	8
nb d'électrons à perdre (-) ou à gagner (+) pour devenir stable	-1	-2	-3	+3	+2	+1	0
ions formés	M <sup>+</sup>	M <sup>2+</sup>	M <sup>3+</sup>	X <sup>3-</sup>	X <sup>2-</sup>	X <sup>-</sup>	aucun
exemples d'ions ou molécules formés	Li <sup>+</sup> , Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup> , Mg <sup>2+</sup> Ca <sup>2+</sup>	Sc <sup>3+</sup> , Y <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	NH <sub>3</sub>	O <sup>2-</sup> , S <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup> , Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , I <sup>-</sup>	aucun
Propriétés chimiques	Métaux, solides gris, mous, très réactifs	Métaux blanc argenté, brillants				très réactifs, molécules colorées	peu réactifs, gaz incolores inodores