

# *Partie I : Atomistique / Chapitre I*

---

## *Structure électronique de l'atome et classification périodique des éléments*



*Dr Asma Lehleh*

*2023-2024*

## **Table de matières :**

I. Histoire de l'atome :.....	4
I.2 Découverte de l'électron:.....	4
I.3 Découverte du noyau : .....	5
I.4 Découverte des nucléons : .....	6
I.5 Le modèle de Bohr :.....	7
I.6 Le modèle ondulatoire : .....	8
II. Les nombres quantiques : .....	8
II.1 Le nombre quantique principal « n » :.....	8
II.2 Le nombre quantique secondaire (azimutal) « l » : .....	9
II.3 Le nombre quantique magnétique « m » : .....	9
II.3 Le nombre quantique de spin « S » : .....	10
II.4 Représentation des orbitales atomiques (O.A): .....	11
III. La structure électronique des atomes : .....	13
a) Règle de KLECHKOVSKI .....	14
b) Principe d'exclusion de Pauli ; .....	14
c) Principe de Hund (règle du spin maximal).....	15
IV. La classification périodique des éléments :.....	15
IV.1 Principe de construction :.....	15
VI. 2. Quelques familles particulières :.....	17
IV.3 Les propriétés chimiques des atomes :.....	17
a) Rayon atomique r : .....	17
b) Energie d'ionisation (E.I) : .....	18
c) Affinité électronique (A.E) : .....	18
d) Electronégativité ( $\chi$ ) :.....	19



## Objectifs :

À la fin de ce chapitre l'apprenant sera capable de :

- ✓ Établir la configuration électronique d'un atome ou d'un ion dans son état fondamental et la représenter de diverses manières usuelles.
- ✓ Décrire la couche de valence d'un atome ou d'un ion.
- ✓ Classer les éléments chimiques dans le tableau périodique des éléments.



## *Quel est le but de l'atomistique ?*

Description de la répartition des électrons pour tous les éléments Etude des conséquences de cette répartition sur les propriétés physico-chimiques des éléments.

### **I. Histoire de l'atome :**

#### **I.1 Naissance de l'atome:**

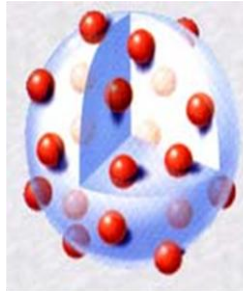
- Le mot "atome" vient du grec "a-tomos" et signifie "**insécable**". Cette notion fut inventée par **Leucippe de Milet** en 420 avant J.C.
- Son disciple, **Démocrite d'Abdère** (vers 460-370 av. J.-C.), expliquait que la matière était constituée de corpuscules en perpétuel mouvement et dotés de qualités idéales; Ces corpuscules étaient:
  - ✓ invisibles à cause de leur extrême petitesse
  - ✓ insécables ou indivisibles comme leur nom l'indique
  - ✓ pleins (pas de vide à l'intérieur)
  - ✓ éternels car parfaits
  - ✓ entourés d'un espace vide (pour expliquer le mouvement et les changements de densité)
  - ✓ ayant une infinité de formes (pour expliquer la diversité observée dans la nature)

#### **I.2 Découverte de l'électron:**

- En 1897, **Thompson** découvre le premier composant de l'atome: l'**électron**, particule de charge électrique négative.

- En 1904, il propose un premier modèle d'atome, surnommé depuis "*le pudding de Thompson*".

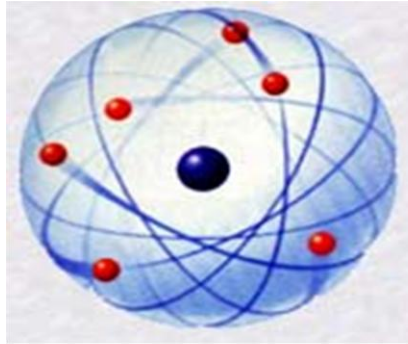
Il imagine l'atome comme une sphère remplie d'une substance électriquement positive et fourrée d'électrons négatifs "comme des raisins dans un cake".



Le modèle atomique de Thompson

### **I.3 Découverte du noyau :**

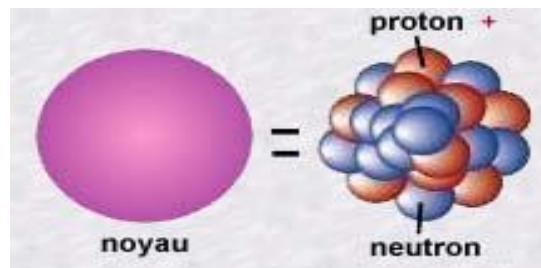
- En 1912, **Rutherford** (physicien néo-zélandais) découvre le **noyau atomique**.
- Son nouveau modèle d'atome montre que sa charge électrique positive, ainsi que l'essentiel de sa masse, est concentrée en un noyau quasi-ponctuel.
- Les électrons de l'atome se déplacent autour de ce noyau tels des planètes autour du soleil, et la force électrique attractive (la charge - de l'électron attirant la charge + du noyau) joue le rôle de la force de gravitation pour les planètes; d'où le nom de **modèle d'atome planétaire**.
- A noter que contrairement à l'atome des Grecs, celui de Rutherford n'est ni indivisible (puisque composite), ni plein puisqu'il contient essentiellement du vide: La distance noyau-électrons est 100.000 fois plus grande que le diamètre du noyau lui même (diamètre du noyau =  $10^{-15}$  mètre = 1 Fermi).



Le modèle atomique de Rutherford

### **I.4 Découverte des nucléons :**

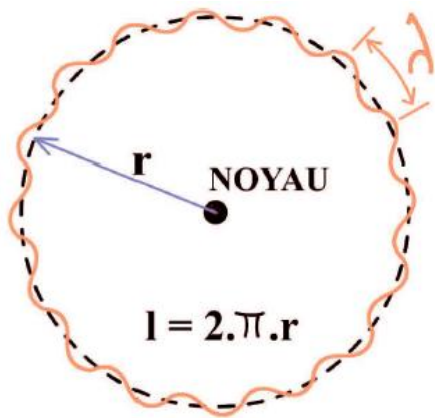
- Rutherford comprend que le noyau est lui-même composé de **nucléons**. Ces nucléons sont de deux sortes:
  - ✓ de charge positive, c'est un **proton**.
  - ✓ de charge neutre, c'est un **neutron**.
- Le neutron sera effectivement découvert en 1932 par **Chadwick**.



- ❖ Le modèle planétaire de l'atome présente un gros défaut. Les électrons peuvent émettre de la lumière sous certaines conditions (dans une ampoule électrique par exemple); ce faisant, ils perdent de l'énergie et devraient donc se rapprocher dangereusement du noyau jusqu'à s'y écraser! Un tel atome ne serait donc pas stable et donc l'atome de Rutherford ne peut jamais exister.

### I.5 Le modèle de Bohr :

Afin de pallier aux défauts du modèle de Rutherford, Niels BOHR émit en 1913 l'hypothèse suivante :



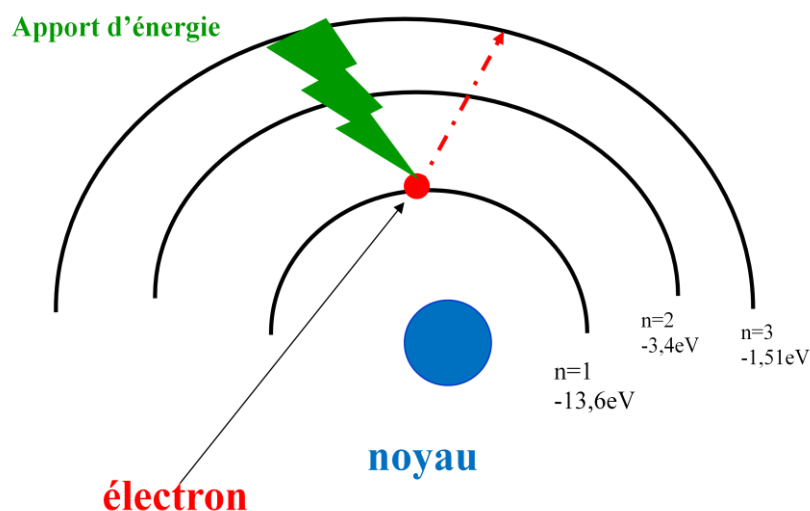
« seules certaines orbites de l'atome d'hydrogène sont stables parce que l'onde associée à l'électron ne s'y détruit pas »

Bohr postule que les électrons ne peuvent tourner que sur certaines orbites circulaires appelées états stationnaires.

À chaque orbite correspond un niveau d'énergie E.

Il y a émission d'un rayonnement seulement si un électron passe d'une orbite permise d'énergie  $E_1$  à une autre orbite d'énergie inférieure  $E_0$ .

La fréquence  $\nu$  du rayonnement est donné par  $h \nu = E_1 - E_0$



En étudiant plus profondément l'atome et ses électrons on s'est rendu compte que l'organisation n'était pas aussi simple: dans les couches il y aurait des sous-couches, les trajectoires des électrons ne seraient pas si circulaires que ça...Ainsi est né la mécanique quantique.

## I.6 Le modèle ondulatoire :

Le modèle de Bohr ne s'applique pas aux atomes autres que l'hydrogène, ni en présence d'un champ électrique ou magnétique.

Les expériences de diffraction montrent que l'électron possède les caractéristiques d'une onde.

La longueur d'onde est déterminée par la relation de « de Broglie » :  $\lambda = h/mv$

**L'électron est une particule aux caractéristiques ondulatoires.**

Le caractère ondulatoire de l'électron se décrit par une **fonction d'onde  $\Psi$**  obtenue à partir de l'équation de **Schrödinger**:  $H \Psi = E \Psi$

L'électron ne possède pas de trajectoire.

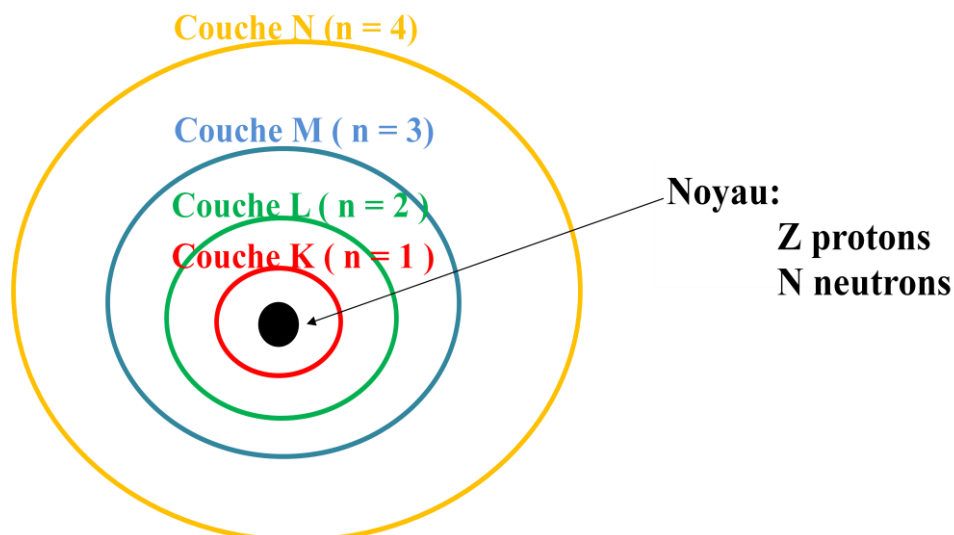
Seule sa probabilité de présence  $\Psi^2$  est mesurable.

Le comportement de l'électron de l'atome d'hydrogène se décrit au moyen de 4 nombres quantiques: **n, l, m, s**.

## II. Les nombres quantiques :

### II.1 Le nombre quantique principal « n » :

Ce nombre ( $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$ ) définit la couche quantique (énergie de l'électron). On appelle couche l'ensemble des orbitales qui possèdent la même valeur de n.





La couche **K (n=1)** peut contenir **2 électrons**.

La couche **L (n=2)** peut contenir **8 électrons**.

La couche **M (n=3)** peut contenir **18 électrons**.

Chaque électron se situant sur chaque couche a une énergie bien spécifique.

## II.2 Le nombre quantique secondaire (azimutal) « l » :

Ce deuxième nombre quantique caractérise la sous-couche occupée par l'électron.

Il s'agit d'un nombre entier qui peut être nul.

Sa valeur est fonction de celle du nombre quantique principal n :

$$0 \leq l \leq n - 1 \text{ (soit } n \text{ valeurs différentes)}$$

La sous-couche électronique est généralement désignée par une lettre minuscule au lieu de la valeur numérique de  $l$ .

<b>Valeur de <math>l</math></b>	<b>0</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>
<b>Symbole de la sous – couche</b>	<b>s</b>	<b>p</b>	<b>d</b>	<b>f</b>	<b>g</b>	<b>h</b>

## II.3 Le nombre quantique magnétique « m » :

Ce troisième nombre quantique, définit le nombre d'orientation prises par le moment cinétique de l'électron en présence d'un champ magnétique extérieur. Il s'agit d'un nombre entier qui peut être nul.

Sa valeur est en fonction de celle du nombre quantique secondaire  $l$ .

$$-l \leq m \leq +l \text{ (soit } 2l + 1 \text{ valeurs différentes)}$$

Pour symboliser graphiquement ce nombre quantique, on utilise un rectangle (case quantique) qui peut être associée à 0, 1 ou 2 électrons.



*On représentera autant de rectangles qu'il y a de valeurs possibles de m.*

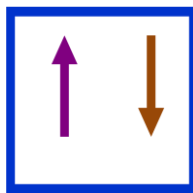
### II.3 Le nombre quantique de spin « S » :

Ce quatrième nombre quantique caractérise le mouvement de l'électron sur lui même et peut prendre seulement deux valeurs différentes :  $S = \pm 1/2$

Pour symboliser graphiquement ce nombre quantique de spin, on utilise :

- une flèche vers le haut ( $\uparrow$ ) pour  $s = +1/2$  ou vers le bas ( $\downarrow$ ) pour  $s = -1/2$ .

**L'habitude veut que l'électron de spin  $+ 1/2$  ( $\uparrow$ ) soit placé à gauche et l'électron de spin  $-1/2$  ( $\downarrow$ ) à droite.**



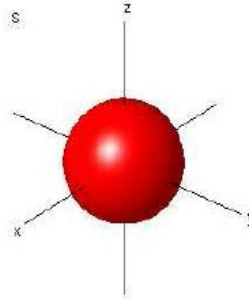
## II.4 Représentation des orbitales atomiques (O.A):

$n$	$l$	$m$	Notation des O.A	Energie
1	0	0	1s	$-13,6 Z^2$
2 → 4 OA de même énergie (4 OA dégénérées)	0	0	2s	$-13,6 Z^2/4$
	1	-1	2p <sub>x</sub>	
		0	2p <sub>z</sub>	
		1	2p <sub>y</sub>	
3 → 9 OA de même énergie (9 OA dégénérées)	0	0	3s	$-13,6 Z^2/9$
	1	-1	3p <sub>x</sub>	
		0	3p <sub>z</sub>	
		1	3p <sub>y</sub>	
	2	-2	3d <sub>xy</sub>	
		-1	3d <sub>yz</sub>	
		0	3d <sub>z<sup>2</sup></sub>	
		1	3d <sub>xz</sub>	
		2	3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub>	

### a) Orbitales « s » :

Les orbitales s sont caractérisées par  $l = 0$  et  $m = 0$ .

Toutes les orbitales s (ns) ; sont de symétrie sphérique car la probabilité de présence de l'électron varie de la même façon dans toutes les directions autour du noyau



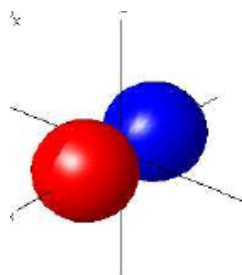
L'O.A. s est représentée par une case quantique

**b) Orbitales « p » :**

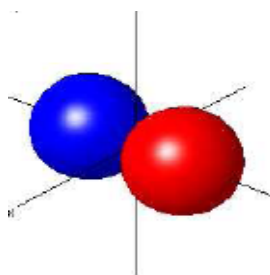
Pour  $l = 1 \Rightarrow m = -1, 0 \text{ ou } 1 \Rightarrow 3$  orbitales p

On parle des orbitales  $p_x$ ,  $p_y$  et  $p_z$  ayant la même forme, mais chacune est allongée sur une des trois axes perpendiculaires.

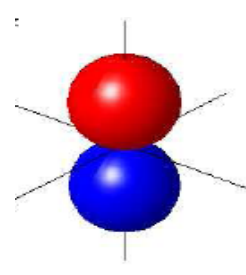
Une orbitale  $p$  possède un "plan nodal", dans lequel la probabilité de trouver l'électron est nulle. Ce plan passe par le noyau.



**Px**



**Py**



**Pz**

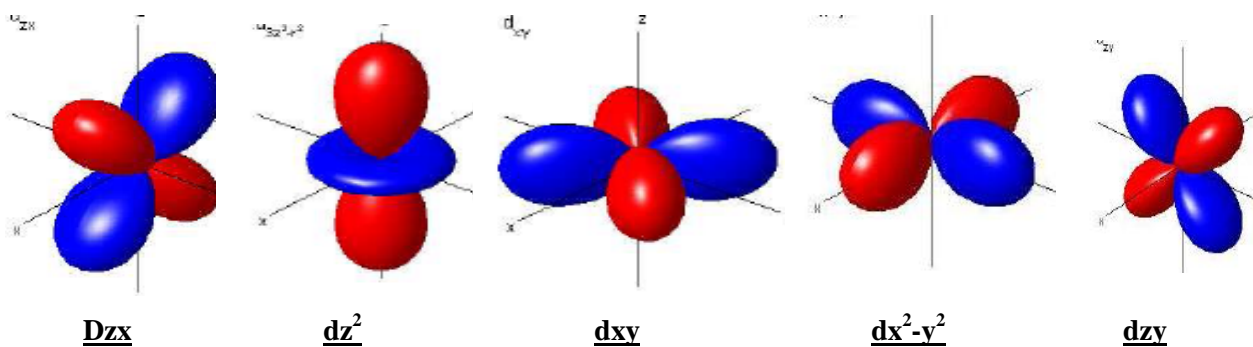
Les O.A.  $p$  qui possèdent la même énergie sont représentés par trois cases quantiques



**c) Orbitales d**

$l = 2, m_l = -2, -1, 0, +1, +2$

5 orbitales centrosymétriques



Les O.A. **d** sont représentées par cinq cases quantiques 

--	--	--	--	--

### III. La structure électronique des atomes :

L'organisation générale en niveau d'énergie est la même pour tous les atomes.

On cherche à placer  $Z$  électrons (atome neutre) sur les différents niveaux, **Écriture de la configuration électronique.**

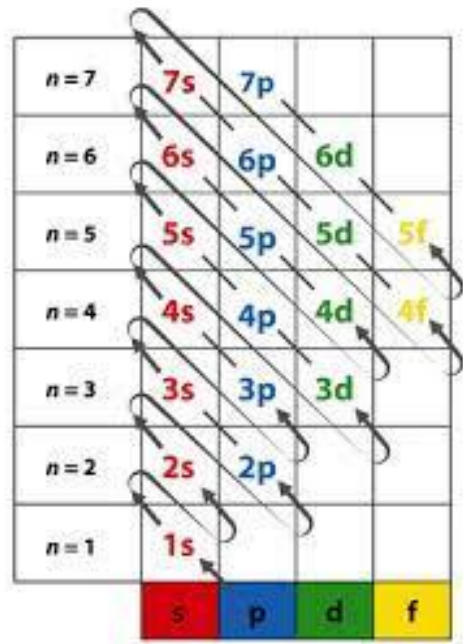
La configuration électronique d'un atome est la répartition de  $Z$  électrons de l'atome dans un état fondamental sur les orbitales atomiques.

Ce remplissage des orbitales atomiques s'effectue à l'aide des trois règles suivantes:

- Règle de **KLECHKOWSKY.**
- Règle de **PAULI.**
- Règle de **HUND.**


### a) Règle de KLECHKOVSKI

- L'ordre des énergies croissantes est l'ordre des valeurs croissantes de la somme  $(n + l)$ .
  - Si deux sous-couches correspondent à la même valeur de  $(n + l)$ , la sous-couche, avec la plus petite valeur de  $n$ , a l'énergie la plus basse.
- Les orbitales d'une même sous-couche ont la même énergie.



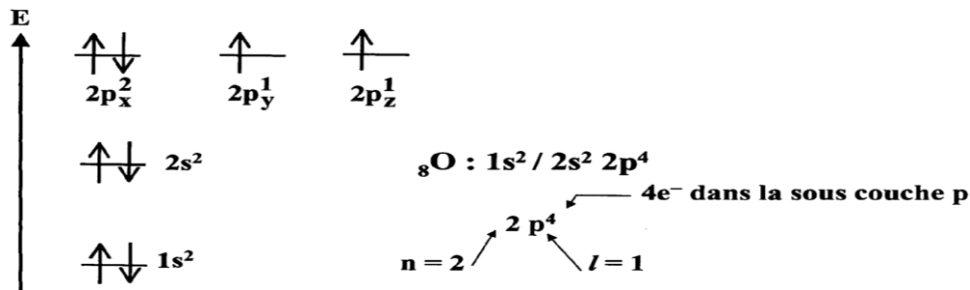
### b) Principe d'exclusion de Pauli ;

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 le nombre quantique de spin, qui ne peut prendre que deux valeurs,  $S = \pm \frac{1}{2}$ .
- Une orbitale atomique ne peut contenir «au maximum que 2 électrons qui dans ce cas auront des spins opposés » : ils sont antiparallèles ou appariés .
- Si l'orbitale ne contient qu'un électron, celui-ci est dit **non apparié** ou **célibataires**.
- Une orbitale vide constitue une **lacune électronique**.

### c) Principe de Hund (règle du spin maximal).

Lorsque des orbitales atomiques ont même énergie (dégénérées), les électrons se répartissent avec un nombre maximum de spins parallèles.



## IV. La classification périodique des éléments :

### IV.1 Principe de construction :

Nous rappelons juste, ici, les grandes idées de la construction du tableau périodique des éléments :

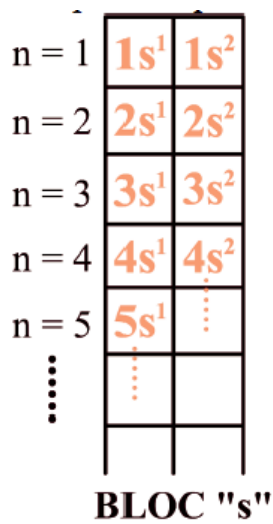
- les éléments sont classés par «  $Z$  » croissant
- les lignes du tableau périodique sont nommées « **périodes** » et sont identifiées par le nombre quantique principal «  $n$  »

**Tous les éléments d'une même période ont la même couche de valence.**

- les colonnes de ce tableau regroupent les éléments de même configuration externe et forment les « **familles d'éléments** ».

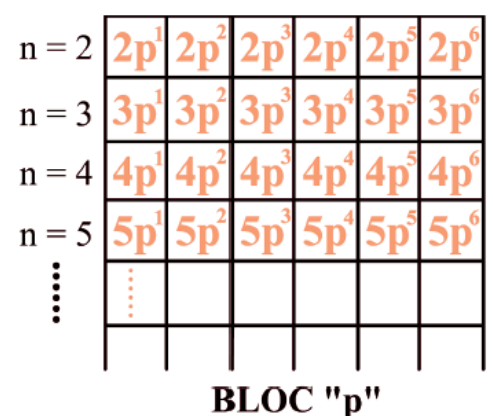
**Tous les éléments d'une même famille ont la même configuration de valence ainsi que le même nombre des électrons de valences.**

- Les éléments d'une même famille présentent des propriétés chimiques (et parfois physiques) similaires. Ce qui justifie l'emploi du terme période, puisqu'en effet, d'une ligne à l'autre, les propriétés se retrouvent (presque).
- Les règles de remplissage permettent de comprendre la forme donnée à ce fameux tableau périodique.



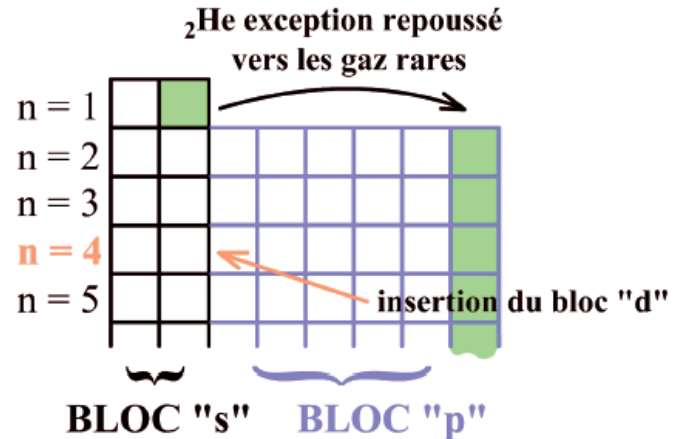
Jusqu'au remplissage de la souscouche « 4s », on distingue deux blocs :

- un bloc « s »
- un bloc « p »



ce qui devrait donner un tableau comme ci-contre.

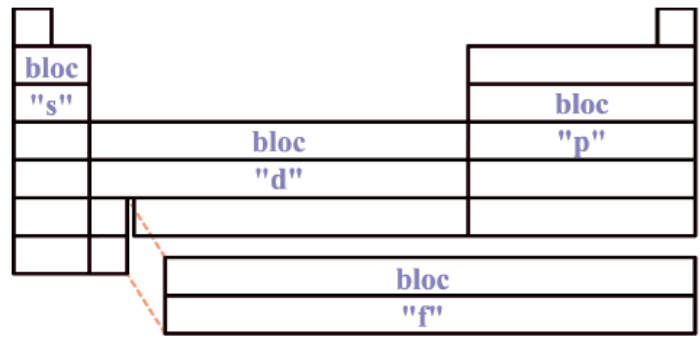
MAIS ..... l'hélium constitue une exception, et doit être placé dans la colonne des gaz rares



à partir de la 4ème ligne le bloc « d » intervient, de même qu'à partir

de la sous-couche « 6s », la sous couche

« 4f » doit alors être remplie !  
D'où la forme définitive : →





## VI. 2. Quelques familles particulières :

### - la famille des gaz rares :

elle est constituée par les éléments situés dans la dernière colonne ( He, Ne, Ar, Kr, ... ) et est caractérisée par des éléments particulièrement stables. Il faut comprendre par là, que ces éléments sont très peu réactifs. Cela s'explique bien par la règle de l'octet :

**tous les gaz rares ont leur couche externe saturée à huit électrons (deux pour l'hélium )**

### - la famille des métaux alcalins :

ses éléments sont ceux de la première colonne du tableau (H, Li, Na, K, ... ) et ont tendance ( entre autre) à donner des ions chargés une fois positivement (H<sup>+</sup>, Li<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, .... )

### - la famille des halogènes :

ses éléments sont ceux de l'avant-dernière colonne du tableau (F, Cl, Br, I, ... ) et ont tendance (entre autre) à donner des ions chargés une fois négativement (F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>,...)

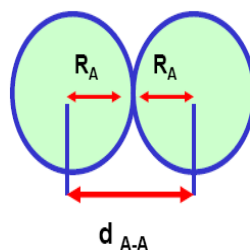
## IV.3 Les propriétés chimiques des atomes :

Les propriétés de l'atome dépendent particulièrement de sa configuration électronique externe, à savoir des électrons de la couche externe. Parmi les propriétés qui peuvent donner une idée sur le comportement chimique de l'atome on cite :

- l'aptitude à perdre ou gagner des électrons.
- La capacité de déformation du nuage électronique.

### a) Rayon atomique $r$ :

On peut définir le rayon atomique comme étant la moitié de la distance entre les centres des deux atomes liés par une liaison simple.



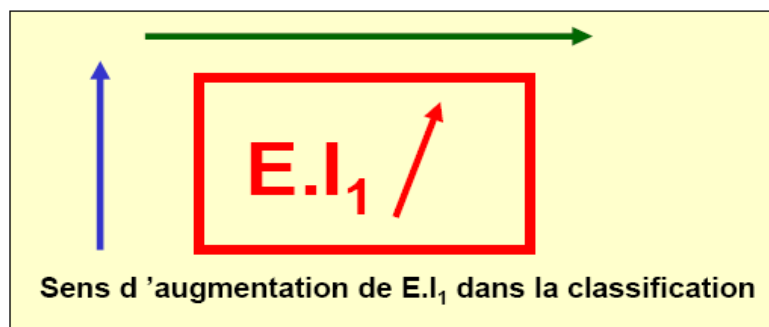
- Sur une période : si Z augmente alors  $r_a$  diminue.
- Sur une colonne : si Z augmente alors  $r_a$  augmente.



**b) Energie d'ionisation (E.I) :**

C'est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher un électron à un atome (ou à un ion) dans l'état fondamental et à l'état gazeux.

- Sur une même période : si Z augmente alors E.I augmente.
- Sur un même groupe : si Z augmente alors E.I diminue.

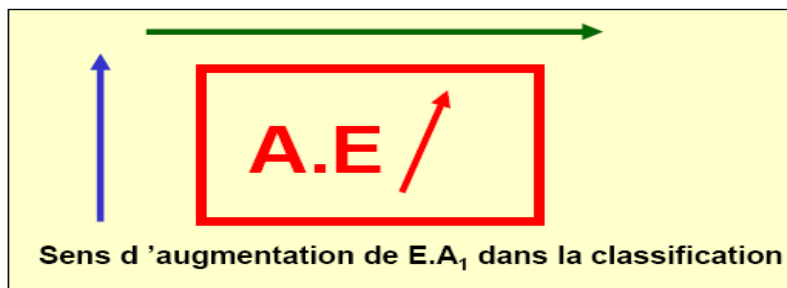


**Energie d'ionisation varie en sens inverse du rayon atomique.**

**c) Affinité électronique (A.E) :**

C'est le phénomène inverse de l'ionisation.

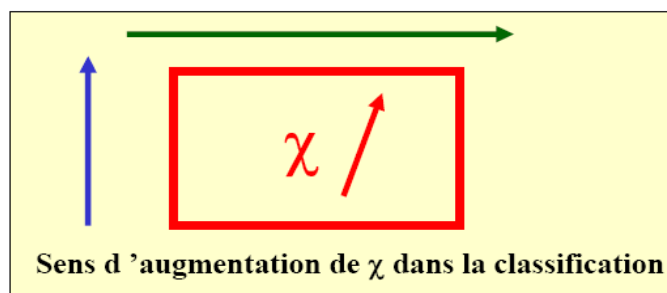
L'affinité électronique d'un atome X est l'énergie dégagée lorsque cet atome capte un électron.



L'affinité électronique varie comme l'énergie d'ionisation.

**d) Électronégativité ( $\chi$ ):**

C'est le pouvoir d'attirer un électron par un élément. Un élément qui perd facilement un ou plusieurs électrons est dit électropositif.



L'électronégativité varie comme l'énergie d'ionisation en sens inverse du rayon atomique.

### Periodic Table of the Elements

1 IA 11A																	18 VIIIA 8A
1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.003
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8 VIII 8	9 VIII 9	10 VIII 10	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.88	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.833	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.39	31 Ga Gallium 69.732	32 Ge Germanium 72.61	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.09	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 84.80
37 Rb Rubidium 84.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.71	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.29
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.327	57-71 Lanthanide Series	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.85	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.22	78 Pt Platinum 195.08	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [209]	85 At Astatine [210]	86 Rn Radon 222.018
87 Fr Francium 223.020	88 Ra Radium 226.025	89-103 Actinide Series	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [268]	110 Ds Darmstadtium [289]	111 Rg Roentgenium [272]	112 Cn Copernicium [277]	113 Uut Ununtrium unknown	114 Fl Flerovium [289]	115 Uup Ununpentium unknown	116 Lv Livermorium [293]	117 Uus Ununseptium unknown	118 Uuo Ununoctium unknown

57 La Lanthanum 138.906	58 Ce Cerium 140.115	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium 144.913	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.966	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.04	71 Lu Lutetium 174.967
89 Ac Actinium 227.028	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237.048	94 Pu Plutonium 244.064	95 Am Americium 243.061	96 Cm Curium 247.070	97 Bk Berkelium 247.070	98 Cf Californium 251.080	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.095	101 Md Mendelevium 258.1	102 No Nobelium 259.101	103 Lr Lawrencium [262]

- Alkali Metal
- Alkaline Earth
- Transition Metal
- Semimetal
- Nonmetal
- Basic Metal
- Halogen
- Noble Gas
- Lanthanide
- Actinide

© 2013 Todd Helmenstein  
chemistry.about.com  
sciencenotes.org