



Université de Batna 2 (UB2)
Faculté des sciences de la nature et de la vie
Département : Socle commun SNV
1^{ère} année (L1)

Chimie générale et organique

Chapitre II : L'atome

Partie 1 : Composition et énergie de liaison.

Partie 2 : Configuration électronique.

Partie 3 : Classification périodique.

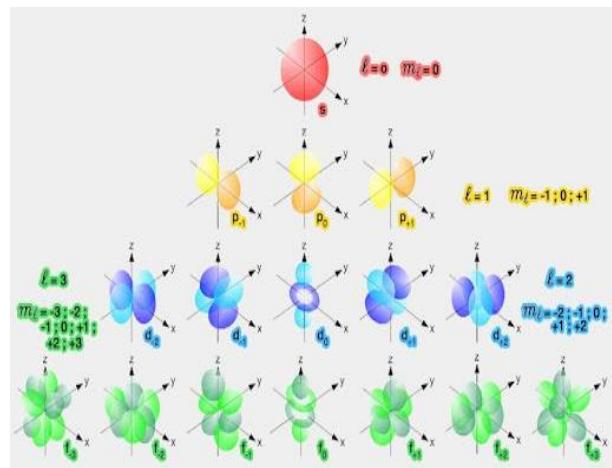
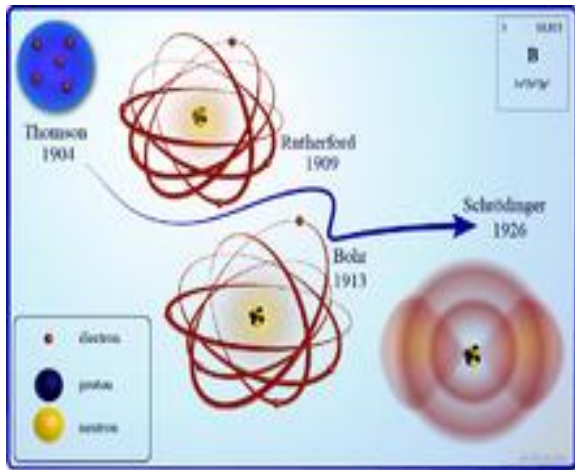


TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

1																		18	
1																		2	
1																		2	
2																		10	
2																		10	
3																		18	
3																		18	
4																		18	
4																		18	
5																		18	
5																		18	
6																		18	
6																		18	
7																		18	
7																		18	
8																		18	
8																		18	
9																		18	
9																		18	
10																		18	
10																		18	
11																		18	
11																		18	
12																		18	
12																		18	
13																		18	
13																		18	
14																		18	
14																		18	
15																		18	
15																		18	
16																		18	
16																		18	
17																		18	
17																		18	
18																		18	
18																		18	

Masse atomique → 55.845 26 ← Numéro atomique (nombre de protons dans le noyau)
 Symbole chimique → **Fe**
 Nom → fer

Sources : IFAPC, Wikimedia Commons

Année universitaire : 2020-2021

Dr. BENCHERCHAR.I

Partie 1 : Composition et énergie de liaison.

I-1- Historique

La notion d'atome apparaît avec le philosophe **Démocrite**. Il fait l'hypothèse que la matière est composée de particules élémentaires, indivisibles qu'il nomme **atomes**.

Pour Démocrite, les atomes sont éternels et immuables. Il explique la variété des matières qui nous entoure par l'infinité de formes que peuvent prendre les atomes.

L'opposition d'**Aristote** à cette intuition conduit à l'abandon de la notion d'atome. La matière reste donc constituée de quatre "éléments" : le feu, l'air, la terre et l'eau.

L'hypothèse de Démocrite est reprise en 1805 par **John Dalton**. Selon lui, l'atome se limite à une sphère dure, pleine de matière. Il explique les réactions chimiques comme des assemblages ou des réarrangements d'atomes.

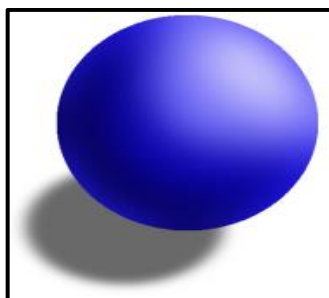


Figure 01 : L'atome de John Dalton.

John Joseph Thomson (1897) est le premier à découvrir les composants de l'atome et à les différencier selon leur charge électrique. Il met en évidence la présence des électrons et montre que ces particules sont chargées négativement. L'atome étant neutre, il propose un modèle où la charge positive est répartie dans une sphère parsemée d'électrons chargés négativement.

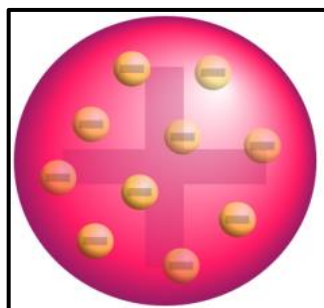


Figure 02 : L'atome de Thomson.

Au début du XX^{ème} siècle, les modèles de l'atome font apparaître deux zones bien distinctes : **le noyau** qui contient l'ensemble des charges positives et le nuage électronique qui contient **les électrons**.

Différents modèles vont cohabiter. Pour Rutherford (1911), les électrons sont répartis dans un nuage autour du noyau, alors que Bohr (1913) propose un modèle faisant intervenir la notion de couche électronique.

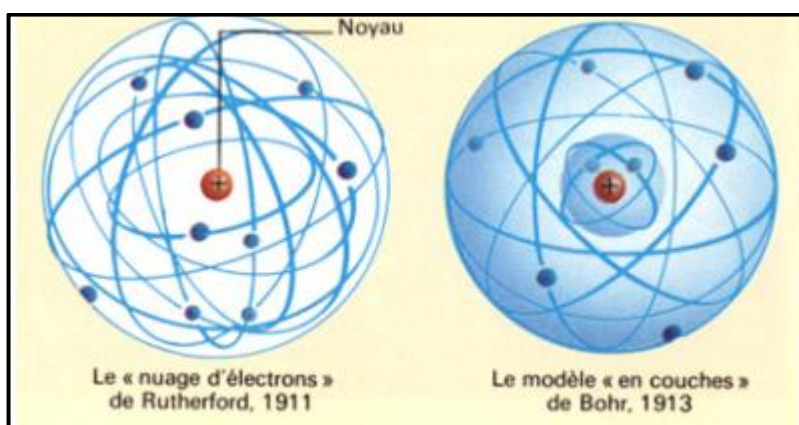


Figure 03 : l'atome de Rutherford et de Bohr.

I-2- Composition de l'atome :

L'atome peut être représenté comme une sphère dont la taille est de l'ordre du milliardième de mètre (10^{-10} m). Il se compose de deux grandes parties qui diffèrent par leurs charges électriques.

I-2-1- Le noyau de l'atome : sa partie centrale, il contient les particules chargées positivement et peut être assimilé à une sphère dont les dimensions sont de l'ordre de 10^{-15} m.

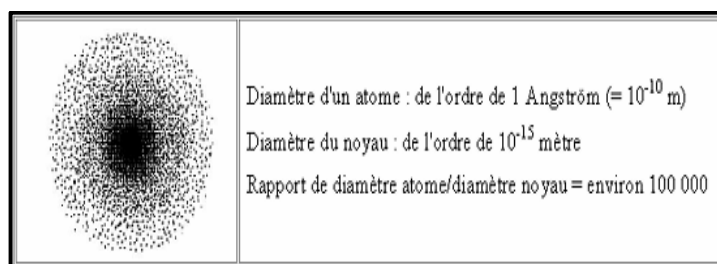


Figure 04 : Diamètre de l'atome.

- Le noyau est lui-même composé de particules, appelées **nucléons** formés de neutrons et de protons.
- **Les neutrons** sont des particules neutres alors que **les protons** sont chargés positivement

I-2-2- Le nuage électronique : sa partie périphérique, il contient les particules chargées négativement : Les électrons.

La taille d'un atome est de l'ordre de 10^{-10} m. Entre le noyau et le cortège électronique, on trouve du **vide**. L'essentiel du volume d'un atome est donc occupé par du **vide**.

Particules	Symbole	Charge q (Coulomb)	Masse m (Kg)
électron	é	$q_e = -e = -1,602 \times 10^{-19}$	$m_e = 9,109 \times 10^{-31}$
proton	P	$q_p = +e = +1,602 \times 10^{-19}$	$m_p = 1,673 \times 10^{-27}$
neutron	N	$q_N = 0$	$m_N = 1,675 \times 10^{-27}$

I-3- La notation symbolique de Berzelius

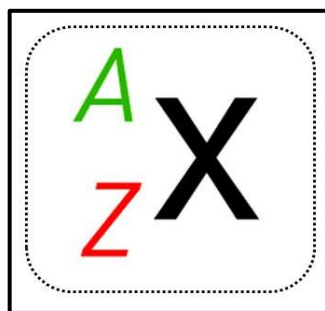


Figure 05 : Notation symbolique.

La notation symbolique ci-dessus permet de regrouper les informations nécessaires à la connaissance complète de la composition d'un atome.

- **X** : Symbole de l'élément chimique correspondant.
- **Z** : Numéro atomique de l'atome, il correspond au nombre de protons.
- **A** : Nombre de masse, c'est le nombre de nucléons du noyau, c'est à dire le nombre de protons et de neutrons.

Ainsi, un tel atome contient dans son noyau **Z protons** et **A-Z neutrons**.

Son nuage électronique est composé de **Z électrons** puisqu'il est électriquement **neutre**.

On peut retrouver l'ensemble des éléments chimiques associés à leur numéro atomique dans le tableau périodique des éléments.

❖ Exemples 1 : $^{16}_8\text{O}$

Comme l'atome est électriquement neutre. Il possède donc le même nombre de protons que d'électrons : $Z = P = 8$.

Le nombre de neutrons est alors $N = A - P = 16 - 8 = 8$. Le noyau de l'oxygène contient alors 8 protons et 8 neutrons.

❖ Exemple 2 : $^{16}_8\text{O}^{2-}$

$P = 8$, $N = A - P = 16 - 8 = 8$. $Z = P + 2 = 8 + 2 = 10$

8 protons 8 neutrons et 10 électrons car **anion**.

❖ Exemple 3 : $^{56}_{26}\text{Fe}$

$Z = P = 26$, $N = A - P = 56 - 26 = 30$.

26 protons 30 neutrons et 26 électrons car neutre.

❖ Exemple 4 : $^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$

$P = 26$, $N = A - P = 56 - 26 = 30$. $Z = P - 3 = 26 - 3 = 23$

26 protons 30 neutrons et 23 électrons car **cation**

Remarque : le calcul de nombre des électrons.

Dans le cas d'un **cation** : $Z = P -$ le nombre de charge.

Dans le cas d'un **anion** : $Z = P +$ le nombre de charge.

I-4- La masse d'un atome

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

$$m_{\text{atome}} = (n_P \times m_P) + (n_N \times m_N) + (n_e \times m_e).$$

Avec m_{atome} : masse d'un atome (kg) ; n_P : nombre de proton ; m_P : masse d'un proton ;
 n_N : nombre de neutron ; m_N : masse d'un neutron ; n_e : nombre d'électron ; m_e : masse d'un électron.

$$m_P = 1,673 \times 10^{-27} \text{ kg}; m_N = 1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}; m_e = 9,109 \times 10^{-31} \text{ kg}.$$

La masse d'un atome X symbolisé par ^A_ZX , on a vu qu'il était composé de Z protons de masse m_P , de A-Z neutrons de masse m_N et de Z électrons de masse m_e .

La masse de l'atome s'obtient donc de la façon suivante :

$$m\left(^A_Z\text{X}\right) = \underbrace{Z \times m_p}_{\text{masse des protons}} + \underbrace{(A - Z) \times m_n}_{\text{masse des neutrons}} + \underbrace{Z \times m_{e^-}}_{\text{masse des électrons}}$$

➤ Les protons et les neutrons ont des masses très proches.

➤ Les électrons ont une masse très faible comparée à celle des nucléons :

$m_P / m_e = 1,673 \times 10^{-27} / 9,109 \times 10^{-31} \approx 1800$, un proton est donc environ 1800 fois plus massif qu'un électron.

En considérant donc que le proton et le neutron ont des masses similaires, $m_{\text{nucleons}} \approx 1,67 \times 10^{-27} \text{kg}$, et en négligeant la masse des électrons, on obtient l'expression simplifiée suivante :

$$m \left({}^A_Z X \right) = A \times m_{\text{nucléon}}$$

I-5- L'unité de masse atomique

La masse d'un atome est très petite, les scientifiques ont convenu d'utiliser une unité de mesure de masse atomique. Plusieurs atomes ont été utilisés comme étalon (^1H , ^{16}O , etc.), mais depuis 1961, par convention, c'est le ^{12}C qui sert d'étalon.

L'unité de masse atomique est par définition le $1/12^{\text{ème}}$ de la masse d'un atome de carbone 12. Comme la masse d'une mole de carbone 12 est de 12 g et qu'il y a N_A atomes dans une mole, alors : 1 u.m.a représente $(1/12) \times (12) / 6,022 \cdot 10^{23} = 1 / 6,022 \cdot 10^{23} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{g} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{Kg}$.

Une unité de masse atomique (notée u ou u.m.a) correspond à $1.66 \times 10^{-27} \text{kg}$, soit environ la masse d'un proton ou d'un neutron.

$$1 \text{ u.m.a} = 1.66 \times 10^{-27} \text{ kg.}$$

I-6- Isotopie

I-6-1- Définition

Les isotopes sont des atomes de même nature chimique dont le noyau possède le même nombre de protons (Z) mais ils diffèrent du nombre de neutrons ou du nombre de masse (A). Ils possèdent des propriétés chimiques identiques car ils ne diffèrent que par le nombre de neutrons de leur noyau.

Pour nommer un isotope, on dira le nom de l'élément suivi de son nombre de masse.

❖ **Exemple 1 :** $^{12}_6\text{C}$ et $^{13}_6\text{C}$

$^{12}_6\text{C}$: 6 protons + 6 neutrons. Le nom de l'isotope est Carbone 12.

$^{13}_6\text{C}$: 6 protons + 7 neutrons. Le nom de l'isotope est Carbone 13.

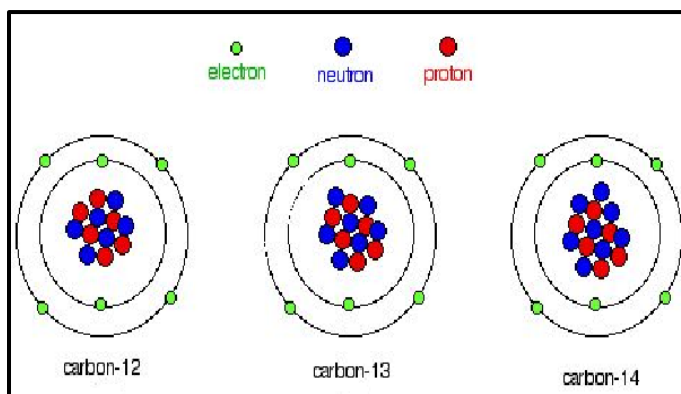


Figure 06 : Les isotopes de C.

❖ Exemple 2 :

L'hydrogène possède 3 isotopes naturels, qui portent tous le numéro atomique 1, mais qui ont des numéros de masse de 1, 2 et 3 respectivement.

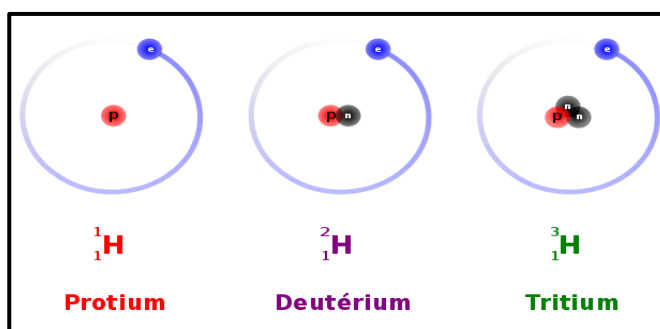


Figure 07 : Les isotopes de H.

I-6-2- Abondance isotopique (a)

La majorité des éléments existe à l'état naturel sous la forme d'un mélange de deux ou plusieurs isotopes. Dans presque tous les cas, la fraction molaire de ces isotopes dans le mélange est constante. L'**abondance isotopique d'un isotope** est la fraction molaire de cet isotope dans le mélange exprimée en %. La somme des abondances isotopiques est égale à 100.

La composition isotopique d'un élément est constituée des valeurs des abondances isotopiques des isotopes qui le composent.

❖ Exemple :

Chlore	$^{35}_{17}\text{Cl}$	75,77 %
	$^{37}_{17}\text{Cl}$	24,23 %

I-6-3- La masse atomique moyenne

La masse atomique moyenne d'un élément est la moyenne pondérée des masses de ses isotopes compte de leurs abondances.

Masse atomique moyenne = ((masse atomique de l'isotope 1 × abondance 1) + (masse atomique de l'isotope 2 × abondance 2) + ...) / 100

$$M_{AM} = (M_1 \times a_1) + (M_2 \times a_2) + (M_3 \times a_3) + \dots / 100$$

❖ Exemple :

L'élément chlore (Cl) est composé de 2 isotopes ; le chlore 35 d'abondance relative = 75,77 % et de masse = 34,9689 u.m.a et le chlore 37 d'abondance relative = 24,23 % et de masse = 36,9659 u.m.a.

La masse atomique moyenne du chlore (M_{AM}) = (34,9689 × 75,77) + (36,9659 × 24,23) / 100 = 35,453 u.m.a.

Remarque : Les masses atomiques qu'on trouve sur le tableau périodique correspondent à la masse moyenne des isotopes de l'élément dans la nature

I-7- Energie de liaison des nucléons dans le noyau (le rapport masse et énergie)

I-7-1- Défaut de masse (Δm)

On appelle défaut de masse la différence entre la masse d'un noyau et la somme des masses des particules qui le composent.

❖ Exemple

Le $^{12}_6\text{C}$: A = 12 donc N = 6 et P = 6.

La masse des particules ($m_{\text{nucléons}}$) = (6 × 1.00866) + (6 × 1.00727) = 12.09558 u.m.a. La masse du noyau (m_{noyau}) = 12.0107 u.m.a.

On constate que la masse des particules constituantes > la masse de noyau.

La différence entre la masse des nucléons et la masse du noyau s'appelle le défaut de masse, et est notée Δm Pour un nucléide, le défaut de masse s'écrit donc :

$$\Delta m = \text{masse des particules} - \text{masse du noyau.}$$

$$\Delta m = m_{\text{nucléons}} - m_{\text{noyau}}$$

Pour l'exemple précédant (le carbone 12) :

$$\Delta m = 12.09558 \text{ u.m.a.} - 12.0107 \text{ u.m.a.} = 0.08488 \text{ u.m.a.}$$

Le défaut de masse est toujours positif $\Delta m > 0$.

I-7-2- L'énergie de liaison E_l

L'énergie de liaison est l'énergie qu'il faut fournir à un noyau au repos pour le dissocier en nucléons isolés et immobiles :

$$E_l + (m_{\text{noyau}} \times C^2) = m_{\text{nucléons}} \times C^2 \text{ donc } E_l = (m_{\text{nucléons}} - m_{\text{noyau}}) \times C^2.$$

$$\text{On a } m_{\text{nucléons}} - m_{\text{noyau}} = \Delta m \text{ donc } E_l = \Delta m \times C^2$$

(C : la vitesse de la lumière dans le vide. = $3,00 \times 10^8$ m/s).

$$E_l \text{ en joule (J)} = \Delta m \text{ en (Kg)} \times C^2 \text{ en (m}^2/\text{s}^2)$$

L'unité d'énergie utilisée en physique nucléaire est l'électron-volt (eV) et ses multiples (keV, MeV, GeV) : $1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$. $1 \text{ u.m.a} = 931,5 \text{ MeV}/C^2$

I-7-3- Energie de liaison par nucléon

Pour juger de la stabilité d'un noyau et pour comparer les différents types de noyaux entre eux, il est nécessaire de considérer l'énergie moyenne de liaison par nucléons,

soit : E_l / A .

Cette énergie correspond à l'énergie nécessaire pour arracher un nucléon au noyau.

On l'exprimera généralement en MeV/nucléon

Un noyau est d'autant plus stable que son énergie de liaison par nucléon est grande.

Partie 2 : Configuration électronique.

II-1- Modèle atomique de la mécanique quantique

Erwin Schrödinger (1887-1961) concevait un nouveau système de mécanique, désigné mécanique quantique, fondé sur les propriétés corpusculaires et ondulatoires de la matière.

Les fonctions d'onde ou orbitales représentent les solutions à l'équation de Schrödinger et sont caractérisées par un ensemble de nombres, désignés **nombres quantiques**. Un seul nombre quantique suffit pour préciser le niveau d'énergie de l'électron de l'hydrogène ; par contre, il en faut nécessairement quatre pour caractériser les fonctions d'onde de cet atome et de tout atome polyélectronique

II-2- Les nombres quantiques

II-2-1- Nombre quantique principal (n)

Désigne le niveau d'énergie de l'électron par rapport au noyau. Ce nombre définit la dimension de l'orbitale et l'énergie qui lui est associée. Il précise la couche électronique à laquelle appartient l'électron. Plus n est petit, plus l'énergie est basse et plus l'orbitale a une petite taille. En conséquence, plus la valeur de n est élevée, plus l'électron est loin du noyau.

Le nombre quantique n peut prendre toutes les valeurs de nombres entiers positifs, soit de 1 jusqu'à l'infini ; dans ce dernier cas, l'électron n'appartient plus à un noyau.

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$$

La valeur de n	Le nom de la couche
1	K
2	L
3	M
4	N
5	O
6	P
7	Q

L'ensemble des électrons possédant le même n constitue une couche électronique.

$$\boxed{\text{Le nombre maximum d'électrons pour chaque couche} = 2 \times (n)^2}$$

La valeur de n	$2 \times (n)^2$	nombre maximum d'é
1	$2 \times (1)^2$	2
2	$2 \times (2)^2$	8
3	$2 \times (3)^2$	18
4	$2 \times (4)^2$	32

II-2-2- Nombre quantique secondaire (l)

Le nombre quantique secondaire détermine la forme de l'orbitale (ou du nuage électronique) et délimite son contour. Il spécifie en effet des sous-couches aux couches correspondant aux nombres quantiques principaux.

Le nombre quantique l peut prendre toutes les valeurs de nombres entiers, de 0 à (n-1).

$$0 \leq l \leq (n-1), l = 0, 1, 2, 3, \text{ etc., jusqu'à } (n-1)$$

n	l	Sous-couches
1	0	s
2	0	s
	1	p
3	0	s
	1	p
	2	d
4	0	s
	1	p
	2	d
	3	f

Chaque valeur de l détermine une forme spécifique d'orbitale

l	Sous-couche	Forme d'orbitale
0	s	Sphérique
1	p	Sablier
2	d	Sablier croisés
3	f	Multi-lobes complexe

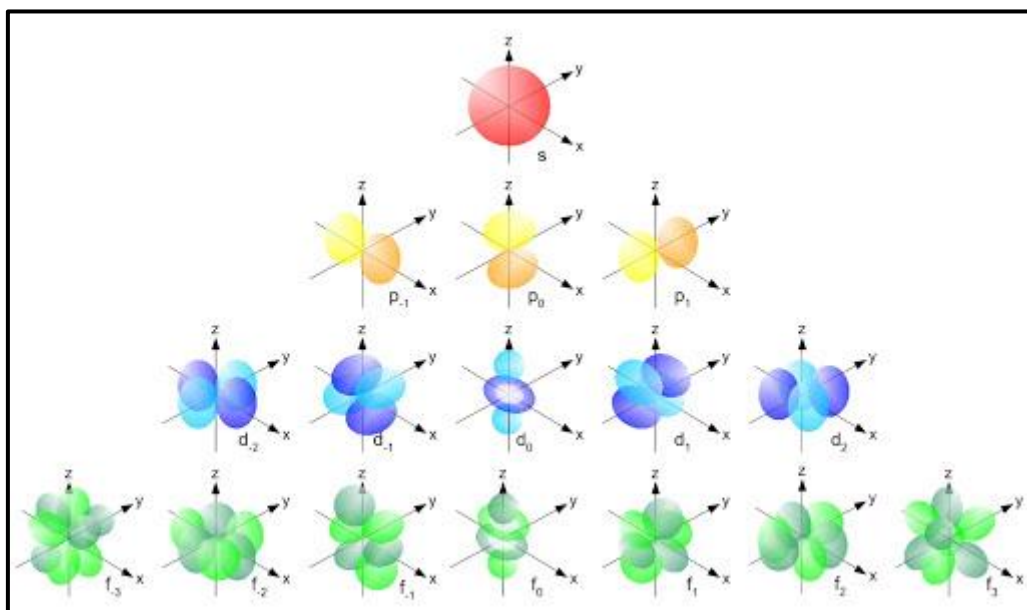


Figure 08 : Les orbitales atomiques.

Remarque : pour $n=1$ il existe une valeur de $l=0$ (1s). Pour $n=2$ il existe aussi une valeur de $l=0$ (2s), mais par comparaison, la taille de la sphère 2s est plus grande que celle 1s. Donc, plus la valeur de n est grande, plus la taille de la sphère l'est aussi.

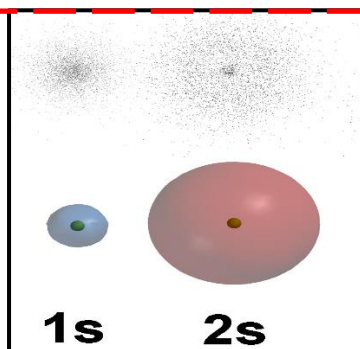


Figure 09 : La taille des orbitales atomiques 1s et 2s.

II-2-3- Nombre quantique magnétique (m)

Le nombre quantique magnétique précise l'orientation de l'orbitale par rapport à un champ magnétique externe. Il indique le nombre d'orbitales d'une sous couche.

Ce nombre quantique peut prendre toutes les valeurs, positives et négatives, ainsi que 0, jusqu'à l . $-l \leq m \leq +l$. Chaque sous-couche contient $2l + 1$ orbitales atomiques (nombre des cases quantique pour chaque sous couche).

les **cases quantiques** sont les places dans les orbitales atomiques qui peuvent être occupées par un électron, ou par une paire d'électrons de spin complémentaires.

n	Couche	l	Sous-couche	m	Nombre d'orbitales dans la sous couche $= 2 \times (l) + 1$	Les cases quantiques
1	K	0	1s	0	$2 \times (0) + 1 = 1$	<input type="checkbox"/>
2	L	0	2s	0	$2 \times (0) + 1 = 1$	<input type="checkbox"/>
		1	2p	-1,0,+1	$2 \times (1) + 1 = 3$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
3	M	0	3s	0	$2 \times (0) + 1 = 1$	<input type="checkbox"/>
		1	3p	-1,0,+1	$2 \times (1) + 1 = 3$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
		2	3d	-2,-1,0,+1,+2	$2 \times (2) + 1 = 5$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
4	N	0	4s	0	$2 \times (0) + 1 = 1$	<input type="checkbox"/>
		1	4p	-1,0,+1	$2 \times (1) + 1 = 3$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
		2	4d	-2,-1,0,+1,+2	$2 \times (2) + 1 = 5$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
		3	4f	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	$2 \times (3) + 1 = 7$	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>

	s (l=0)	p (l=1)	d (l=2)	f (l=3)
n=1				
n=2				
n=3				
n=4				
n=5				
n=6				
n=7				

Figure 10 : L'orientation des orbitales atomiques.

II-2-4- Nombre quantique de spin (S)

Le nombre quantique de spin définit le sens de l'orientation du champ magnétique créé par la rotation de l'électron sur lui-même par rapport à son axe. Puisque deux sens de rotation sont possibles, deux valeurs de spin sont autorisées, $+1/2$ et $-1/2$.

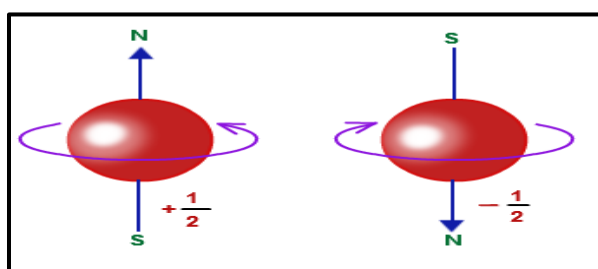


Figure 11 : les deux valeurs de spin.

	s = 2 e	l = 0	m = -1 0 +1
	p = 6 e	l = 1	m = -2 -1 0 +1 +2
	d = 10 e	l = 2	m = -3 -2 -1 0 +1 +2 +3
	f = 14 e	l = 3	m = -4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4

II-3- Détermination de l'état quantique d'un électron

L'état quantique de l'électron d'un atome est déterminé par un quadruplet (n, l, m, s)

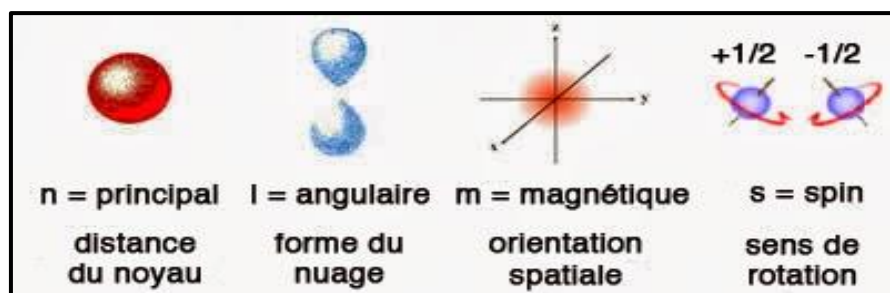


Figure 12 : Les quatre nombres quantiques.

n	l	La sous couche	Nombre maximum des é
1	0	1s	2
2	0	2s	2
	1	2p	6
3	0	3s	2
	1	3p	6
	2	3d	10
4	0	4s	2
	1	4p	6
	2	4d	10
	3	4f	14

II-4- Configurations électroniques

II-4-1- Définition



La configuration électronique d'un atome également appelée structure électronique ou formule électronique, est la façon de répartition des électrons (Z) sur les différentes orbitales. Elle se résume à une suite de symboles indiquant la valeur de nombre quantique principal (n), l'orbitale correspondant à la valeur du nombre quantique secondaire, désignés par les lettres s, p, d, f et le nombre d'électrons sur cette orbitale particulière.





II-4-2- Les règles de remplissage des orbitales atomiques

Le remplissage des cases quantiques ou orbitales atomiques doit respecter les trois règles suivantes : Principe de Pauli, principe de Hund et principe de l'énergie minimale (Klechkowski).

II-4-2-a- Principe d'exclusion de Pauli.

- Deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques.
- Deux électrons dans une même orbitale atomique doivent différer par leur nombre quantique de spin, qui ne peut prendre que deux valeurs, $S = +1/2$ (\uparrow) ou $-1/2$ (\downarrow).
- Une orbitale atomique ne peut "contenir" au maximum que 2 électrons ayant des spins opposés (antiparallèles) $\uparrow\downarrow$.
- Si l'orbitale ne contient qu'un électron, celui-ci est dit **célibataire**. 
- Une orbitale vide constitue une **lacune électronique**. 

❖ Exemple :

Les deux électrons de l'atome d'hélium ($Z = 2$) occupent la même orbitale 1s avec des spins de sens contraires $1s^2$.  ~~~~

II-4-2-b- Règle de Hund

- Pour une sous-couche donnée, la configuration électronique de plus basse énergie est obtenue en plaçant un maximum d'électrons de même spin (même valeur de S) dans des orbitales différentes (Principe d'exclusion de Pauli), avant d'apparier des électrons de spins opposés (valeurs de S opposées).
- Il faut utiliser le plus grand nombre possible d'orbitales dans une sous-couche.



- Il faut que les arrangements comportent le plus grand nombre de spins parallèles.



II-4-2-c- Règle de Klechkowski

- L'ordre croissant des sous-niveaux d'énergie est celui de $(n + l)$ croissant.
- Lorsque deux sous-niveaux ont la même valeur de $(n + l)$, le sous-niveau de plus basse énergie est celui ayant la plus petite valeur de n .

❖ Exemple :

Les deux sous-couches **4f** et **5d** ont la même valeur de $n + l$.

$$4f : n = 4 \text{ et } l = 3 \text{ donc } n + l = 7.$$

$$5d : n = 5 \text{ et } l = 2 \text{ donc } n + l = 7.$$

Le niveau de plus basse énergie est celui de $n = 4$.

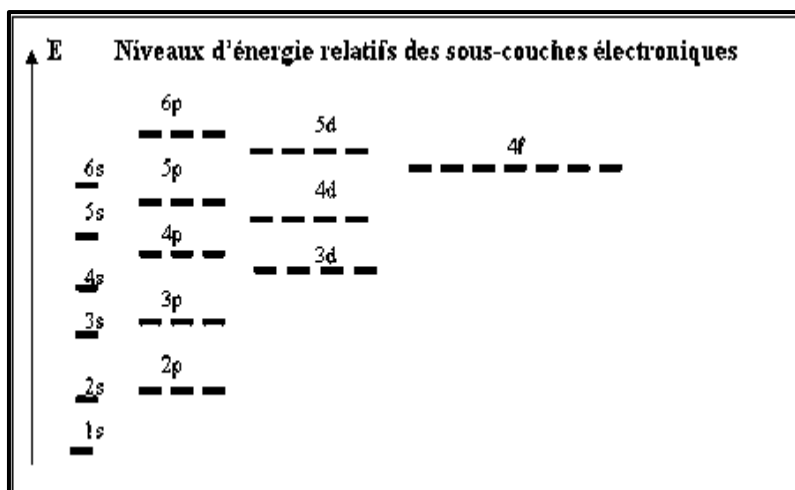


Figure 13 : Les niveaux énergétique des sous-couches.

L'Ordre de remplissage selon la règle de Klechkowski est représenté dans le schéma suivant

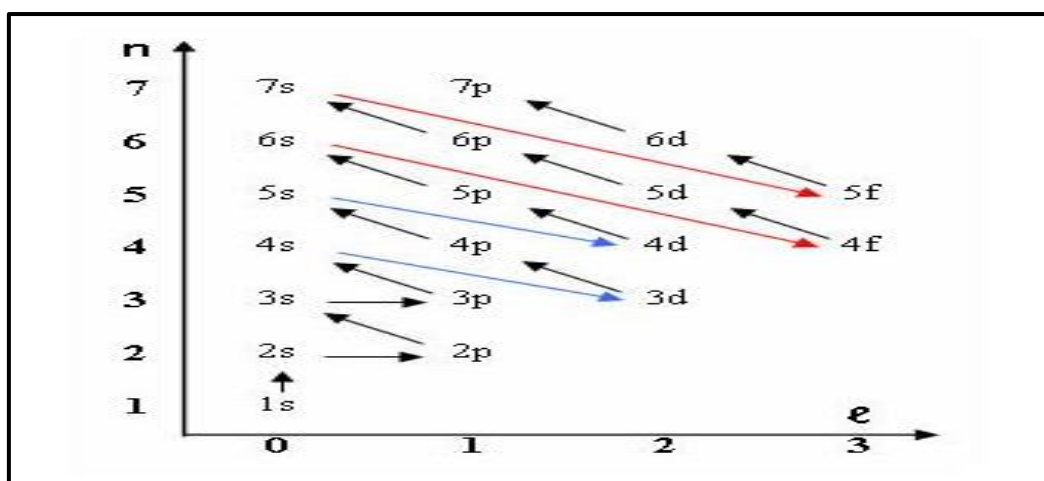
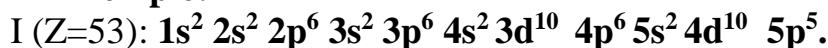


Figure 14 : La règle de Klechkowski.

L'ordre de remplissage des sous couches quantiques est alors :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

❖ **Exemple:**



➤ **Exceptions**

- Il existe certaines exceptions pour établir une configuration électronique d'un atome.
- Une sous-couche à moitié remplie conduit à une configuration de spin maximal, ce qui lui confère une certaine stabilité en vertu de la règle de Hund.

❖ Exemple :

Le chrome ($Z=24$) a une configuration électronique $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$, et non $[\text{Ar}] 3d^4 4s^2$. De la même façon, le cuivre ($Z=29$) a une configuration électronique $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$, et non $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$, ce qui permet d'avoir la couche 3d pleine et la couche 4s à demi-pleine.

Généralement, les exceptions se trouvent lors que les configurations électroniques sont du type :

$(n-1) d^4 ns^2$ remplacé par $(n-1) d^5 ns^1$

$(n-1) d^9 ns^2$ remplacé par $(n-1) d^{10} ns^1$

II-4-3- Les 3 types de la configuration électronique

II-4-3-a- Représentation dans un diagramme énergétique.

Le diagramme est présenté par un axe vertical pointant vers le haut qui illustre l'énergie croissante. Ensuite, chaque trait horizontal simule une orbitale et se hiérarchise en fonction de leur énergie. Enfin, la flèche verticale représente l'électron.

↑:électron de $S= +1/2$ et ↓:électron de $S= -1/2$.

↑↓: deux électrons décrits par la même OA (doublet d'électrons appariés) ont nécessairement des nombres quantiques de spin opposés (« spins anti-parallèles ») pour respecter le principe d'exclusion de Pauli. Le diagramme suivant représente la configuration électronique de l'atome de carbone ($Z=6$).

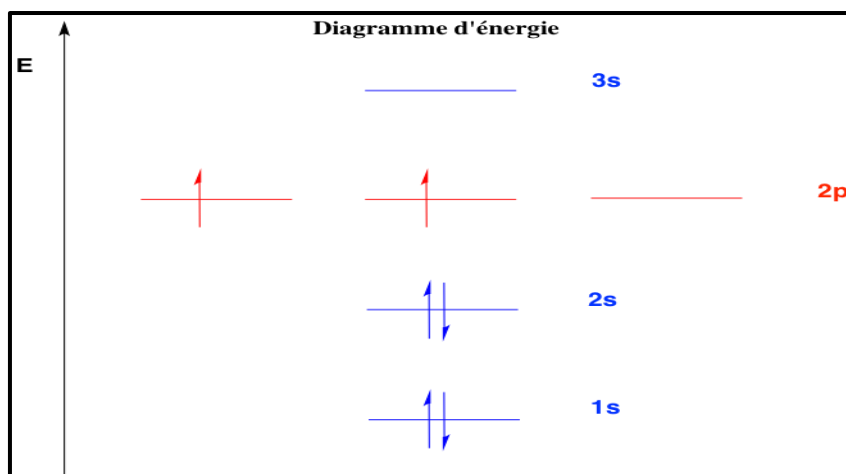


Figure 15 : Le diagramme énergétique de l'atome de C.

II-4-3-b- Représentation dans des cases quantiques

Les cases sont placées de gauche à droite par ordre croissant d'énergie,

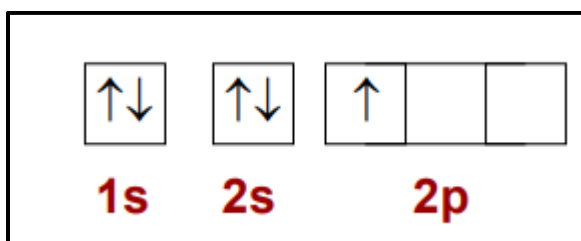


Figure 16 : Les cases quantiques représentent les é de l'atome de C.

II-4-3-c- Ecriture simplifiée de la configuration électronique (complète ou réduite)

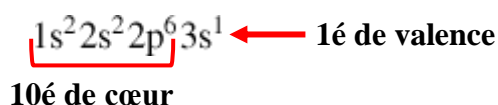
➤ Configuration électronique complète

C'est une configuration qui représente la répartition de toutes les électrons d'un atome dans les orbitales atomique (les électrons de cœur + les électrons de valence).

- **Les électrons de cœur** : sont ceux qui peuplent les orbitales internes. Pour un élément donné, ils correspondent à la configuration du gaz rare qui précède cet élément dans la classification.
- **Les électrons de valence** : sont ceux qui peuplent les orbitales externes de la dernière couche électronique d'un atome, c'est-à-dire la couche la plus éloignée du noyau. Les électrons de valence sont susceptibles d'intervenir dans l'établissement des liaisons chimiques entre différents atomes pour former une **molécule**.

❖ Exemple :

La configuration complète de sodium Na ($Z=11$) s'écrit.



➤ La configuration électronique réduite

Dans la configuration électronique réduite d'un atome, on symbolise la configuration des électrons de cœur par le symbole du gaz rare entre crochet.

❖ Exemple :

Le sodium Na ($Z=11$). Le gaz rare précédent est le néon ($Z = 10$).

Donc la configuration réduite est : $(\text{Ne})3s^1$


II-4-4- Configuration électronique d'un ion


La configuration électronique des ions s'obtient de la même manière de l'atome neutre, lors de l'ionisation, c'est l'électron le plus éloigné (n le plus élevé) du noyau qui sera ionisé, et pas celui dont le niveau d'énergie est le plus élevé.

➤ Cas des anions

Ajout d'un ou plusieurs électrons à la configuration électronique de l'atome dans son état fondamental en respectant les règles de Klechkowski, Pauli et Hund.

❖ Exemple: Ion fluorure ${}^9\text{F}^-$

Atome: ${}^9\text{F}$ 9 électrons ${}^9\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5$ 


Ion: ${}^9\text{F}^-$ 10 électrons ${}^9\text{F}^- : 1s^2 2s^2 2p^6$ 

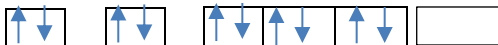
La configuration électronique de l'ion fluorure est identique à la configuration de gaz rare Ne (Z=10).

➤ Cas des cations

Élimination d'un ou plusieurs électrons de la configuration électronique de l'atome dans son état fondamental, en commençant par la sous couche avec un nombre quantique principal le plus élevé.

❖ Exemple: Ion fluorure ${}_{11}\text{Na}^+$

Atome: ${}_{11}\text{Na}$ 11 électrons ${}_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 

Ion: ${}_{11}\text{Na}^+$ 10 électrons ${}_{11}\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$ 

II-4-5- L'état fondamental et les états excités

L'état fondamental d'un système est l'état de plus basse énergie. Si, à la suite d'un apport extérieur, l'énergie de l'atome augmente, on dit que l'atome se trouve dans un état excité. Cet état est instable, c'est-à-dire que sa durée d'existence est très brève : l'atome excité revient dans l'état stable d'énergie la plus basse.

❖ Exemple :

la structure électronique du carbone C (Z=6) dans l'état fondamental et un état excité.

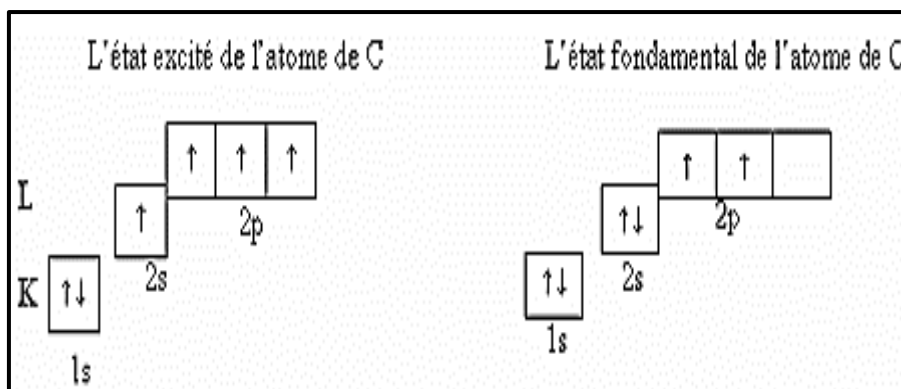


Figure 17 : l'état fondamentale et l'état excité du C.

Dans l'état excité l'on répartira les électrons de l'atome de C sur la couche L comme suit : 1 électrons célibataires dans la sous-couche 2s et 3 électrons célibataires dans la sous-couche 2p tandis que à l'état fondamental il y a le doublet d'électrons dans la sous-couche 2s.

II-5- La représentation de Lewis

- En Chimie ne sont intéressants pour nous que les électrons se trouvant sur la couche externe car ce sont eux qui déterminent les propriétés chimiques des atomes et des ions.
- La représentation de Lewis ne s'attache qu'aux électrons de la couche externe.
- Le noyau et les couches "internes" sont simplement représentées par le symbole de l'élément.
- Les électrons de la couche externe sont représentés par : Un point s'ils sont "célibataires" et par un tiret s'ils forment un doublet
- La valence d'un atome ou d'un ion est égale au nombre d'électrons célibataires sur sa couche externe.
- Dans le cas d'un ion, on note sa charge en haut à droite de la représentation.

Exemple :

1- L'atome d'aluminium, $Z=13$.

La configuration électronique ${}_{13}\text{Al} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, ${}_{13}\text{Al} : [{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^1$

Il possède donc 3 électrons libres sur sa couche externe, sa représentation de Lewis est donc

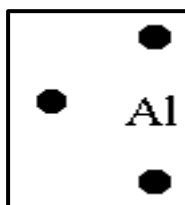


Figure 18 : Représentation de Lewis de Al.

2- L'atome de carbone, $Z=6$.

La configuration électronique à l'état fondamental ${}_{6}\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2 : [{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^2$

Il possède donc 2 électrons sur la sous-couche s et 2 électrons sur la sous-couche p, sa représentation de Lewis est donc.

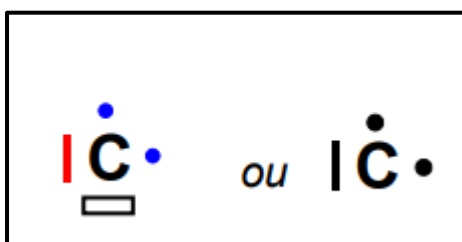


Figure 19 : Représentation de Lewis de C à l'état fondamentale.

La configuration électronique de C à l'état excité ${}_{6}\text{C}^* : 1s^2 2s^1 2p^3 : [{}_{2}\text{He}] 2s^1 2p^3$

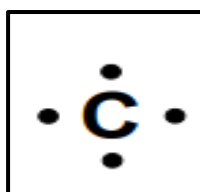


Figure 20 : Représentation de Lewis de C* à l'état excité.

Partie 3 : Classification périodique

II-1- Historique

Dès le début du 19^{ème} siècle, la nécessité de pouvoir classer les éléments chimiques apparaît, car ceux-ci deviennent de plus en plus nombreux. La découverte de nouvelles substances et de nouveaux éléments pousse les scientifiques à essayer de les regrouper.

Lothar Meyer, est l'un des premiers à proposer un premier système de classification, en **1864**. Il a classé les éléments en les regroupant selon le nombre maximum de liaisons que chaque élément peut réaliser. Ce système était basé sur 28 éléments seulement, et ne permettait pas de prédire l'existence d'autres éléments et d'en deviner certaines propriétés (comme la masse, l'état physique

En 1869, **Mendeleïev** non seulement a formulé la loi périodique définitive, mais a prévu que certaines masses atomiques doivent être corrigées. Il a aussi prédit l'existence de certains éléments pas encore découverts galium (Ga), scandium (Sc), germanium (Ge) et leurs propriétés.

Dimitri Mendeleïv tenta de classer les éléments selon certaines de leurs propriétés. Il a observé que les propriétés réapparaissaient de façon périodique lorsqu'il classait les éléments par masse croissante. A chaque retour d'une propriété, Mendeleïev indiquait celui-ci dans une autre ligne d'un tableau.

La première version du tableau périodique qu'il proposa comportait 5 colonnes et 18 lignes (son tableau était vertical par rapport à la version moderne). Son génie fût de laisser des cases vides dans son tableau lorsqu'un élément ne présentait pas les propriétés attendues. Il prédit ainsi l'existence d'autres éléments ayant des propriétés semblables aux autres de son groupe.

En 1913, H. Moseley a classé les éléments par ordre croissant du numéro atomique (Z). Le tableau périodique utilisé de nos jours est celui remanié en **1944** par **Glenn Seaborg**, il comporte 118 éléments.

III-2- Le tableau périodique des éléments

Le tableau périodique des éléments est une « représentation de l'ensemble des éléments chimiques ordonnés par leur numéro atomique Z croissant ». Il se présente en :

- Lignes horizontales appelées **périodes**.
- Colonnes appelées **groupes**.
- **Blocs**.

Chaque élément est classé dans une case qui contient les informations suivantes :

- Le symbole chimique (H, He, Li etc...) accompagné du nom de l'élément
- Le numéro atomique Z.
- Le numéro de masse A (masse atomique moyenne des isotopes de l'élément).

GROUPE		TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS																18 VIIIA					
1 IA												13 IIIA		14 IVA		15 VA		16 VIA		17 VIIA		18 VIIIA	
PÉRIODE	1	2											13	14	15	16	17	18					
	1	2											3	4	5	6	7	8	9	10			
	1,0079																						4,0026
	H																						He
1	HYDROGÈNE																						Hélium
2	3 6,941	4 9,0122											5 10,811	6 12,011	7 14,007	8 15,999	9 18,998	10 20,180					
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne					
	LITHIUM	BÉRYLLIUM											BORE	CARBONE	AZOTE	OXYGÈNE	FLUOR	NÉON					
3	11 22,990	12 24,305											13 26,982	14 28,086	15 30,974	16 32,065	17 35,453	18 39,948					
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar					
	SODIUM	MAGNÉSIIUM											ALUMINIUM	SILICIUM	PHOSPHORE	SOUFRE	CHLORE	ARGON					
4	19 39,098	20 40,078	21 44,956	22 47,887	23 50,942	24 51,996	25 54,938	26 55,845	27 58,933	28 58,693	29 63,546	30 65,39	31 69,723	32 72,64	33 74,922	34 78,96	35 79,904	36 83,80					
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
	POTASSIUM	CALCIUM	SCANDIUM	TITANE	VANADIUM	CHROME	MANGANÈSE	FER	COBALT	NICKEL	CUIVRE	ZINC	GALLIUM	GERMANIUM	ARSENIC	SÉLÉNIUM	BROME	KRYPTON					
5	37 85,468	38 87,62	39 88,906	40 91,224	41 92,906	42 95,94	43 (98)	44 101,07	45 102,91	46 106,42	47 107,87	48 112,41	49 114,82	50 118,71	51 121,76	52 127,60	53 126,90	54 131,29					
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe					
	RUBIDIUM	STRONTIUM	YTRIUM	ZIRCONIUM	NIOBIUM	MOLYBDÈNE	TECHNÉTIUM	RUTHÉNIUM	RHODIUM	PALLADIUM	ARGENT	CADMIUM	INDIUM	ETAIN	ANTIMOINE	TELLURE	IODE	XÉNON					
6	55 132,91	56 137,33	57-71	72 178,49	73 180,95	74 183,84	75 186,21	76 190,23	77 192,22	78 195,08	79 196,97	80 200,59	81 204,38	82 207,2	83 208,98	84 (209)	85 (210)	86 (222)					
	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					
	CÉSIUM	BARYUM	Lanthanides	HAFNIUM	TANTALE	TUNGSTÈNE	RHÉNIUM	OSMIUM	IRIDIUM	PLATINE	OR	MERCURE	THALLIUM	PLOMB	BISMUTH	POLONIUM	ASTATE	RADON					
7	87 (228)	88 (226)	89-103	104 (261)	105 (262)	106 (266)	107 (264)	108 (277)	109 (268)	110 (281)	111 (272)	112 (285)											
	Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub											
	FRANCIUM	RADIUM	Actinides	RUTHERFORDIUM	DUBNIUM	SEABORGIUM	BOHRRIUM	HASSIUM	MEITNERIUM	UNUNNIUM	UNUNUNIUM	UNUNBIUM											
		Lanthanides																					
	57 138,91	58 140,12	59 140,91	60 144,24	61 (145)	62 150,36	63 151,96	64 157,25	65 158,93	66 162,50	67 164,93	68 167,26	69 168,93	70 173,04	71 174,97								
	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu								
	LANTHANE	CÉRIUM	PRASÉODYME	NÉODYME	PROMÉTHIUM	SAMARIUM	EUROPIUM	GADOLINIUM	TERBIUM	DYSPROSIUM	HOLMIUM	ERBIUM	THULIUM	YTTÉRIUM	LUTÉTIUM								
		Actinides																					
	89 (227)	90 232,04	91 231,04	92 238,03	93 (237)	94 (244)	95 (243)	96 (247)	97 (247)	98 (251)	99 (252)	100 (257)	101 (258)	102 (259)	103 (262)								
	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr								
	ACTINIUM	THORIUM	PROTACTINIUM	URANIUM	NEPTUNIUM	PLUTONIUM	AMÉRICIUM	CURIUM	BERKÉLIUM	CALIFORNIUM	EINSTEINIUM	FERMIUM	MENDELÉVIUM	NOBÉLIUM	LAWRENCIUM								

Figure 21 : Le tableau périodique.

III-2-1- Périodes

Une période est définie par le remplissage progressive des orbitales (sous-couches) électroniques à mesure qu'on progresse à droite du tableau.

Le remplissage des sous-couches s'opère selon la règle de Klechkowski.

Il existe 7 périodes (**n= 1, 2, 3, 4, 5, 6 et 7**) chacune correspondant au remplissage complet d'une couche électronique.

➤ Critères de classement des éléments d'une période

- Sur une même ligne, de gauche à droite, les éléments ont un numéro atomique de plus en plus grand mais aussi un nombre croissant de nucléons ainsi qu'une masse molaire atomique de plus en plus grande.
- Les formes atomiques des éléments d'une même ligne ont tous la même couche externe (**même valeur de n**).

❖ Exemple :

Pour la **1^{ère} ligne** n= 1, la couche externe est K.

Pour la **2^{ème} ligne** n= 2, la couche externe est L.

Pour la **3^{ème} ligne** n= 3, la couche externe est M.

Pour la **4^{ème} ligne** n= 4, la couche externe est N.

Pour la **5^{ème} ligne** n= 5, la couche externe est O.

Pour la **6^{ème} ligne** n= 6, la couche externe est P.

Pour la **7^{ème} ligne** n= 7, la couche externe est Q.

- Le long d'une même période (de gauche à droite) les propriétés physico-chimiques ont tendance à évoluer de manière linéaire (La masse molaire atomique est croissante, le rayon atomique moyen est décroissant et l'électronégativité est croissante).

Remarque : la période d'un atome est la valeur la plus grande de n dans sa configuration électronique.

❖ Exemple :

L'atome de carbone ${}^6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$. n = 2 donc la période est 2.

III-2-2- Groupes

Dans le tableau périodique, il y'a 18 groupes dont : 8 en sous-groupe A Et, 10 en Sous-groupe B.

- **Sous-groupe A** : Les 8 familles sont dites principales numérotées de IA jusqu'à VIIIA. Et représentées par 2 blocs **s** et **p**.
- **Sous-groupe B** : Familles situées entre IIA et IIIA. Représentées par le bloc **d** (éléments de transition).
- Un élément appartient à la famille A si ses électrons de valence sont repartis dans la sous couche (ns) et (ns np).
- Un élément appartient à la famille B si ses électrons de valence sont repartis dans la couche ns (n-1)d.

Chaque groupe est constitué d'un ensemble d'éléments dont les propriétés sont relativement homogènes et se distinguent des éléments des autres groupes.

➤ Critère de classement des éléments d'un groupe

- Ils ont tous le même nombre d'électrons sur leur couche externe (même nombre des é de valence).
- Le long d'une colonne (de haut en bas) les éléments ont un nombre total de couches électroniques croissant (valeur de n croissante).

Groupe ou famille	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Nombre des é de valence	1	2	3	4	5	6	7	8
Configuration électronique de la couche de valence	ns ¹	ns ²	ns ² np ¹	ns ² np ²	ns ² np ³	ns ² np ⁴	ns ² np ⁵	ns ² np ⁶
Exemple	₃ Li	₁₂ Mg	₁₃ Al	₆ C	₇ N	₈ O	₉ F	₁₀ Ne

Groupe ou famille	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB
Nombre des électrons de valence	3	4	5	6	7
Configuration électronique de la couche de valence	$ns^2 (n-1)d^1$	$ns^2 (n-1)d^2$	$ns^2 (n-1)d^3$	$ns^2 (n-1)d^4$	$ns^2 (n-1)d^5$
Groupe ou famille	VIIIB			IB	IIB
Nombre des électrons de valence	8	9	10	11	12
Configuration électronique de la couche de valence	$ns^2 (n-1)d^6$	$ns^2 (n-1)d^7$	$ns^2 (n-1)d^8$	$ns^2 (n-1)d^9$	$ns^2 (n-1)d^{10}$

III-2-3- Bloc

En fonction du type (s, p, d ou f) de l'orbitale la plus haute en énergie, appelée couche périphérique (ou couche de valence), le tableau période est subdivisé en 4 blocs :

bloc s, bloc p, bloc d et bloc f.

- **Le bloc s** : Est constitué des éléments dont l'orbitale périphérique est de type s. Il s'agit des éléments des deux premiers groupes du tableau périodique (IA et IIA).
- **Le bloc p** : Est constitué des éléments dont l'orbitale périphérique est de type p. Il s'agit des éléments des groupes 13 à 18 (IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA et VIIIA) excepté l'hélium (He) (groupe 18) dont l'orbitale périphérique est de type s, mais qu'on classe parmi le groupe des gaz rare en raison de sa chimie.
- **Le bloc d** : Est constitué des éléments dont l'orbitale périphérique est de type d. Il s'agit des éléments des colonnes 3 à 12 (IB, IIB, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB et VIIIB).
- **Le bloc f** : Est constitué des éléments dont l'orbitale périphérique est de type f. Il s'agit de la série chimique des lanthanides et celle des actinides.

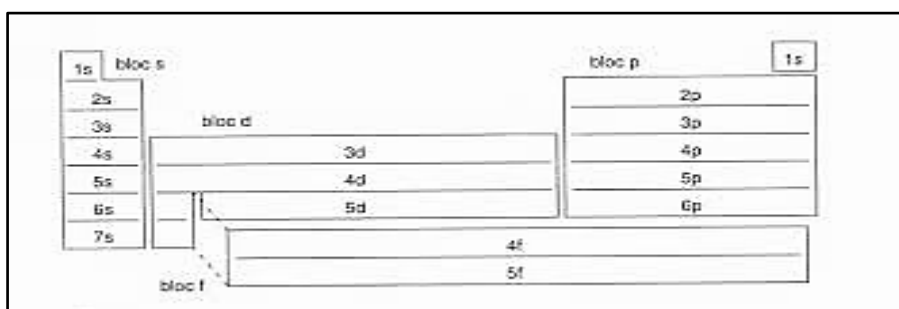


Figure 22 : Les blocs s, p, d et f du tableau périodique.

III-3- Familles principales du tableau périodique

III-3-1- Famille des métaux alcalins (colonne 1, groupe IA)

- La configuration électronique de la couche de valence de cette famille est de type ns^1 , elle comprend (Li, Na, K, Rb, Cs et Fr).
- Les alcalins sont des métaux qui ne possèdent qu'un seul électron de valence. Ils forment tous des cations monovalents en perdant un électron (Li^+ , Na^+ , K^+ etc...).

III-3-2- Famille des alcalino-terreux (colonne 2, groupe IIA)

- La structure électronique externe de cette famille est de type ns^2 . Elle comprend (Be, Mg, Ca, Sr, Ba et Ra).
- Les alcalino-terreux possèdent deux électrons de valence. Ils forment tous des cations bivalents en perdant deux électrons (Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} etc...).

III-3-3- Famille des métaux de transition (Colonnes 3 à 12)

- La configuration électronique de la couche de valence de cette famille est de type $ns^2 (n-1) d^x$ avec $1 \leq x \leq 10$ et $n \geq 4$
- Ce sont les éléments dont la dernière couche s est saturée à deux électrons alors que la sous-couche d est incomplètement remplie.
- Les métaux de transition Ils donnent des cations à valence multiples.

III-3-4- Famille du bore (Colonne 13, groupe IIIA)

- La configuration électronique de la couche de valence de cette famille est de type $ns^2 np^1$.

III-3-5- Famille du carbone (Colonne 14, groupe IVA)

- La configuration électronique de la couche de valence de cette famille est de type $ns^2 np^2$
- Ils forment de liaisons de covalence.

III-3-6- Famille de l'azote (Colonne 15, groupe VA)

- La configuration électronique de la couche de valence de cette famille est de type $ns^2 np^3$

III-3-7- Famille de l'oxygène (les chalcogènes), (Colonne 16, groupe VIA)

- La configuration électronique de la couche de valence de cette famille est de type $ns^2 np^4$
- Les éléments de cette famille donnent des anions bivalents

III-3-8- Famille des halogènes (Colonne 17, groupe VIIA)

- La configuration électronique de la couche de valence de cette famille est de type ns^2np^5 . Elle comprend (${}_9F$, ${}_{17}Cl$, ${}_{35}Br$, ${}_{53}I$ et ${}_{85}At$).
- Les halogènes possèdent 7 électrons de valence. Ils donnent des anions monovalents. F^- , Cl^- , Br^- , I^- et At^- .

III-3-9- Famille les gaz rares (colonne 18, groupe VIIIA)

- La configuration électronique de la couche de valence de cette famille est de type ns^2np^6 , ils ont donc huit électrons de valence à l'exception de l'hélium (${}_2He$) qui n'en possède que deux ($1s^2$). Elle comprend (${}_{10}Ne$, ${}_{18}Ar$, ${}_{36}Kr$, ${}_{54}Xe$ et ${}_{86}Rn$).
- Les gaz rares sont très peu réactifs (inertes) et sont relativement rares dans l'atmosphère terrestre.

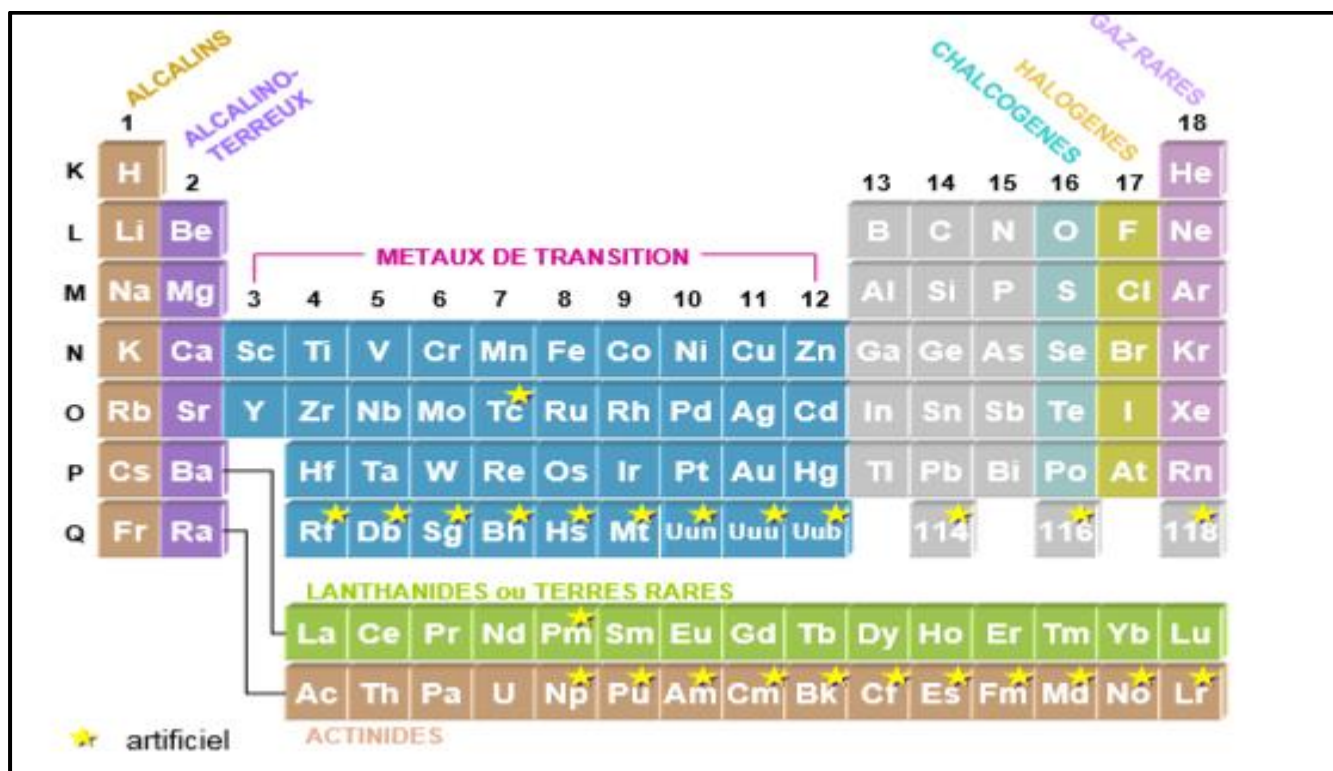


Figure 23 : Familles principales du tableau périodique.

III-4- Evolution des propriétés physico-chimiques au sein du tableau périodique

III-4-1- Rayon atomique r_a

Il y a plusieurs définitions du rayon atomique. Sa valeur peut être obtenue par des mesures expérimentales ou calculée à partir de modèles théoriques. Le rayon ne peut être défini que si l'atome est engagé dans une molécule, il dépend de la nature des liaisons.

Le rayon atomique (ou covalent) correspond à la moitié de la distance entre deux noyaux atomiques d'une molécule diatomique homonucléaire.

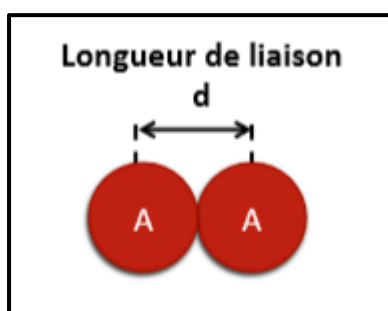


Figure 24 : Le rayon atomique.

Le rayon d'un atome correspond à la distance moyenne entre le noyau et l'électron de la couche externe.

Lorsqu'on avance de gauche à droite sur une même ligne (période) du tableau périodique, on ajoute des électrons sur la même couche. Comme la charge nucléaire effective croît, les électrons subissent une attraction de plus en plus grande, les atomes deviennent ainsi de plus en plus compacts et de ce fait le rayon atomique diminue.

- Sur une période : si Z augmente alors r_a diminue Si $Z \nearrow \Rightarrow F_{att} \nearrow \Rightarrow r_a \searrow$

En descendant dans une colonne du haut en bas, le nombre d'électrons périphériques augmente parce que le nombre de couches augmente et par conséquent le rayon atomique augmente.

- Sur une colonne : si Z augmente alors r_a augmente $Z \nearrow$ le $n \nearrow \Rightarrow$ Le volume donc du nuage électronique augmente et $r \nearrow$

III-4-2- Rayon ionique r_i

Le cation (ion positif) résultant de la perte d'électrons à partir de l'atome. Il a des électrons en moins par rapport à son élément respectif. La perte d'un électron s'accompagne d'une diminution de l'effet d'écran, le noyau attire plus intensément les électrons restants que dans l'élément correspondant. Un cation a un rayon r_i^+ plus petit que l'atome dont il provient (**$r_{\text{cation}} < r_{\text{atome}}$**).

L'anion (ion négatif) résultant du gain d'électrons à partir de l'atome. Il a des électrons en plus par rapport à son élément respectif. Le gain d'un électron entraîne une augmentation de l'effet d'écran et donc une diminution de l'attraction des électrons périphériques par le noyau. L'intensité des forces de répulsion qui s'exercent entre les électrons augmente. Un anion est donc plus volumineux que l'atome dont il provient (**$r_{\text{anion}} > r_{\text{atome}}$**).

III-4-3- Energie d'ionisation (E_I)

L'énergie d'ionisation est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome (ou à un ion) pour arracher l'électron le moins lié. Ce terme ne concerne que la formation de cations.

Il faut toujours fournir de l'énergie à un atome pour l'ioniser, l'énergie d'ionisation est donc toujours positive

- Dans une même période E_I varie en sens inverse du rayon atomique
- De haut en bas dans une même colonne, le nombre de couches augmente, les électrons de valence sont de plus en plus éloignés du noyau, l'attraction noyau/électron diminue, l'électron externe à expulser est plus facile à arracher. L'énergie de première ionisation diminue du haut en bas dans un groupe.

III-4-4- Énergie d'ionisation successive

On peut arracher successivement plusieurs électrons à un atome donné, il se forme ainsi des ions portant des charges positives de plus en plus grandes : A^+ , A^{2+} , A^{3+} etc...



Lorsque on arrache les électrons, l'élément se charge de plus en plus positivement, il attire donc de plus en plus ses électrons. La répulsion entre les électrons diminue après chaque ionisation et la force d'attraction du noyau est de plus en plus grande ce qui rend l'extraction de plus en plus difficile. Pour un élément donné, on constate donc une augmentation des énergies d'ionisations avec le degré d'ionisation : **$E_{I1} < E_{I2} < E_{I3} \dots$**

Ceci peut être expliqué que le premier électron à enlever est celui de la couche la plus externe, donc le plus loin du noyau, plus on s'approche de ce dernier plus l'ionisation est difficile.

III-4-5- Affinité électronique (A.E)

L'affinité électronique permet de caractériser le phénomène inverse de l'ionisation. C'est-à-dire l'aptitude d'un atome neutre de capter un électron supplémentaire.

L'affinité électronique d'un atome X est l'énergie dégagée lorsque cet atome capte un électron. $A + 1e \rightarrow A^- + AE$

- Dans la même période, AE augmente lorsque Z augmente.
- Dans le même groupe, AE diminue quand Z augmente.

III-4-6- Electronégativité χ (E.N)

L'électronégativité χ est une grandeur sans dimension qui traduit la capacité d'un élément à attirer les électrons dans un doublet de liaison.

- un élément attracteur est dit électronégatif et possède une valeur de χ élevée.
- Un élément donneur est électropositif et la valeur de χ est faible.

L'électronégativité varie dans le même sens que l'énergie d'ionisation c'est à dire :

- De gauche à droite dans une même période Z augmente alors E.N augmente.
- De haut en bas dans un même groupe Z augmente alors E.N diminue.

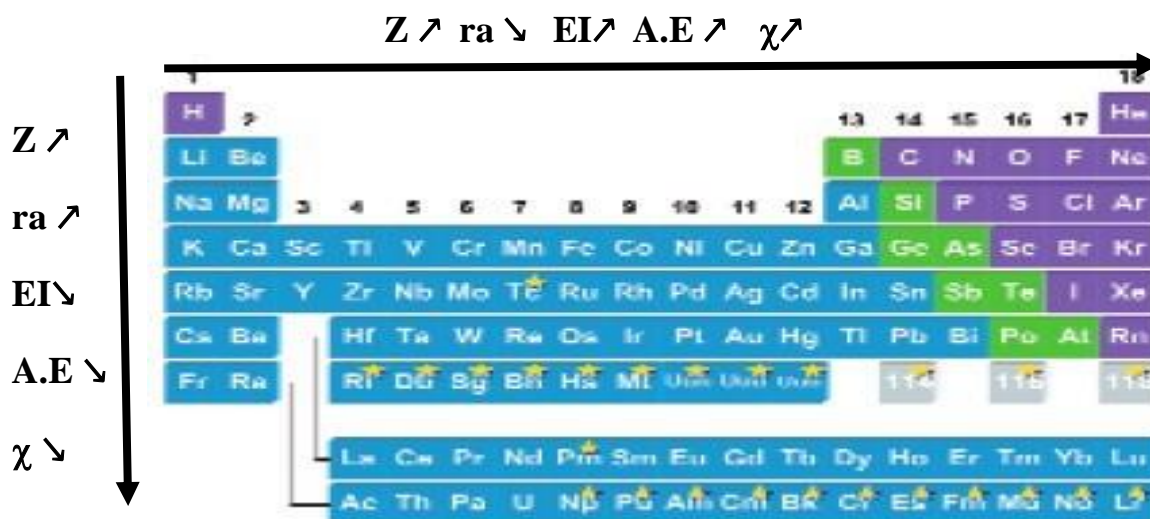


Figure 25 : l'évolution des propriétés physico-chimiques au sein du tableau périodique.

Références

- ❖ Chimie générale ; 2^{ème} édition ; Yann Verchier, Anne-Laure Valette-Delahaye, Frédéric Lemaître ; 2011.
- ❖ Chimie générale ; 3^{ème} édition ; Jean-Luc Allard, Eddy Flamand ; 2009.

- ❖ UE1 : chimie – chimie physique ; université Joseph Fourier - Grenoble 1.
- ❖ www.lachimie.net
- ❖ KHANACADEMY.fr