

Les atomes : Introduction

Pour commencer le voyage dans le monde du vivant nous allons devoir faire un peu de chimie. En effet, la chimie est la base (*hyper méga importante*) pour comprendre le fonctionnement de notre corps.

INTRODUCTION

L'ensemble de notre corps et de ce qui nous entoure est constitué de ce qu'on appelle des **éléments**. C'est ce qu'il reste quand on coupe en minuscules morceaux une chose vivante ou non (*un humain ou un bâton de bois par exemple*). Il est impossible de les dégrader en substances plus simples au moyen de méthodes chimiques ordinaires. Il en existe 118 différents qui sont rassemblés dans le [tableau périodique des éléments](#) (ou tableau de [Mendeleïev](#)). Parmi ces 118 éléments certains sont présents dans la nature et d'autres ont été créés par l'Homme.



Exemple

L'hydrogène, l'oxygène, le fer ou l'or sont des exemples d'éléments.

Un élément chimique est un **ensemble ou groupe d'atomes** qui ont le **même nombre de protons** dans leur noyau. Je vous invite à aller voir à quoi ressemble un atome, les variations possibles qu'un atome peut avoir et enfin le tableau réunissant tous les éléments connus : le tableau périodique des éléments.

Table des matières

INTRODUCTION	1
LA STRUCTURE GENERALE D'UN ATOME	4
STRUCTURE GENERALE	4
LES DIFFERENTES REPRESENTATIONS POSSIBLES	5
<i>Les modèles :</i>	5
VARIATIONS POSSIBLES	6
GAIN OU PERTE D'ELECTRONS	7
GAIN OU PERTE DE NEUTRONS	7
STRUCTURE ELECTRONIQUE	8
<i>Couche de valence :</i>	9
LES SOUS-COUCHES ELECTRONIQUES	9
FORMULE ELECTRONIQUE	11
<i>Formule électronique simplifiée</i>	11
<i>Formule électronique complète</i>	11
LE TABLEAU PERIODIQUE DES ELEMENTS	12
LES ELEMENTS CHIMIQUES	12
LES LIGNES ET LES COLONNES	13
LES BLOCS	13
L'ELECTRONEGATIVITE	14

Table des illustrations :

Illustration 1/ Structure d'un atome	4
Illustration 2/ Modèles d'un atome : modèle planétaire et modèle des orbitales	5
Illustration 3/ Représentation schématique d'un atome.....	6
Illustration 4/ Exemple d'ions et d'isotopes (sodium, fluor et carbone).....	6
Illustration 5/ Ordre de remplissage des sous-couches.....	10
Illustration 6/ Tableau périodique des éléments.....	12
Illustration 7/ Schéma bilan sur les atomes.....	15



Note sur ce document : Il a été fait avec les connaissances que j'ai pu acquérir et vérifier au moment où je l'ai écrit. Il peut contenir des erreurs malgré ce travail rigoureux. N'hésitez pas à m'envoyer votre avis à l'adresse suivante : contact@fantabio.fr , J'y répondrai avec plaisir !

De plus, les images insérées ont été conçues pour être sur le site internet www.fantabio.fr , ce qui explique que certaines d'entre elles soient un peu petites. Les images sont disponibles sur le site internet <https://fantabio.fr/les-atomes/> , je vous invite à vous y rendre si vous avez besoin des illustrations un peu plus grandes ou zoomer dans le document.



LA STRUCTURE GENERALE D'UN ATOME

Structure générale

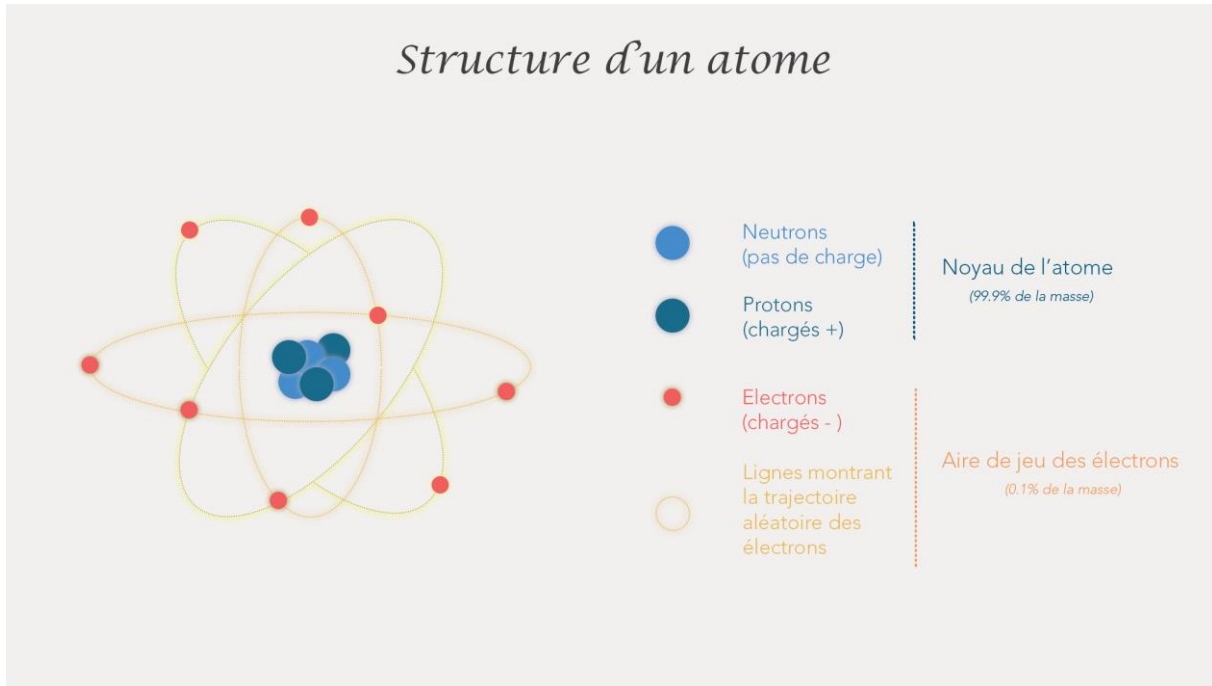


Illustration 1/ Structure d'un atome

Un atome est constitué de **neutrons, protons et électrons**. On les différencie par la place qu'ils ont dans l'atome, leur charge électrique et leur masse.

Ainsi les neutrons et les protons constituent le **noyau central** de l'atome et les électrons **orbitent** (ils tournent en mode aléatoire et très très vite) **autour de ce noyau**.

Au niveau des charges, les protons sont chargés positivement et les neutrons sont neutres comme leur nom l'indique. Les électrons sont eux chargés négativement. L'atome est une particule **neutre** : il contient autant de charges positives que de charges négatives. En pratique cela signifie qu'il a le **même nombre de protons et d'électrons**.

Au niveau de la masse on considère que **le noyau** (donc les protons et neutrons), **représentent 99,9% de la masse de l'atome**. La masse des électrons est donc négligeable. De plus, un neutron et un proton ont à peu près la même masse.



Les différentes représentations possibles

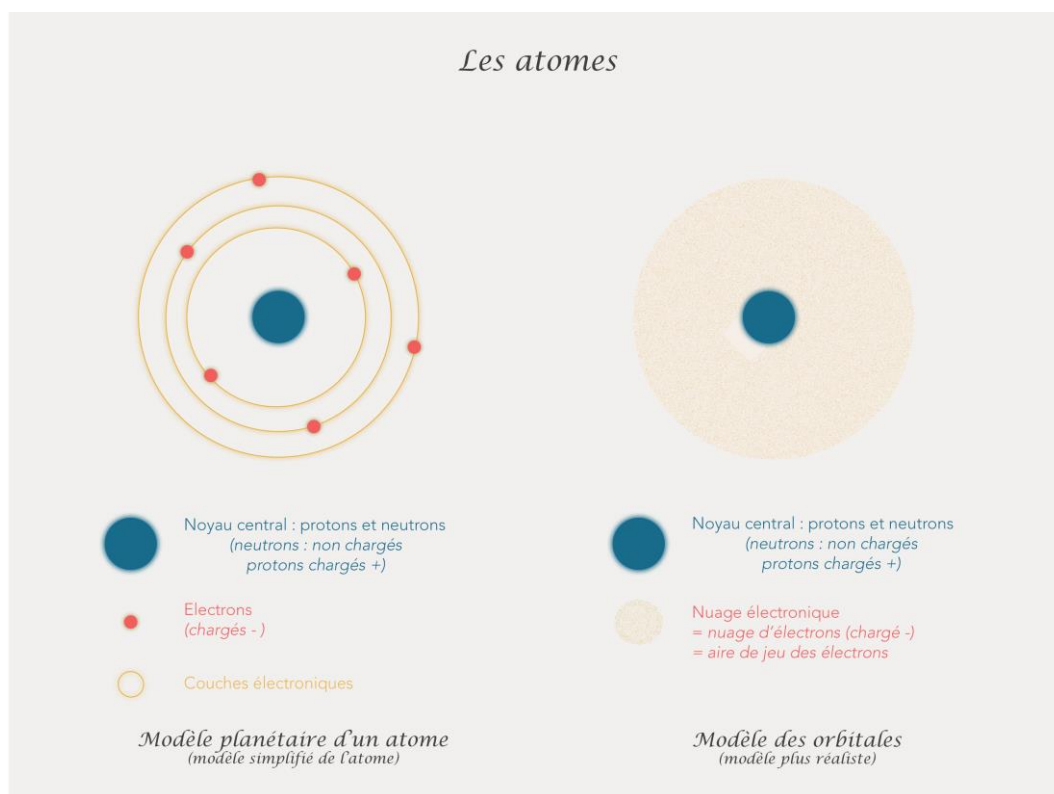


Illustration 2/ Modèles d'un atome : modèle planétaire et modèle des orbitales

La représentation et la compréhension de l'atome ont évolué au fil du temps. Aujourd'hui on peut schématiser un atome avec 2 modèles : le modèle **planétaire** et celui des **orbitales**. Une représentation plus symbolique est aussi utilisée plus facilement.

Les modèles :

- ♥ Le modèle planétaire : est une version simplifiée
- ♥ Le modèle des orbitales : plus proche de la réalité

Le **modèle planétaire** est **plus facile à comprendre** mais aussi plus éloignée de la réalité. Les électrons ici circulent sur des couches électroniques qui sont représentées par des lignes circulaires autour du noyau. C'est ce modèle que j'utiliserai le plus souvent pour la suite. Dans le **modèle des orbitales**, les électrons circulent dans un nuage électronique autour du noyau. Ce modèle est **plus réaliste** car, en réalité, les électrons tournent de manière aléatoire autour du noyau et ne suivent pas de trajectoires définies.

On peut également représenter schématiquement un atome (c'est ce qui est le plus utilisé évidemment en routine).

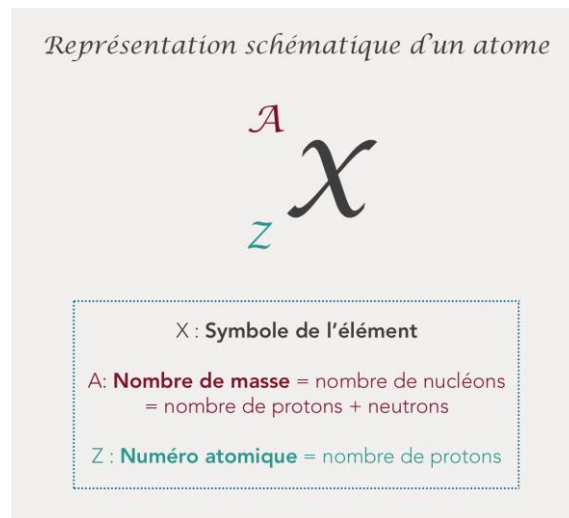


Illustration 3/ Représentation schématique d'un atome

Dans cette représentation on a le **symbole de l'élément X** et 2 chiffres A et Z.

- ♥ *A est le nombre de masse et correspond au nombre de nucléons que contient l'atome. Les nucléons sont les neutrons + les protons du noyau.*
- ♥ *Z est le numéro atomique qui correspond au nombre de protons de l'atome*

VARIATIONS POSSIBLES

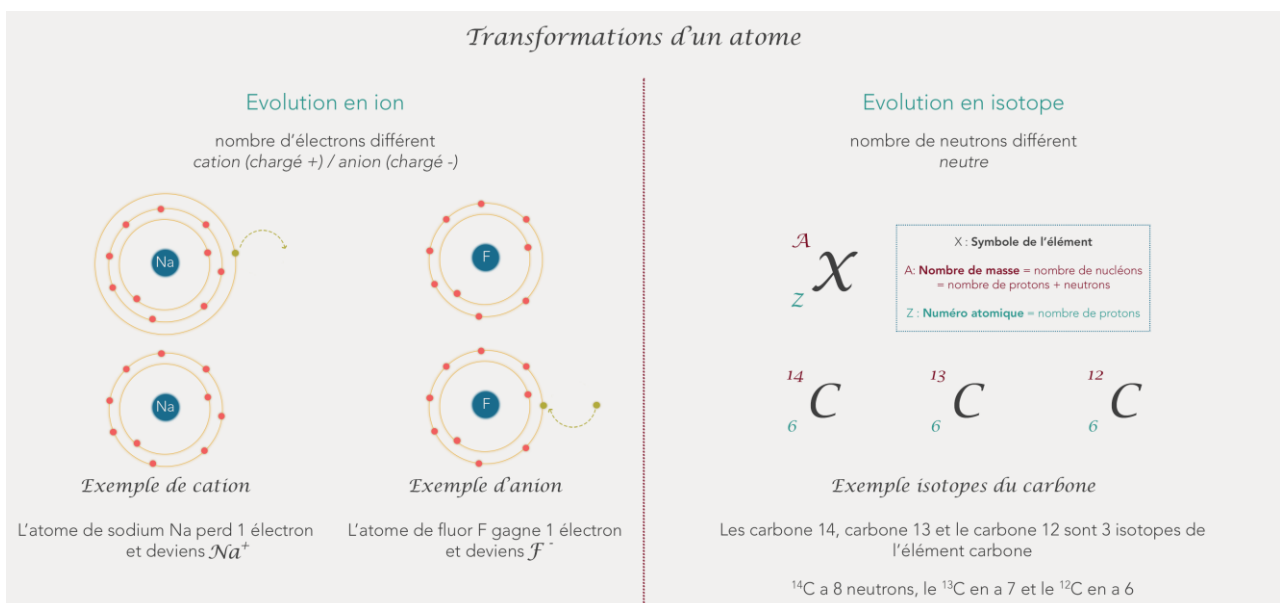


Illustration 4/ Exemple d'ions et d'isotopes (sodium, fluor et carbone)

Comme dis en introduction, un **élément** est un **ensemble d'atomes** qui contiennent le **même nombre de protons**. Si le nombre de protons est modifié, alors on change d'élément. Ainsi, un atome **peut subir quelques variations** : il peut **perdre ou gagner des électrons ou des neutrons**. Il deviens alors un ion ou un autre atome.

.....

Gain ou perte d'électrons

Si un atome **gagne ou perd un ou plusieurs électrons**, il deviens un **ion**.

Un **ion** est **chargé** soit **positivement** soit **négativement**. En effet, si l'atome perd un électron, il perd une charge négative (les électrons étant chargés négativement) et il y a donc plus de charges positives (le nombre de protons qui sont chargés + ne changeant pas). A l'inverse, si l'atome gagne un électron, il gagne une charge négative et deviendra un ion chargé négativement.

Cette **charge** est notée en **exposant à côté du symbole chimique**.

Un ion chargé **positivement** est un **cation** et un ion chargé **négativement** est un **anion**.



Exemple

H^+ est un cation et Cl^- est un anion

.....

Gain ou perte de neutrons

Si deux atomes ont un **nombre différent de neutrons** on dis que ce sont 2 **isotopes**. Ici, le nombre de protons et d'électrons reste le même. Un élément peut avoir plusieurs isotopes (*pas que 2*). Certains sont stables et d'autres non.

Ce sont en clair des atomes qui se ressemblent comme des sosies.

Pour l'écriture ou la représentation d'un isotope, on aura le même symbole chimique et le même numéro atomique mais un nombre de masse qui variera selon le nombre de neutron(s) ajouté(s) ou supprimé(s).



Remarque

Pour simplifier l'écriture au quotidien, on note juste le symbole de l'élément et le nombre de masse A.



Exemple

Le carbone 14 (^{14}C) et le carbone 12 (^{12}C) sont 2 isotopes de l'élément carbone.

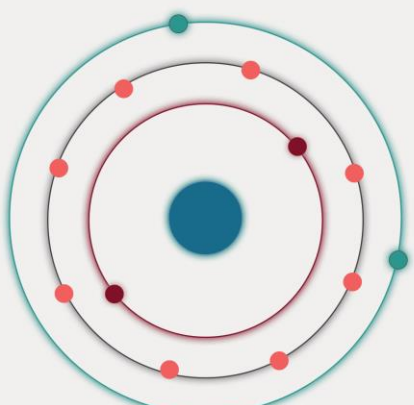
STRUCTURE ELECTRONIQUE


Les couches électroniques


Couche M
(3ème couche : 18 électrons max)

Couche L
(2ème couche : 8 électrons max)

Couche K
(1ère couche : 2 électrons max)



 Noyau central : protons et neutrons
(neutrons : non chargés, protons chargés +)

 Electrons (chargés -)

*Modèle planétaire d'un atome
(modèle simplifié de l'atome)*

Nombre maxi d'électrons par couches :

$2n^2$
(n = numéro de la couche)
(La couche K est la couche n°1, la couche L est la n°2 etc...)

Jusqu'à 7 couches pour les plus gros atomes

Les couches se **remplissent au fur et à mesure**
(la couche L se remplit entièrement avant la couche M par ex)

Couche la plus externe (ici **couche M**) = **couche de valence**

Ce sont des **zones autour du noyau** de l'atome dans lesquelles sont répartis les **électrons**.

Il peut y avoir **jusqu'à 7 couches électroniques** pour les plus gros atomes. Chaque couche peut contenir un certain nombre d'électrons. Le nombre **max d'électrons** par couche est égal

à : $2n^2$ avec n qui est le numéro de la couche (couche 1, couche 2 etc). La 1ère couche peut contenir 2 électrons, la 2ème couche peut en contenir 8 et la 3ème peut en contenir 18 etc...

Elles ont des petits noms pour les identifier : La 1ère couche : K , 2ème couche : L , 3ème couche : M, puis la couche N etc...

Le **nombre de couches dépend du nombre d'électrons** que possède l'atome en question. Les couches se remplissent les unes après les autres (pour les 3 premières couches).

Couche de valence :

La couche la plus externe est appelée **couche de valence**. Lorsque cette couche est remplie ou contient 2 ou 8 électrons, l'atome devient stable.

Les électrons se trouvant sur cette couche sont appelés des **électrons de valence**. Ils sont **très importants** car ce sont eux qui participent aux liaisons chimiques que l'on verra dans la suite du voyage (les molécules)



Remarque

Quand une couche est complète, on dit qu'elle est saturée



Les sous-couches électroniques

Parce que si c'était aussi simple ce ne serait pas drôle, ces couches électroniques ont des **sous couches**. Ces sous-couches sont aussi appelées des **orbitales**.

Ordre de remplissage des sous-couches électroniques

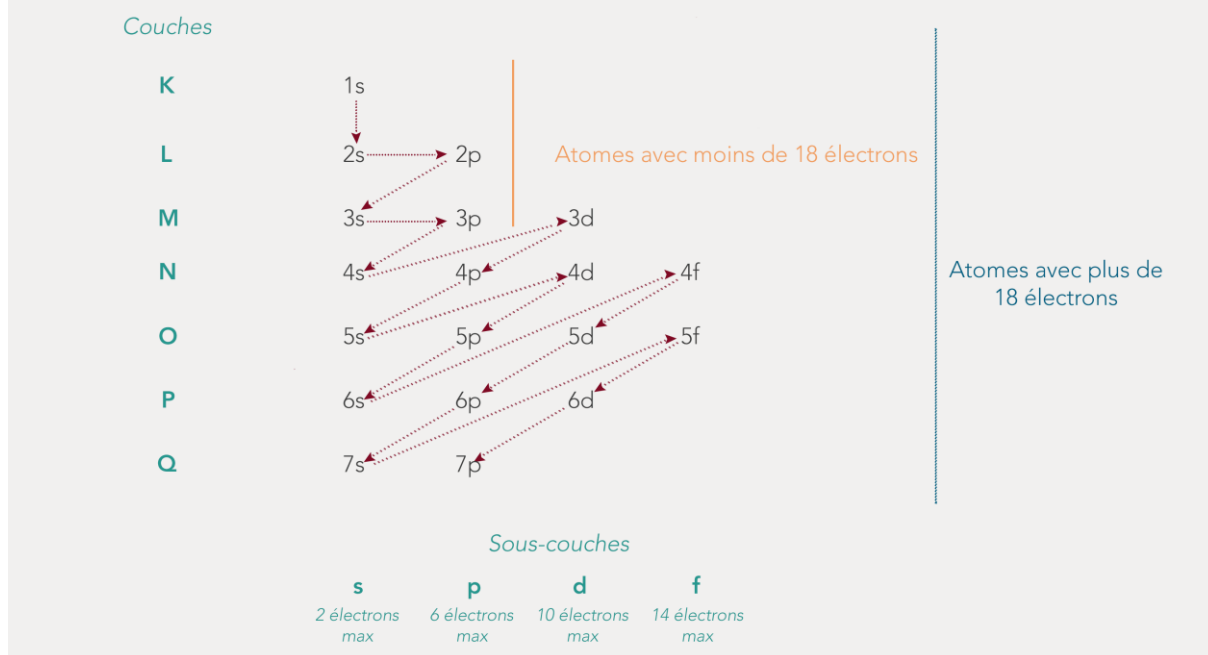


Illustration 5/ Ordre de remplissage des sous-couches

- ♥ La couche K a 1 seule sous-couche : 1s
- ♥ La couche L a 2 sous-couches 2s et 2p
- ♥ La couche M a 3 sous-couches : 3s, 3p, 3d

Le **numéro devant** la sous-couche est le **numéro de la couche** à laquelle elle appartient. Le **nombre d'électrons** qu'une sous-couche contient est **noté en exposant** à côté de la lettre correspondante.

Les sous couches **s** peuvent accueillir **2 électrons**, les sous couches **p** peuvent en accueillir **6** et la sous-couche **d** peut en accueillir **10**. Elles se remplissent selon les règles de **Klechkowski**.



Remarque

Ce serait trop long ici d'expliquer le pourquoi du comment et cela nous importe peu en biologie.

L'important est de pouvoir retrouver facilement le nombre d'électrons de valence d'un atome ainsi que de savoir/comprendre l'ordre de remplissage pour les plus petits atomes.



Formule électronique

On peut écrire la formule électronique des atomes grâce à ces couches ou sous-couches.

Formule électronique simplifiée

C'est la formule électronique qui utilise les couches électroniques. On a différentes manières de la noter :



Avec **X** : nom de la couche et **Y** nombre d'électrons de la couche X



Exemple

L'oxygène qui a 8 électrons (cf tableau périodique plus bas) a pour structure électronique simplifiée : $(K)^2 (L)^6$

Formule électronique complète

Ici, on décrit le nombre d'électrons de chaque sous-couche. Comme pour la formule simplifiée, le **nombre d'électrons** que contient une sous-couche est **notée en exposant**.



Exemple

L'oxygène qui a toujours 8 électrons a pour structure électronique complète : $1s^2 2s^2 2p^4$

Les **électrons de valence** sont toujours ceux se trouvant sur la **dernière couche** (et pas sur la dernière sous-couche).



Exemple

L'oxygène qui a encore 8 électrons a 6 électrons de valence

LE TABLEAU PÉRIODIQUE DES ELEMENTS

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ELEMENTS

1	2																	18	19	20																
1	H Hydrogène [1,007; 1,009]																	2	He Hélium 4,003																	
2	3	4																	10	11	12															
2	Li Lithium [6,938; 6,997]	Be Béryllium 9,012																	Ne Néon 20,18	B Bore [10,80; 10,83]	C Carbone [12,00; 12,02]	N Azote [14,00; 14,01]	O Oxygène [15,99; 16,00]	F Fluor 19,00												
3	11	12																	18	17	16	15	14	13												
3	Na Sodium 22,99	Mg Magnésium [24,30; 24,31]																	Ar Argon 39,95	Cl Chlore [35,44; 35,46]	S Soufre [32,05; 32,08]	P Phosphore 30,97	Si Silicium [28,08; 28,09]	Al Aluminium 26,98												
4	19	20																	36	35	34	33	32	31	30	29	28	27	26	25	24	23	22	21		
4	K Potassium 39,10	Ca Calcium 40,08																	Kr Krypton 83,80	Br Brome [79,90; 79,91]	Se Sélénium 78,96	As Arsenic 74,92	Ge Germanium 72,63	Ga Gallium 69,72	Zn Zinc 65,38	Cu Cuivre 63,55	Ni Nickel 58,69	Co Cobalt 58,93	Mn Manganèse 54,94	Cr Chrome 52,00	V Vanadium 50,94	Ti Titane 47,87	Sc Scandium 44,96			
5	37	38																	54	53	52	51	50	49	48	47	46	45	44	43	42	41	40	39		
5	Rb Rubidium 85,47	Sr Strontium 87,62																	Xe Xénon 131,3	I Iode 126,9	Te Tellure 127,6	Sb Antimoine 121,8	Sn Étain 118,7	In Indium 114,8	Cd Cadmium 112,4	Ag Argent 107,9	Pd Palladium 106,4	Rh Rhodium 102,9	Ru Ruthénium 101,1	Tc Technétium	Mo Molybdène 95,96	Nb Niobium 92,91	Zr Zirconium 91,22	Y Yttrium 87,62		
6	55	56																	86	85	84	83	82	81	80	79	78	77	76	75	74	73	72	71	70	69
6	Cs Césium 132,9	Ba Baryum 137,3																	Rn Radon	At Astate	Po Polonium	Bi Bismuth 209,0	Pb Plomb 207,2	Tl Thallium [204,3; 204,4]	Hg Mercure 200,6	Au Or 197,0	Pt Platine 195,1	Ir Iridium 189,9	Os Osmium 190,2	Re Rhenium 186,2	W Tungstène 183,8	Ta Tantale 180,9	Hf Hafnium 178,5	Lanthanides		
7	87	88																	118	117	116	115	114	113	112	111	110	109	108	107	106	105	104	103	102	101
7	Fr Francium	Ra Radium																	Og Oganesson	Ts Tennessé	Lv Livermorium	Mc Moscovium	Fl Flerovium	Nh Nihonium	Cn Copernicium	Ds Darmstadtium	Mt Meitnerium	Hs Hassium	Bh Bohrium	Sg Seaborgium	Db Dubnium	Rf Rutherfordium	Actinides			
		57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71																				
		La Lanthane 138,9	Ce Cérium 140,1	Pr Praséodyme 140,9	Nd Néodyme 144,2	Pm Prométhium	Sm Samarium 150,4	Eu Europium 152,0	Gd Gadolinium 157,3	Tb Terbium 158,9	Dy Dysprosium 162,5	Ho Holmium 164,9	Er Erbium 167,3	Tm Thulium 168,9	Yb Ytterbium 173,1	Lu Lutécium 175,0																				
		89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103																				
		Ac Actinium	Th Thorium 232,0	Pa Protactinium 231,0	U Uranium 238,0	Np Neptunium	Pu Plutonium	Am Américium	Cm Curium	Bk Berkélium	Cf Californium	Es Einsteinium	Fm Fermium	Md Mendélévium	No Nobelium	Lr Lawrencium																				

Illustration 6/ Tableau périodique des éléments

Maintenant que nous avons ces notions on va pouvoir se poser un peu plus sur le tableau de Mendeleïev dont je parlais un peu plus tôt.

Ce tableau regroupe **tous les éléments chimiques** connus à ce jour.

Les éléments chimiques

Ils sont **classés dans l'ordre** dans des cases individuelles. Dans ces cases on a différentes informations :

- ♥ Le **symbole chimique** et le **nom** de l'élément
- ♥ Le **numéro atomique** qui correspond au **nombre de protons** présents dans les atomes de l'élément. C'est un nombre entier

- ♥ La **masse atomique**, inscrite en petit. Il s'agit de la **moyenne des masses atomiques** de tous les isotopes existants, pour un élément donné, selon leur abondance dans la nature.



Remarque

J'ai aussi précisé dans mon tableau, les éléments présents dans le corps humains et les éléments radioactifs. Ce n'est pas précisé dans tous les tableaux que vous pouvez trouver.

Dans d'autres tableaux vous pourrez aussi trouver d'autres informations que celles que j'ai mise ici.



Les lignes et les colonnes

Le tableau périodique contient **7 lignes** que l'on appelle des **périodes**. Elles correspondent au **nombre de couches électroniques** que possède les atomes de l'élément. Les éléments de la première ligne ont 1 couche électronique, ceux de la ligne 2 en ont 2 etc...

Le **numéro de la colonne** (*si l'on ne tiens pas compte des métaux de transition qui sont entre la 3ème et la 12ème colonne*) correspond au **nombre d'électrons présents sur la couche de valence** (dernière couche électronique).



Exemple

L'oxygène est sur la 2ème ligne et est dans la 6ème colonne. Il a donc 2 couches électroniques et 6 atomes sur sa couche de valence.



Les blocs

On peut également diviser le tableau en **4 blocs**, correspondants aux **dernières sous-couches** remplies (ou en cours de remplissage) des atomes.

- ♥ Le **bloc s** : Les 2 premières colonnes et l'hélium correspondent au bloc s. La dernière sous-couche occupée des atomes de ces colonnes est de type s.

- ♥ Le **bloc p** : qui comprends les 6 dernières colonnes. La dernière sous-couche occupée est une sous-couche p.
- ♥ Le **bloc d** : Ce bloc contient tous les métaux de transitions (colonnes 3 à 12). La dernière sous-couche occupée des atomes de ces colonnes est de type d.
- ♥ Le **bloc f** : Ce bloc contient tous les métaux de transitions (colonnes 3 à 12). La dernière sous-couche occupée des atomes de ces colonnes est de type d.



Exemple

L'oxygène est dans la 6ème colonne. Sa dernière sous-couche occupée est la sous-couche p (comme vu précédemment).



L'électronégativité

Le tableau nous donne aussi des informations sur l'**électronégativité** d'un atome.

L'électronégativité est une mesure qui permet de savoir la **capacité d'un atome à attirer (ou pas) un électron vers lui**. Plus un atome est électronégatif et plus il va attirer les électrons. Au contraire, moins il est électronégatif et plus il va avoir tendance à donner ses électrons. *(On parle ici des électrons de sa couche de valence)*. Sur le tableau : les atomes les plus électronégatifs se retrouvent en haut à droite et les moins électronégatifs sont en bas à gauche.

Cela sera utile pour la suite.



Exemple

Le Francium est l'élément le moins électronégatif et le Fluor est le plus électronégatif. L'oxygène est plus électronégatif que le carbone et l'hydrogène est plus électronégatif que le sodium. L'électronégativité des différents éléments a été mesurée et se retrouvent dans l'échelle de Pauling

Sur les 118 éléments connus, une vingtaine environ composent le corps humain dont 4 en majorité (environ 96% de notre composition) : l'oxygène, le carbone, l'hydrogène et l'azote. Les autres comme le calcium ou le sodium sont présents en plus petite quantité.



Remarque

Une partie d'entre eux sont présents à l'état naturel et d'autres sont issus de réactions nucléaires.

Les atomes peuvent se regrouper pour former des molécules comme l'eau (H₂O), ou le dioxygène (O₂). C'est la suite du voyage.

EN RESUME

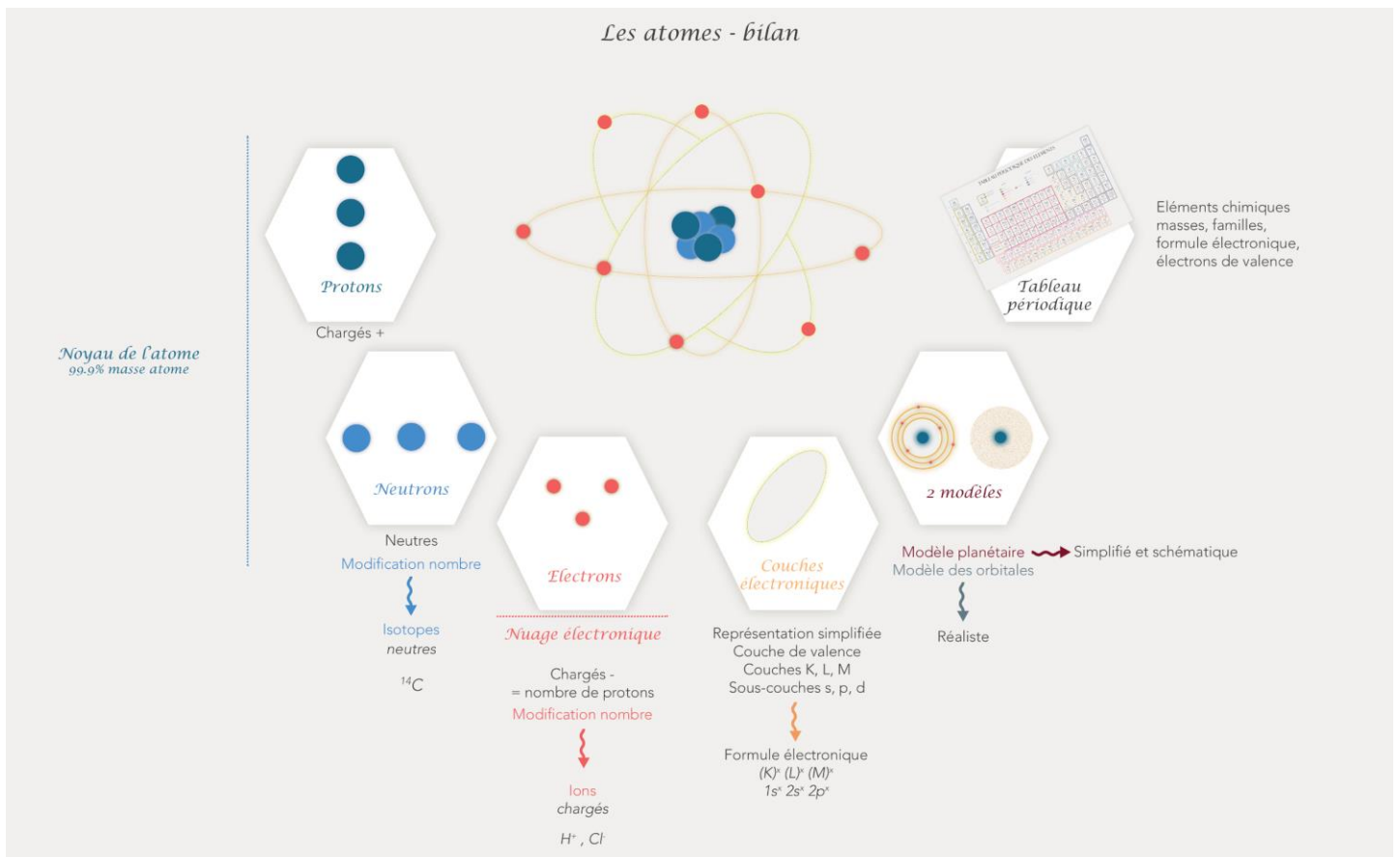


Illustration 7/ Schéma bilan sur les atomes