1ère Partie :

Concepts de Base

2. Qu'est ce que la Chimie ?

Ce chapitre ainsi que le suivant sont des rappels de concepts que vous êtes censés avoir appris en Terminale S. Néanmoins, il est toujours bon de partir sur de bonnes bases et, ne connaissant pas la qualité des professeurs que vous avez eu lors de votre année du bac, j'ai préféré commencer ce manuel en revoyant la base de la base.

Si vous avez eu la chance de tomber sur un excellent prof de Physique-Chimie, tant mieux pour vous ! Ces deux chapitres vous paraîtront enfantins et vous les passerez donc très vite. Pour les autres, cela vous permettra de revoir les concepts fondamentaux et de corriger d'éventuelles lacunes et/ou incompréhensions.

2.1. Qu'est ce qu'un atome ?

Un atome est une particule constituée de deux parties : le **noyau** et le **nuage électronique**.

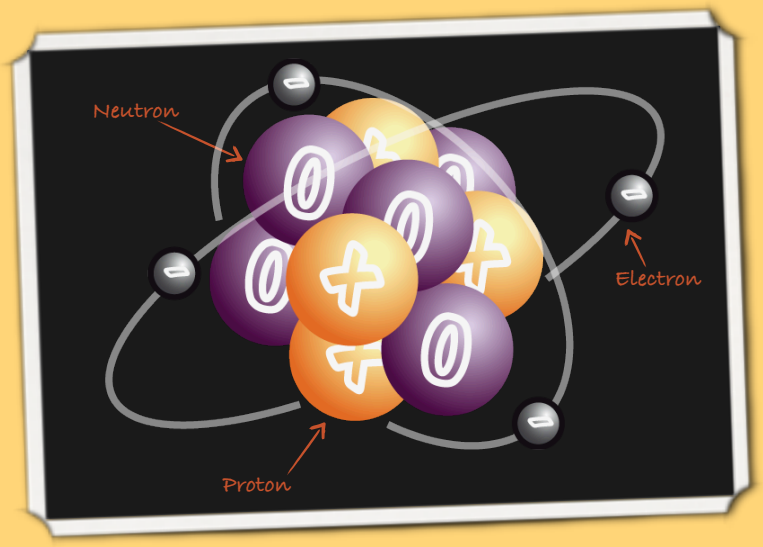
Le noyau est lui-même composé de particules appelées **nucléons** dont il existe deux sortes : les **protons** qui sont des particules chargées positivement et les **neutrons** qui sont des particules neutres (non-chargées).

Le nuage électronique est composé d'un seul type de particules : les **électrons**. Les électrons sont des particules chargées négativement[1]. Les électrons sont répartis en **couches**. Plus la couche est éloignée du noyau plus elle pourra contenir d'électrons.

Les atomes sont électriquement neutres[2] : il y a autant de particules chargées positivement (protons) que de particules chargées négativement (électrons). Un atome comporte donc autant de protons que d'électrons.

Exemple :

- *Comme vous pouvez le voir ci-dessous, le noyau de l'atome de béryllium se compose de 9 nucléons réparties en **4 protons** et **5 neutrons**. Son nuage électronique se compose de **4 électrons**.*



1 Les électrons sont souvent notés « e- ».

2 Cette règle s'appelle « règle d'électroneutralité».

A retenir

- ★ Atome = Noyau + Nuage électronique
- ★ Noyau = Nucléons = Protons + Neutrons
- ★ Nuage électronique = Electrons répartis en couches
- ★ Proton = charge ⊕
- ★ Neutron = pas de charge
- ★ Electron = charge ⊖
- ★ Nombre de protons = Nombre d'électrons

2.2. Qu'est ce qu'un élément ?

Il existe un nombre limité de type d'atomes qui varient par la composition de leur noyau et de leur nuage électronique. Ces types d'atomes sont appelés des **éléments**.

On recense environ 110 éléments : 90 naturels et environ 20 artificiels (créés par l'homme). Les chimistes ont mis au point un tableau recensant et classant tout ces éléments. C'est ce qu'on appelle le **tableau périodique**[3].

La différence entre deux éléments vient uniquement du nombre de protons (charge ⊕) contenu dans le noyau. Chaque nombre de proton correspond à un élément bien précis possédant un nom et un symbole.

A retenir

- ★ Chaque élément est défini par son nombre de protons (charge ⊕)

2.3. Qu'est ce que le tableau périodique ?

Le tableau périodique (TP) rassemble suivant un classement subtil, de très nombreuses données sur chaque élément.

Chaque élément y est désigné par son symbole. Ce symbole correspond en général à la première lettre du nom de l'élément[4].

Vous trouverez sur la page ci-contre, un tableau périodique que je vous conseil vivement de découper car vous en aurez besoin par la suite. Le tableau périodique est vraiment un outils essentiel en Chimie et il faut absolument que vous vous familiarisez avec et que vous sachiez l'utiliser.

Les éléments sont classés par nombre de protons croissant. C'est pour cette raison que le nombre de protons est aussi appelé **Numéro Atomique** puisque c'est le numéro qu'occupe l'élément dans le tableau périodique. Ce numéro est noté « Z ».

---

3 Le tableau périodique (TP) est aussi connu sous le nom de « Tableau de Mendeleïv », du nom de son créateur le chimiste russe Dmitri Ivanovitch Mendeleïev (1834-1907).

4 L'évolution historique de la Chimie a introduit de nombreuses exceptions. Le symbole de l'or par exemple n'est pas « O » mais « Au » car il vient du latin « Aurum ». De même pour l'azote (N du latin « nitrogenium » emprunté au grec « nitron gennan » et signifiant précurseur de salpêtre), le sodium (Na du latin « natrium »), le potassium (K du latin « kalium » emprunté à l'arabe « al-qalyah » et signifiant alcalin), le mercure (Hg du latin « hydrargyrum » emprunté au grec et signifiant argent liquide ou vif argent), l'étain (Sn du latin « stannum »), …

Tableau Périodique des éléments

Nombre de masse (A) → 1 ; Nom → Hydrogène ; Symbole → H ; Numéro Atomique (Z) → 1 ; Masse Atomique (g.mol^{-1}) → 1,0079 ; Electronégativité (Pauling) → 2,2

	Alcalins 1	Alcalino-terreux 2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	Picnogènes 15	Chalcogènes 16	Halogènes 17	Gaz nobles 18
							Métaux de transitions											
1	Hydrogène 1 1 1,0079 2,2																	Hélium 4 2 He 4,0026 -
2	Lithium 7 3 Li 6,9410 1,0	Bérylium 9 4 Be 9,0122 1,6											Bore 11 5 B 10,811 2,0	Carbone 12 6 C 12,011 2,5	Azote 14 7 N 14,007 3,0	Oxygène 16 8 O 15,999 3,5	Fluor 19 9 F 18,998 4,0	Néon 20 10 Ne 20,180 -
3	Sodium 23 11 Na 22,990 0,9	Magnésium 24 12 Mg 24,305 1,3											Aluminium 27 13 Al 26,982 1,6	Silicium 28 14 Si 28,086 1,9	Phosphore 31 15 P 30,974 2,2	Soufre 32 16 S 32,065 2,6	Chlore 35 17 Cl 35,453 3,2	Argon 40 18 Ar 39,948 -
4	Potassium 39 19 K 39,098 0,8	Calcium 40 20 Ca 40,078 1,0	Scandium 45 21 Sc 44,956 1,4	Titane 49 22 Ti 47,867 1,5	Vanadium 51 23 V 50,948 1,6	Chrome 52 24 Cr 51,996 1,7	Manganèse 55 25 Mn 54,938 1,5	Fer 56 26 Fe 55,845 1,8	Cobalt 59 27 Co 58,933 1,9	Nickel 58 28 Ni 58,693 1,9	Cuivre 63 29 Cu 63,546 1,9	Zinc 64 30 Zn 65,380 1,6	Gallium 69 31 Ga 69,723 1,8	Germanium 74 32 Ge 72,640 2,0	Arsenic 75 33 As 74,922 2,2	Sélénium 80 34 Se 78,960 2,5	Brome 79 35 Br 79,904 3,0	Krypton 84 36 Kr 83,798 3,0
5	Rubidium 85 37 Rb 85,468 0,8	Strontium 88 38 Sr 87,620 0,9	Yttrium 89 39 Y 88,906 1,2	Zirconium 90 40 Zr 91,224 1,3	Niobium 93 41 Nb 92,906 1,6	Molybdène 98 42 Mo 95,960 2,2	Technétium 99 43 Tc 98,000 1,9	Ruthénium 102 44 Ru 101,07 2,2	Rhodium 103 45 Rh 102,91 2,3	Palladium 106 46 Pd 106,42 2,2	Argent 107 47 Ag 107,87 1,9	Cadmium 114 48 Cd 112,41 1,7	Indium 115 49 In 114,82 1,8	Etain 120 50 Sn 118,71 2,0	Antimoine 121 51 Sb 121,76 2,0	Tellure 128 52 Te 127,60 2,1	Iode 127 53 I 126,90 2,7	Xénon 129 54 Xe 131,29 2,6
6	Césium 133 55 Cs 132,91 0,8	Baryum 138 56 Ba 137,33 0,9	Lanthane 139 57 La 138,91 1,1	Hafnium 180 72 Hf 178,49 1,3	Tantale 183 73 Ta 180,95 1,5	Tungstène 184 74 W 183,84 2,4	Rhénium 185 75 Re 186,21 1,9	Osmium 192 76 Os 190,23 2,2	Iridium 193 77 Ir 192,22 2,2	Platine 195 78 Pt 195,08 2,3	Or 197 79 Au 197,97 2,5	Mercure 202 80 Hg 200,59 2,0	Thallium 205 81 Tl 204,38 1,6	Plomb 208 82 Pb 207,20 2,3	Bismuth 209 83 Bi 208,98 2,0	Polonium 210 84 Po 209,00 2,0	Astate 218 85 At 210,00 2,2	Radon 222 86 Rn 222,00 2,2
7	Francium 223 87 Fr 223 0,7	Radium 226 88 Ra 226 0,9	Actinium 227 89 Ac 227 1,1	Rutherfordium 261 104 Rf 261 -	Dubium 262 105 Db 262 -	Seaborgium 266 106 Sg 266 -	Bohrium 264 107 Bh 264 -	Hassium 270 108 Hs 270 -	Meitnerium 268 109 Mt 268 -	Darmstadtium 281 110 Ds 281 -	Roentgenium 272 111 Rg 272 -	Ununbium 285 112 Uub 285 -	Ununtrium 284 113 Uut 284 -	Ununquadium 289 114 Uuq 289 -	Ununpentium 288 115 Uup 288 -	Ununhexium 291 116 Uuh 291 -		Ununoctium 294 118 Uuo 294 -

Lanthanides	6	Cérium 140 58 Ce 140,12 1,1	Praséodyme 141 59 Pr 140,91 1,1	Néodyme 144 60 Nd 144,24 1,1	Prométhium 145 61 Pm 145,00 1,1	Samarium 152 62 Sm 160,36 1,2	Europium 153 63 Eu 151,96 1,2	Gadolinium 158 64 Gd 157,25 1,2	Terbium 159 65 Tb 158,93 1,1	Dysprosium 162 66 Dy 162,50 1,2	Holmium 165 67 Ho 164,93 1,2	Erbium 166 68 Er 167,26 1,2	Thulium 169 69 Tm 168,93 1,2	Ytterbium 174 70 Yb 173,05 1,1	Lutétium 175 71 Lu 174,97 1,3
Actinides	7	Thorium 232 90 Th 232,04 1,3	Protactinium 231 91 Pa 231,04 1,5	Uranium 238 92 U 238,03 1,4	Neptunium 237 93 Np 237 1,4	Plutonium 244 94 Pu 244 1,3	Américium 243 95 Am 243 1,1	Curium 247 96 Cm 247 1,3	Berkélium 247 97 Bk 247 1,3	Californium 251 98 Cf 251 1,3	Einsteinium 252 99 Es 252 1,3	Fermium 257 100 Fm 257 1,3	Mendélévium 258 101 Md 258 1,3	Nobélium 259 102 No 259 1,3	Lawrencium 262 103 Lr 262 1,3

TABLEAU PERIODIQUE

Source : IUPAC Nomenclature of Inorganic Chemistry, Recommendations 2005.
Reproduction autorisée dans le cadre d'un usage strictement personnel. © Easyscience, 2010.

Notes

Le tableau périodique donne aussi le nombre total de nucléons (protons + neutrons) de chaque élément. Ce nombre est noté « $\mathcal{A}$ ».

La masse d'un atome est la somme des masses de chacune des particules le composant :

$$m_{atome} = n_p \times m_p + n_n \times m_n + n_e \times m_e$$

Avec
- m_{atome} : masse d'un atome (kg)
- n_p : nombre de proton
- m_p : masse d'un proton = $1{,}672\ 648.10^{-27}$ kg
- n_n : nombre de neutron
- m_n : masse d'un neutron = $1{,}674\ 954.10^{-27}$ kg
- n_e : nombre d'électron
- m_e : masse d'un électron = $9{,}109\ 534.10^{-31}$ kg

On voit qu'un proton a quasiment la même masse qu'un neutron. Par contre, la masse des électrons est très très petite en comparaison avec la masse d'un proton ou d'un neutron : un électron est environ 1800 fois plus léger qu'un proton ou qu'un neutron. Par conséquent, lorsqu'on veut calculer la masse d'un atome, on peut négliger la masse des électrons et la différence de masse entre proton et neutron. On comprend donc pourquoi on dit fréquemment que la masse d'un atome est égale à la masse de son noyau.

Attention : Le nombre $\mathcal{A}$ est aussi appelé « **nombre de masse** » car la masse d'un atome est proportionnelle à son nombre de nucléons lorsqu'on néglige la masse des électrons.

Comme vous pouvez le voir dans le tableau périodique de la page précédente, la valeur du **nombre de masse** (nombre de nucléons) est très proche de celle de la masse atomique des éléments. Il est d'ailleurs courant de ne trouver dans les tableaux périodiques qu'une seule des deux valeurs car celles-ci sont quasi-identiques. La seule différence est que le nombre de masse est toujours un nombre entier car il correspond au nombre de nucléons formant le noyau alors que la masse atomique est généralement un nombre à virgule.

La masse atomique correspond à la masse molaire de l'élément, c'est-à-dire à la masse (en gramme) d'une mole d'atome de cet élément (***Rappel*** : 1 mole = $6{,}022.10^{23}$ atomes).

Connaissant le numéro atomique $\mathcal{Z}$ (nombre de protons) et le nombre de masse $\mathcal{A}$ (nombre de nucléons), on peut déduire le nombre de neutrons, noté « $\mathcal{N}$ » :

$$\mathcal{N} = \mathcal{A} - \mathcal{Z}$$

Exemples :

- *L'hydrogène (symbole : H) est le 1er élément du tableau périodique, son numéro atomique ($\mathcal{Z}$) est 1, cela veut donc dire qu'il possède 1 proton. Son nombre de nucléons ($\mathcal{A}$) est aussi de 1, cela veut dire qu'il n'a aucun neutron car :*

$$\mathcal{N} = \mathcal{A} - \mathcal{Z} = 1 - 1 = 0$$

- *Le carbone (symbole : C) est le 6ème élément du tableau périodique, son numéro atomique ($\mathcal{Z}$) est 6, cela veut donc dire qu'il possède 6 protons. Son nombre de nucléons ($\mathcal{A}$) est de 12, cela veut dire qu'il possède 6 neutrons car :*

$$\mathcal{N} = \mathcal{A} - \mathcal{Z} = 12 - 6 = 6$$

Sur le tableau périodique, vous verrez que les colonnes sont numérotées de 1 à 18 en partant de celle de gauche. De même les lignes[5] sont numérotées de 1 à 7 en partant de celle du haut.

Les éléments sont aussi regroupés en familles. Il est important de connaître les premiers éléments de chacune de ces familles :

- la famille des « Alcalins » (1ère colonne) comprend le Lithium (Li), le Sodium (Na) et le Potassium (K),
- la famille des « Alcalino-terreux » (2ème colonne) comprend le Béryllium (Be), le Magnésium (Mg) et le Calcium (Ca),
- la famille des « Halogènes » (avant-dernière colonne) comprend le Fluor (F), le Chlore (Cl), le Brome (Br) et l'Iode (I),
- la famille des « Gaz nobles[6] » (dernière colonne) comprend l'Hélium (He), le Néon (Ne) et l'Argon (Ar).

Les autres familles ne sont pas à connaitre par coeur, elles ne sont données qu'à titre informatif.

La dernière valeur que l'on trouve fréquement dans les tableaux périodiques est l'électronégativité. Cette dernière valeur sera présentée plus amplement dans le chapitre suivant. Pour l'instant ne vous y attardez pas dessus.

A retenir

- ★ Tableau périodique (TP) = tableau contenant des infos sur chaque élément (A, Z, N)
- ★ A = nombre de nucléons = nombre de masse ≈ Masse molaire ($g.mol^{-1}$)
- ★ Z = nombre de protons = numéro atomique
- ★ N = nombre de neutrons
- ★ 1ère colonne du TP = Alcalins = Li, Na, K
- ★ 2ème colonne du TP = Alcalino-terreux = Be, Mg, Ca
- ★ 17ème colonne du TP = Halogènes = F, Cl, Br, I
- ★ 18ème colonne du TP = Gaz nobles = He, Ne, Ar

5 Les lignes du tableau périodique sont appelées des « périodes ».

6 Dans les temps anciens, les gaz nobles étaient connus sous le nom de « gaz rares ». Cette désignation a été abandonnée lorsqu'on s'est aperçu que ces gaz étaient tous sauf rare ! A titre informatif, l'Hélium est l'élément le plus abondant dans l'Univers, après l'hydrogène bien sur ! En fait, l'apparente rareté de ces gaz est due à leur grande stabilité chimique qui les a rendu, pendant longtemps, indécelables par les chimistes.

2.4. Qu'est ce qu'un ion ?

Si le nombre d'électrons dans un atome est différent de son nombre de protons, cela implique que le nombre de charges négatives est différent du nombre de charges positives. Dans ce cas, la charge électrique de l'atome n'est plus neutre. On ne parle plus d'atome mais d'ion.

Si globalement le nombre de charges positives est supérieur au nombre de charges négatives, l'ion sera chargé positivement. Un ion chargé **positivement** s'appelle un **cation**.

Inversement si globalement le nombre de charges négatives est supérieur au nombre de charges positives, l'ion sera chargé négativement. Un ion chargé **négativement** s'appelle un **anion**.

Exemples :

- *L'hydrogène peut donner les deux types d'ions. D'après le tableau périodique, on a : Z = 1 et A = 1. L'hydrogène élémentaire possède donc 1 proton, 0 neutron et 1 électron. Le bilan des charges électriques est :*

  1 charge ⊕ + 1 charge ⊖ = aucune charge

  L'atome H n'est pas chargé électriquement, il est donc neutre.

- *Si l'hydrogène gagne un électron, il aura : 1 proton, 0 neutron et 2 électrons. Le bilan des charges électriques sera :*

  1 charge ⊕ + 2 charges ⊖ = 1 charge ⊖

  L'ion possédera une charge électrique négative, ce sera donc un anion. L'anion de l'hydrogène est appelé ion hydrure et est noté H^-.

- *Si l'hydrogène perd un électron, il aura 1 proton, 0 neutron et 0 électron. Le bilan des charges électriques sera :*

  1 charge ⊕ + 0 charge ⊖ = 1 charge ⊕

  L'ion possédera une charge électrique positive, ce sera donc un cation. Le cation de l'hydrogène correspond à un proton et est noté H^+.

Attention : La seule chose qui change entre un atome et ses ions est le **nombre d'électrons**. Si on change le nombre de protons on change d'élément ! Dites-vous que la Chimie consiste à échanger ou partager des électrons entre atomes. Si on change le nombre de protons d'un atome, on fait ce qu'on appelle une réaction nucléaire ! Donc on ne touche pas au nombre de protons en Chimie à moins de vouloir faire sauter sa cuisine ou son labo...

A retenir

- ★ Ion = molécule portant une charge électrique ⊕ ou ⊖
- ★ Cation = ion ⊕ = déficit d'électrons par rapport à l'atome neutre
- ★ Anion = ion ⊖ = excès d'électrons par rapport à l'atome neutre

2.5. Qu'est ce qu'un isotope ?

Comme on vient de le voir le nombre de neutrons n'influe ni sur le nom de l'atome, ni sur sa charge.

En fait pour un même élément (c'est-à-dire pour un nombre de protons donné), on peut avoir des atomes ayant un **nombre de neutrons différents**. On appelle ces atomes des **isotopes**.

Comme nous l'avons vu, la masse d'un atome dépend entre autre de son nombre de neutrons. Par conséquent, chaque isotope d'un même élément possède une masse molaire différente[7].

Exemples :

- *L'hydrogène possède deux autres isotopes : le deutérium et le tritium*

Hydrogène (^{1}H) : $\mathcal{Z} = 1$ et $\mathcal{A} = 1$ => 1 proton + 0 neutron

Deutérium (^{2}H ou D) : $\mathcal{Z} = 1$ et $\mathcal{A} = 2$ => 1 proton + 1 neutron

Tritium (^{3}H ou T) : $\mathcal{Z} = 1$ et $\mathcal{A} = 3$ => 1 proton + 2 neutrons

Les isotopes de chaque élément ne sont pas tous aussi **fréquents** dans la nature. Par convention, lorsqu'on fait référence à l'isotope le plus fréquent d'un élément, on marque son symbole seul (X). Lorsqu'on fait référence à un isotope peu fréquent, on écrit son symbole, précédé de son nombre $\mathcal{A}$ en exposant de la manière suivante « $^{\mathcal{A}}X$ ».

A retenir

★ Isotopes = même nombre de protons mais nombre de neutrons différent

2.6. Qu'est ce que la configuration électronique ?

La configuration électronique (ou structure électronique) d'un atome est la répartition de ses électrons en différentes couches autour du noyau.

Au cours de l'histoire, la représentation des atomes a grandement évoluée. L'un des premiers modèles atomiques[8] considérait le système noyau-électrons comme un système soleil-planètes, avec le noyau représentant le soleil et les électrons des planètes. Bien que faux, ce modèle a le grand avantage d'être facilement compréhensible et suffisant pour répondre aux exercices auxquels vous serez confrontés.

Les électrons composant le nuage électronique sont répartis en couches. Plus une couche est éloignée du noyau, plus elle est grande et plus elle peut contenir d'électrons.

La force d'attraction exercée par le noyau sur les électrons diminue au fur et à mesure que l'on s'éloigne du noyau. Chaque couche correspond donc à une énergie d'attraction[9]. Plus on s'éloigne du noyau, plus l'énergie de la couche sera faible.

Plusieurs modèles ont été développés afin de pouvoir déterminer facilement la configuration électronique d'un atome.

Le modèle le plus utile et le plus simple en Chimie Orga est le modèle KLMN. Ce modèle n'est pas aussi juste que des modèles plus complexes tels que celui des Orbitales Atomiques mais il est largement suffisant pour déterminer la configuration électronique des éléments utilisés en Chimie Orga (H, C, N, O, X).

---

7 La masse molaire donnée dans le tableau périodique correspond à une moyenne des masses molaires des différents isotopes pondérées par leur présence dans la nature. C'est pour ça que la masse molaire n'est pas un nombre entier.

8 Modèle du physicien danois Niels BOHR (1885-1962).

9 C'est la raison pour laquelle les « couches » d'électrons sont aussi appelées « niveaux d'énergie ».

A retenir

★ Configuration électronique = structure électronique
= répartition des électrons autour du noyau en différentes couches

2.7. Qu'est ce que le modèle KLMN ?

C'est un système permettant de déterminer la répartition des électrons d'un atome dans ses différentes couches (configuration électronique).

Chaque couche (niveau d'énergie) est représentée par une lettre entre parenthèse. La couche la plus proche du noyau porte la lettre K, la couche suivante porte la lettre L, puis M, puis N, etc. Le nombre d'électrons contenus dans la couche s'écrit en exposant après la lettre représentant la couche.

Comme on peut le voir dans le tableau ci-contre, chaque couche peut contenir un nombre maximum d'électrons.

Désignation de la couche	Nombre max d'électrons
K	2
L	8
M	18
N	32

La procédure pour écrire la configuration électronique d'un atome selon le modèle KLMN est la suivante :

❶ Déterminer le nombre total d'électrons de l'atome en fonction de son Numéro Atomique Z, donné dans le tableau périodique,

❷ Commencer par remplir la couche K en mettant le maximum d'électrons possibles dans cette couche.

❸ S'il reste encore des électrons, passer à la couche suivante et répéter le processus jusqu'à ce que tous les électrons aient été affectés à une couche.

Exemples :

- *L'hydrogène possède 1 électron ($Z = 1$). Sa configuration KLMN est donc : $(K)^1$*
- *Le carbone possède 6 électrons ($Z = 6$). Sa configuration KLMN est donc : $(K)^2(L)^4$*
- *L'azote possède 7 électrons ($Z = 7$). Sa configuration KLMN est donc : $(K)^2(L)^5$*
- *L'oxygène possède 8 électrons ($Z = 8$). Sa configuration KLMN est donc : $(K)^2(L)^6$*

Attention : Dans le cas d'un ion, le nombre électrons n'est plus égal au numéro atomique Z. Il ne faut pas oublier d'ajouter ou de retrancher le nombre de charges portées par l'ion.

Exemple :

- *L'anion de l'oxygène porte 2 charges négatives (O^{2-}). Il possède donc 10 électrons (Z + 2 charges négatives = 8 + 2 = 10). Sa configuration KLMN est donc : $(K)^2(L)^8$*

A retenir

★ Configuration électronique KLMN max = $(K)^2(L)^8(M)^{18}(N)^{32}$

2.8. Qu'est ce qu'une molécule ?

Il est grand temps de définir ce qu'est une molécule ! Une molécule est tout simplement la combinaison de plusieurs atomes résultant de la mise en commun de leurs électrons.

A retenir

★ Molécule = combinaison d'atomes par mise en commun de leurs électrons

2.9. Qu'est ce qu'une liaison?

En Chimie, il existe de nombreux types de liaisons entre atomes et/ou molécules.

On distingue trois types de liaisons fortes[10] : **covalente**, **ionique** et **métallique**.

De manière générale, lorsqu'on ne précise pas, quand on parle de liaison, on fait référence à une liaison simple « **covalente** ». Une liaison simple covalente consiste tout simplement au partage de deux électrons entre deux atomes.

Il existe aussi des liaisons covalentes doubles qui consistent au partage de 4 électrons entre deux atomes (deux électrons chacun). De même pour les liaisons covalentes triples, qui consistent au partage de 6 électrons entre deux atomes (trois électrons chacun).

Il existe aussi des liaisons « **ioniques** ». Ces liaisons sont dues à l'attraction électrique entre deux ions de charges électriques opposées : un ion portant une charge positive (cation) et un ion portant une charge négative (anion).

Les liaisons **métalliques** sont les liaisons entre atomes métalliques. Inutile pour vous d'en savoir plus.

Il existe aussi des liaisons **secondaires**[11] telles que les liaisons de Van Der Waals ou les liaisons Hydrogène. Nous reviendrons plus amplement sur ces liaisons particulières dans le chapitre 8.

Le nombre de liaison covalente que fait un atome avec un ou plusieurs autres atomes est défini par la règle du duet (s'il appartient à la première ligne du tableau périodique) ou par la règle de l'octet (s'il appartient à la deuxième ligne du tableau périodique).

A retenir

★ Liaisons fortes : covalente, ionique, métallique

★ Liaison covalente simple = partage de 2 électrons entre deux atomes

★ Liaison covalente double = partage de 2 x 2 électrons entre deux atomes

★ Liaison covalente triple = partage de 3 x 2 électrons entre deux atomes

---

10 Les liaisons fortes sont aussi parfois appelées liaisons « intramoléculaires » car comme son nom l'indique ce sont des liaisons entre atomes d'une même molécule (intra : à l'intérieur).

11 Les liaisons secondaires sont aussi parfois appelées liaisons « intermoléculaires » car comme son nom l'indique ce sont des liaisons entre atomes appartenant à des molécules différentes (inter : entre). Il est à noter cependant que dans certains cas très particuliers (cf chélate), on peut se trouver en présence d'une liaison secondaire qui soit aussi intramoléculaire... Cela reste cependant anecdotique, notamment lorsqu'on se cantonne à des petites molécules ne possédant pas une chaîne carbonée suffisamment longue et flexible pour se permettre de tels contorsions stériques...

2.10. Qu'est ce que la règle du duet et la règle de l'octet ?

Ce sont deux règles qui permettent de prévoir le nombre de liaisons que va faire un atome dans une molécule ainsi que le type d'ion que va faire un atome.

Au cours des réactions chimiques, les atomes réagissent pour obtenir une configuration électronique plus stable que la leur : ils tendent à acquérir la configuration électronique du gaz noble le plus proche d'eux dans le tableau périodique. Pour acquérir la structure électronique d'un gaz noble, un atome peut :

- soit perdre ou gagner des électrons afin de former un ion,

- soit mettre en commun ses électrons avec d'autres atomes afin de former une molécule.

Pour mieux comprendre la suite, prenez avec vous votre tableau périodique. Les éléments des deux premières colonnes du tableau périodique (alcalins et alcalino-terreux) ont tendance à perdre des électrons pour former des cations. A l'inverse, les éléments des dernières colonnes du tableau périodiques ont tendance à gagner des électrons pour former des anions.

Exemples :

- *Le lithium possède 3 électrons ($Z = 3$). Sa configuration KLMN est donc : $(K)^2(L)^1$. Le gaz noble le plus proche dans le tableau périodique est l'hélium dont la configuration KLMN est $(K)^2$. Pour acquérir la configuration électronique de l'hélium, le lithium va donc perdre un électron pour former le cation Li^+.*
- *Le fluor possède 9 électrons ($Z = 9$). Sa configuration KLMN est donc : $(K)^2(L)^7$. Le gaz noble le plus proche dans le tableau périodique est le néon dont la configuration KLMN est $(K)^2(L)^8$. Pour acquérir la configuration électronique du néon, le fluor va donc gagner un électron pour former l'anion F^-.*

La règle du duet s'applique uniquement à l'hydrogène (H). Cette règle stipule que l'hydrogène tend à être entouré de 2 électrons dans les molécules.

La règle de l'octet s'applique aux éléments de la deuxième ligne du tableau périodique (Li, Be, B, C, N, O, F). Cette règle stipule que les éléments tendent à être entourés de 8 électrons dans les molécules qu'ils forment.

A retenir

★ Règle du duet = atome entouré de 2 électrons dans molécule

★ Règle de l'octet = atome entouré de 8 électrons dans molécule

2.11. Qu'est ce que la couche de valence ?

La couche de valence est la dernière couche occupée par les électrons (c'est-à-dire celle qui est la plus éloignée du noyau). Seuls les électrons de la couche de valence interviennent lors des réactions chimiques. C'est le nombre d'électrons célibataires contenus dans cette couche qui détermine le nombre de liaisons que fera un atome dans une molécule[12].

Pour déterminer le nombre d'électrons célibataires de la couche de valence, on commence par déterminer la configuration électronique de l'atome selon le modèle KLMN.

Ensuite, si l'atome appartient à la deuxième ligne du tableau périodique (règle de l'octet), on fait le calcul suivant :

$$n_{célibataire} = 8 - n_{total}$$

Avec
$n_{célibataire}$: nombre d'électrons célibataires de la couche de valence
n_{total} : nombre total d'électrons de la couche de valence

Attention : Dans le cas de l'hydrogène, on doit utiliser la règle du duet et on doit donc remplacer le « 8 » de l'équation précédente par un « 2 ».

Les autres électrons (ceux qui n'appartiennent pas à la dernière couche) sont appelés « électrons de coeur ».

Exemples :

- *La configuration électronique de l'hydrogène est $(K)^1$. Il ne possède qu'un électron dans sa couche de valence. Comme il appartient à la première ligne du tableau périodique, on utilise la règle du duet, d'où : 2 - 1 = 1 électron célibataire. L'hydrogène ne formera donc qu'un seule liaison.*
- *La configuration électronique du carbone est $(K)^2(L)^4$. Il possède 4 électrons dans sa couche de valence. Comme il appartient à la deuxième ligne du tableau périodique, on utilise la règle de l'octet, d'où : 8 - 4 = 4 électrons célibataires. Le carbone formera donc 4 liaisons.*
- *La configuration électronique de l'azote est $(K)^2(L)^5$. Il possède 5 électrons dans sa couche de valence. Comme il appartient à la deuxième ligne du tableau périodique, on utilise la règle de l'octet, d'où : 8 - 5 = 3 électrons célibataires. L'azote formera donc 3 liaisons.*
- *La configuration électronique de l'oxygène est $(K)^2(L)^6$. Il possède 6 électrons dans sa couche de valence. Comme il appartient à la deuxième ligne du tableau périodique, on utilise la règle de l'octet, d'où : 8 - 6 = 2 électrons célibataires. L'oxygène formera donc 2 liaisons.*

A retenir

★ Couche de valence = Dernière couche occupée par des électrons

★ Nombre d'électrons célibataires de la couche de valence = Nombre de liaisons de l'atome dans une molécule

2.12. Qu'est ce que la Chimie ?

Ca y est vous êtes arrivés à la fin de ce chapitre ! On peut enfin répondre à la grande question qui fait office de titre à ce chapitre « Qu'est ce que la Chimie ? ».

Et bien, la Chimie, c'est tout simplement **la science qui étudie les réactions entre atomes, ions et molécules afin de former d'autres molécules**. Comme je vous l'ai déjà expliqué, toutes les réactions chimiques ne sont que des échanges ou des partages d'électrons entre atomes.

---

12 Le lien entre valence et liaison se retrouve d'ailleurs dans la désignation du nombre de liaison que fait un atome. Un atome ne faisant qu'une seule liaison est dit « monovalent », un atome faisant deux liaisons est dit « bivalent », trois liaisons « trivalent », quatre liaisons « tétravalent », etc.

Qu'est ce que la Chimie ? 1/2

Atome

- ★ Atome = Noyau + Nuage électronique
- ★ Noyau = Nucléons = Protons + Neutrons
- ★ Nuage électronique = Ensemble des électrons répartis en couches
- ★ Proton = charge ⊕
- ★ Neutron = pas de charge
- ★ Electron = charge ⊖
- ★ Nombre de protons = Nombre d'électrons

Elément

- ★ Chaque élément est défini par son nombre de protons (charge ⊕)

Tableau périodique

- ★ Tableau périodique (TP) = tableau contenant des infos sur chaque éléments (A,Z, N)
- ★ A = nombre de nucléons = nombre de masse ≈ Masse molaire ($g.mol^{-1}$)
- ★ Z = nombre de protons = numéro atomique
- ★ N = nombre de neutrons
- ★ 1ère colonne du TP = Alcalins = Li, Na, K
- ★ 2ème colonne du TP = Alcalino-terreux = Be, Mg, Ca
- ★ 17ème colonne du TP = Halogènes = F, Cl, Br, I
- ★ 18ème colonne du TP = Gaz nobles = He, Ne, Ar

Ion

- ★ Ion = molécule portant une charge électrique ⊕ ou ⊖
- ★ Cation = ion ⊕ = déficit d'électrons par rapport à l'atome neutre
- ★ Anion = ion ⊖ = excès d'électrons par rapport à l'atome neutre

Notes

Qu'est ce que la Chimie ? 2/2

Isotopes

- ★ Isotopes = même nombre de protons mais nombre de neutrons différent

Configuration électronique

- ★ Configuration électronique = structure électronique = répartition des électrons autour du noyau en différentes couches

Modèle KLMN

- ★ Configuration électronique KLMN max = $(K)^2(L)^8(M)^{18}(N)^{32}$

Molécule

- ★ Molécule = combinaison d'atome par mise en commun d'électrons

Liaison

- ★ Liaisons fortes : covalente, ionique, métallique
- ★ Liaison covalente simple = partage de 2 électrons entre deux atomes
- ★ Liaison covalente double = partage de 2 x 2 électrons entre deux atomes
- ★ Liaison covalente triple = partage de 3 x 2 électrons entre deux atomes

Règle du duet et règle de l'octet

- ★ Règle du duet = atome entouré de 2 électrons dans molécule
- ★ Règle de l'octet = atome entouré de 8 électrons dans molécule

Couche de valence

- ★ Couche de valence = Dernière couche occupée par les électrons
- ★ Nombre d'électrons célibataires de la couche de valence = Nombre de liaisons de l'atome dans une molécule

Notes

Attention : Les exercices qui suivent nécessitent que vous vous munissiez de votre tableau périodique découpable fourni au début de ce chapitre.

Exercice 1

Lesquelles de ces propositions sont exactes ?

A ☐ Le carbone possède 12 électrons

B ☐ Le carbone possède 12 nucléons

C ☐ $\mathcal{A} = 6$

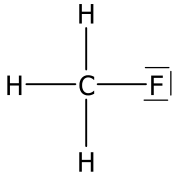
D ☐ Le carbone possède 6 protons

E ☐ $\mathcal{Z} = 12$

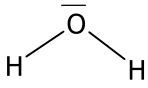
F ☐ La masse molaire du carbone est d'environ 12 $g.mol^{-1}$

Exercice 2

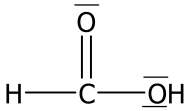
Quelles sont les molécules qui ne respectent pas la règle de l'octet ?



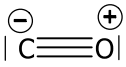
A ☐



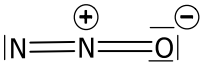
B ☐



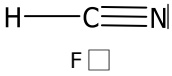
C ☐



D ☐



E ☐



F ☐

Exercice 3

Lesquelles de ces propositions sont exactes ?

A ☐ L'oxygène possède 6 électrons

B ☐ Le carbone possède 4 électrons dans sa couche de valence

C ☐ L'azote possède 5 électrons dans sa couche de valence

D ☐ Le chlore possède 7 électrons

E ☐ Le fluor possède 9 électrons dans sa couche de valence

F ☐ L'hydrogène possède 1 électron dans sa couche de valence

Correction 1

Lesquelles de ces propositions sont exactes ?

A ☒ B ☑ C ☒ D ☑ E ☒ F ☑

A ☒ Le carbone possède 12 électrons

D'après le tableau périodique, le numéro atomique du carbone est $\mathcal{Z}$ = 6 ce qui veut dire que le carbone possède 6 protons. Or, on sait que les atomes sont neutres (charge électrique = 0) ce qui implique que « charges positives = charges négatives » d'où « nombre de protons = nombre d'électrons ». Par conséquent, le carbone possède 6 électrons.

B ☑ Le carbone possède 12 nucléons

D'après le tableau périodique, le nombre atomique du carbone est $\mathcal{A}$ = 12 ce qui veut dire que le carbone possède 12 nucléons.

C ☒ $\mathcal{A} = 6$

D'après le tableau périodique, le nombre atomique du carbone est $\mathcal{A}$ = 12.

D ☑ Le carbone possède 6 protons

D'après le tableau périodique, le numéro atomique du carbone est $\mathcal{Z}$ = 6 ce qui veut dire que le carbone possède 6 protons.

E ☒ $\mathcal{Z} = 12$

D'après le tableau périodique, le numéro atomique du carbone est $\mathcal{Z}$ = 6.

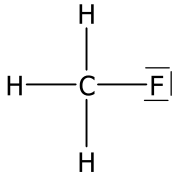
F ☑ La masse molaire du carbone est d'environ 12 $g.mol^{-1}$

D'après le tableau périodique, le nombre atomique du carbone est $\mathcal{A}$ = 12. Or, on sait que le nombre atomique est approximativement égal à la masse molaire de l'élément correspondant. La masse molaire du carbone est donc bien d'environ 12 $g.mol^{-1}$.

Correction 2

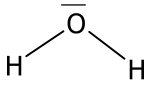
Quelles sont les molécules qui ne respectent pas la règle de l'octet ?

A ☑ B ☒ C ☒ D ☑ E ☒ F ☑



A ☑

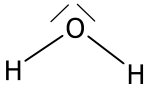
La règle de l'octet est bien respectée puisque le C et le F sont bien entourés de 8 électrons chacun (4 liaisons pour le C, 1 liaison + 3 doublets d'électrons pour le F).

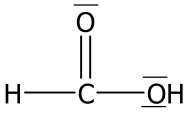


B ☒

La règle de l'octet n'est pas respectée pour le O car il n'est entouré que de 6 électrons (2 liaisons + 1 doublet d'électrons).

La représentation correcte de la molécule d'eau est la suivante :

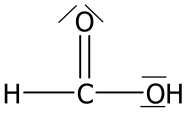


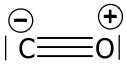


C ☒

La règle de l'octet n'est pas respectée pour un des O car il n'est entouré que de 6 électrons (2 liaisons + 1 doublet d'électrons).

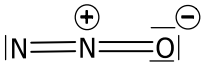
La représentation correcte de cette molécule est la suivante :





D ☑

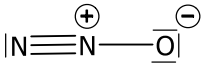
La règle de l'octet est bien respectée puisque le C et le O sont bien entourés de 8 électrons chacun (3 liaisons + 1 doublet d'électrons dans les deux cas).

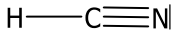


E ☒

La règle de l'octet n'est pas respectée pour le N de gauche et le O car ils sont respectivement entourés de 6 et 10 électrons (2 liaisons + 1 doublet d'électrons pour le N, 2 liaisons + 3 doublets d'électrons pour le O).

La représentation correcte de cette molécule est la suivante :





F ☑

La règle de l'octet est bien respectée puisque le C et le N sont bien entourés de 8 électrons chacun (4 liaisons pour le C, 3 liaisons + 1 doublet d'électrons pour le N).

Correction 3

Lesquelles de ces propositions sont exactes ?

A ☒ B ☑ C ☑ D ☒ E ☒ F ☑

A ☒ L'oxygène possède 6 électrons

D'après le tableau périodique, le numéro atomique de l'oxygène est $\mathcal{Z}$ = 8 ce qui veut dire que le l'oxygène possède 8 protons et donc 8 électrons.

B ☑ Le carbone possède 4 électrons dans sa couche de valence

D'après le tableau périodique, le numéro atomique du carbone est $\mathcal{Z}$ = 6 ce qui veut dire que le carbone possède 6 protons et donc 6 électrons. Ces électrons sont répartis en plusieurs couches (configuration électronique). Le moyen le plus simple pour déterminer la configuration électronique du carbone est d'utiliser le système KLMN.

La configuration électronique du carbone est : $(K)^2(L)^4$

Comme on peut le voir, la couche de valence (dernière couche occupée, ici L) du carbone contient bien 4 électrons.

C ☑ L'azote possède 5 électrons dans sa couche de valence

D'après le tableau périodique, le numéro atomique de l'azote est $\mathcal{Z}$ = 7 ce qui veut dire que l'azote possède 7 protons et donc 7 électrons.

De même que précédemment, on détermine la configuration électronique de l'azote : $(K)^2(L)^5$.

On en conclut que la couche de valence de l'azote contient bien 5 électrons.

D ☒ Le chlore possède 7 électrons

D'après le tableau périodique, le numéro atomique du chlore est $\mathcal{Z}$ = 17 ce qui veut dire que le le chlore possède 17 protons et donc 17 électrons.

E ☒ Le fluor possède 9 électrons dans sa couche de valence

D'après le tableau périodique, le numéro atomique du fluor est $\mathcal{Z}$ = 9 ce qui veut dire que le fluor possède 9 protons et donc 9 électrons.

On détermine la configuration électronique du fluor : $(K)^2(L)^7$.

On en conclut que la couche de valence du fluor contient 7 électrons et pas 9.

F ☑ L'hydrogène possède 1 électron dans sa couche de valence

D'après le tableau périodique, le numéro atomique de l'hydrogène est $\mathcal{Z}$ = 1 ce qui veut dire qu'il ne possède qu'un seul proton et donc un seul électron.