

Université des frères Mentouri – Constantine
Institut des sciences vétérinaires

Partie I : Atomistique / *Chapitre I*

Structure électronique de l'atome et
classification périodique des éléments

2020-2021

Dr. Asma Lehleh

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 :

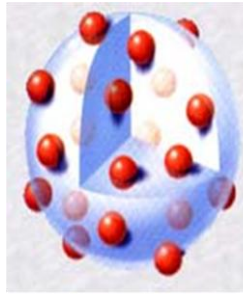
I.1 Naissance de l'atome:

- 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*".

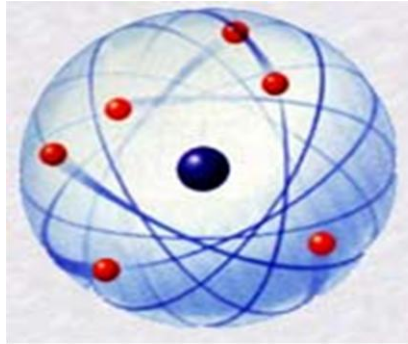
Il imagine l'atome comme une sphère remplie d'une substance électriquement positive et fourrée d'électrons négatifs "comme des raisins dans un cake".



Le modèle atomique de Thomson

1.3 Découverte du noyau :

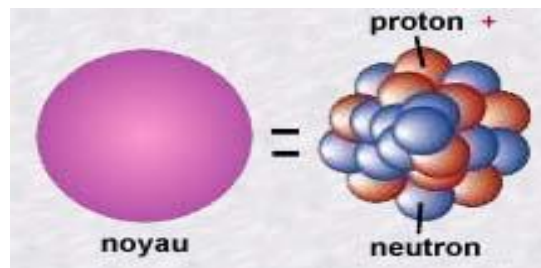
- En 1912, **Rutherford** (physicien néo-zélandais) découvre le **noyau atomique**.
- Son nouveau modèle d'atome montre que sa charge électrique positive, ainsi que l'essentiel de sa masse, est concentrée en un noyau quasi-ponctuel.
- Les électrons de l'atome se déplacent autour de ce noyau tels des 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

1.4 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**.

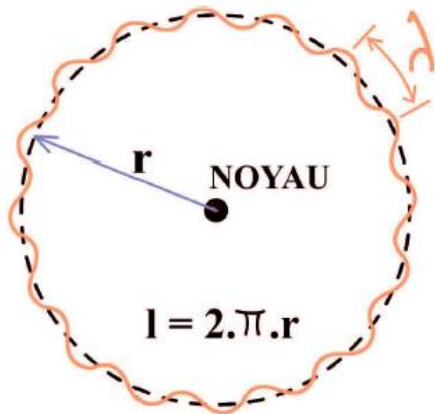


- ❖ Le modèle planétaire de l'atome présente un gros défaut. Les électrons peuvent émettre de la lumière sous certaines conditions (dans une ampoule électrique par exemple); ce faisant, ils perdent de l'énergie et devraient donc se rapprocher dangereusement du noyau jusqu'à s'y écraser! Un tel atome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



1.5 Le modèle de Bohr :

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



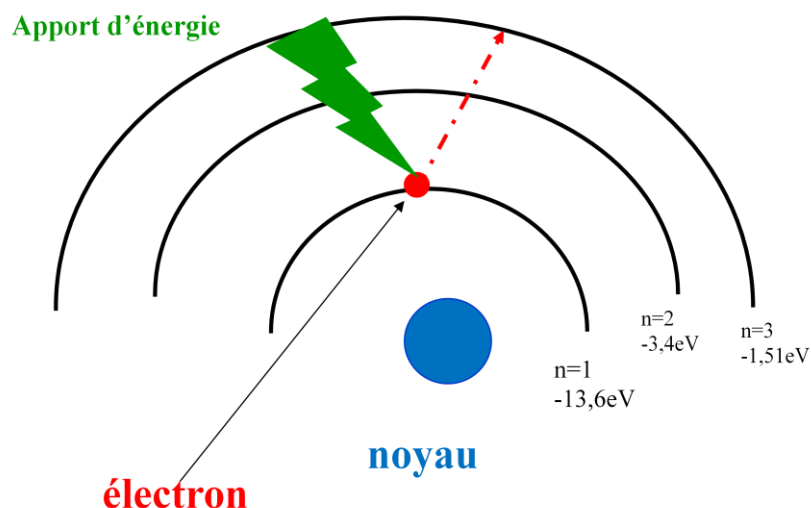
« seules certaines orbites de l'atome d'hydrogène sont stables parce que l'onde associée à l'électron ne s'y détruit pas »

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 ν 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 née 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 Ψ** obtenue à partir de l'équation de **Schrödinger**: $\mathbf{H} \Psi = E \Psi$

L'électron ne possède pas de trajectoire.

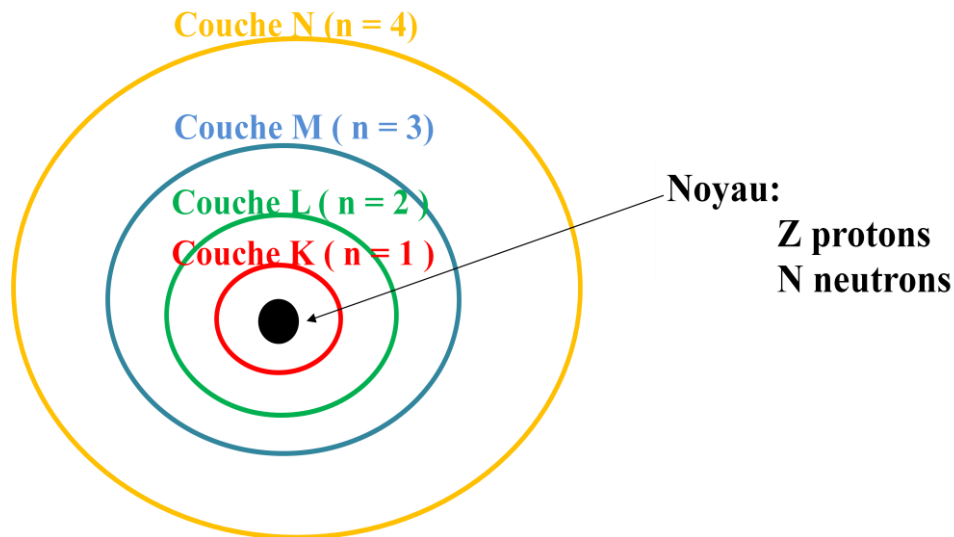
Seule sa probabilité de présence Ψ^2 est mesurable.

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 .

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

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 .

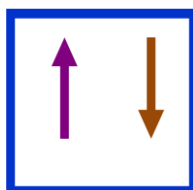
II.3 Le nombre quantique de spin « S » :

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.



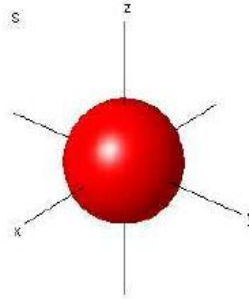
II.4 Représentation des orbitales atomiques (O.A):

n	l	m	Notation des O.A	énergie
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 _x	
		0	2p _z	
		1	2p _y	
3 → 9 OA de même énergie (9 OA dégénérées)	0	0	3s	$-13,6 Z^2/9$
	1	-1	3p _x	
		0	3p _z	
		1	3p _y	
	2	-2	3d _{xy}	
		-1	3d _{yz}	
		0	3d _{z²}	
		1	3d _{xz}	
		2	3d _{x²-y²}	

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



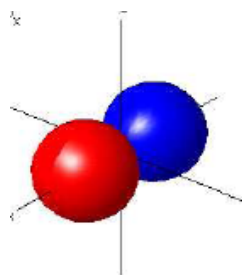
L'O.A. s est représentée par une case quantique

b) Orbitales « p » :

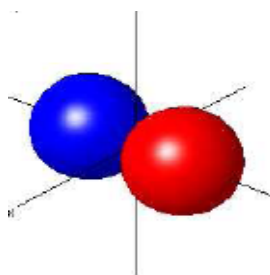
Pour $l = 1 \Rightarrow m = -1, 0 \text{ ou } 1 \Rightarrow 3 \text{ orbitales p}$

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.

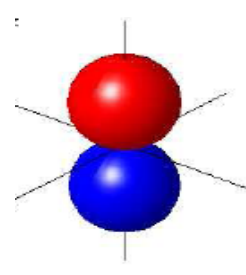
Une orbitale p possède un "plan nodal", dans lequel la probabilité de trouver l'électron est nulle. Ce plan passe par le noyau.



Px



Py



Pz

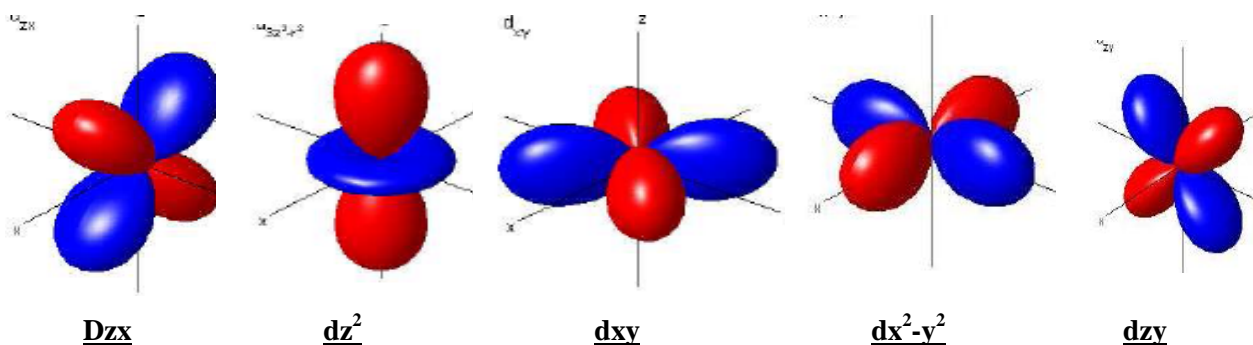
Les O.A. p qui possèdent la même énergie sont représentés par trois cases quantiques



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**.

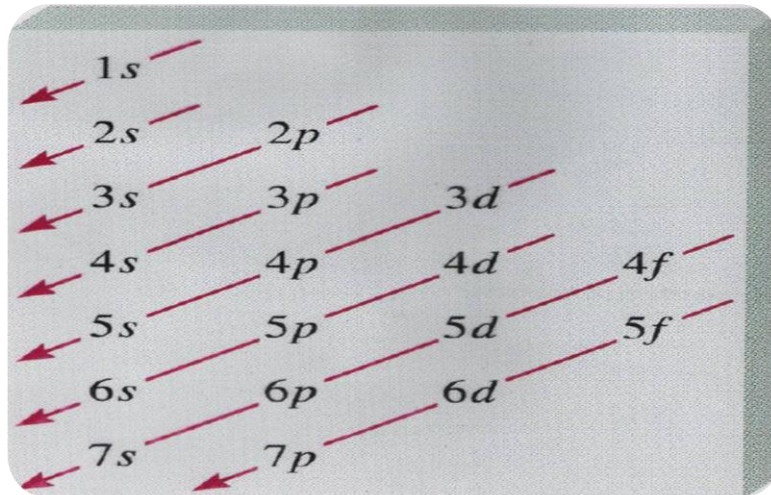
- Règle de **HUND**.

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.



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

b) Principe d'exclusion de Pauli :

Deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques.

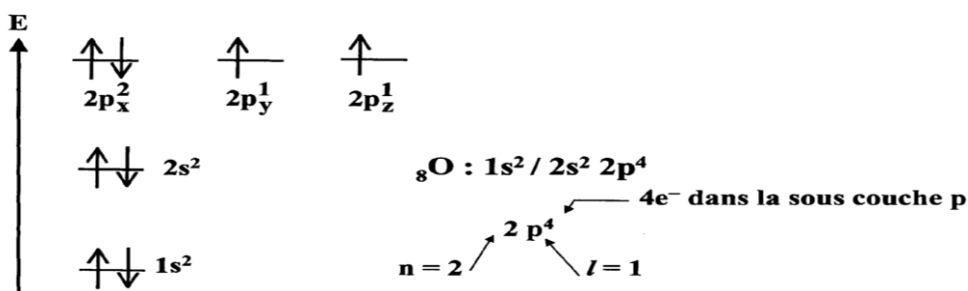
- Deux électrons dans une même orbitale atomique doivent différer par leur nombre quantique de spin, qui ne peut prendre que deux valeurs, $m_s = +1/2$ (\uparrow) ou $-1/2$ (\downarrow).
- Une orbitale atomique ne peut "contenir" au maximum que 2 électrons qui dans ce cas auront des spins opposés : ils sont antiparallèles ou appariés $\uparrow\downarrow$.



- Si l'orbitale ne contient qu'un électron, celui-ci est dit non-apparié ou célibataire.
- 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 même configuration de cœur.

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

n = 1	1s ¹	1s ²
n = 2	2s ¹	2s ²
n = 3	3s ¹	3s ²
n = 4	4s ¹	4s ²
n = 5	5s ¹	⋮
⋮	⋮	

BLOC "s"

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

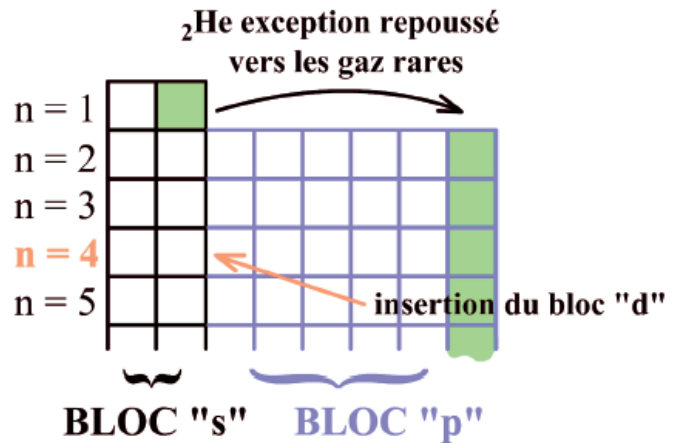
- un bloc « s »
- un bloc « p »

n = 2	2p ¹	2p ²	2p ³	2p ⁴	2p ⁵	2p ⁶
n = 3	3p ¹	3p ²	3p ³	3p ⁴	3p ⁵	3p ⁶
n = 4	4p ¹	4p ²	4p ³	4p ⁴	4p ⁵	4p ⁶
n = 5	5p ¹	5p ²	5p ³	5p ⁴	5p ⁵	5p ⁶
⋮	⋮					

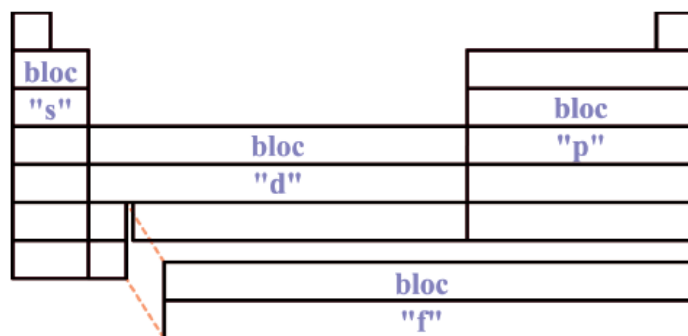
BLOC "p"

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
souscouche
« 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⁺, Li⁺, Na⁺, K⁺,)

- 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⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻,....)

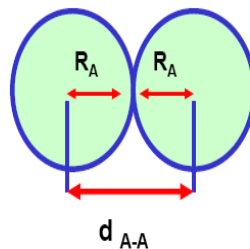
IV.3 Les propriétés chimiques des atomes :

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.



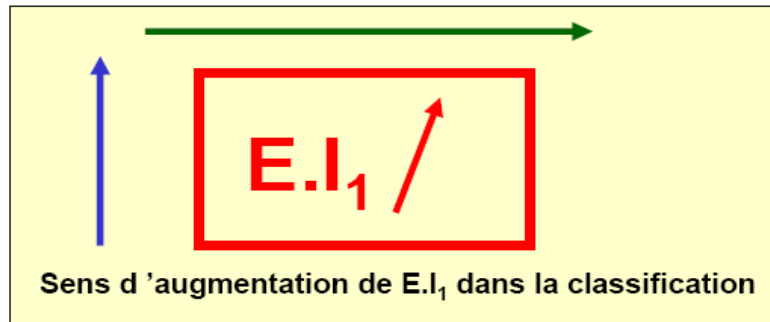
- Sur une période : si Z augmente alors r_a diminue.
- Sur une colonne : si Z augmente alors r_a augmente.



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.

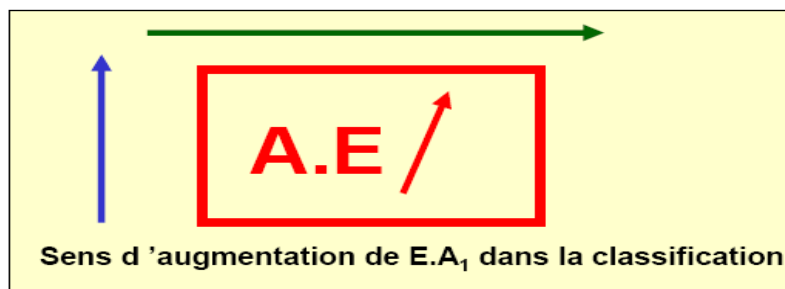


Energie d'ionisation varie en sens inverse du rayon atomique.

c) Affinité électronique (A.E)

C'est le phénomène inverse de l'ionisation.

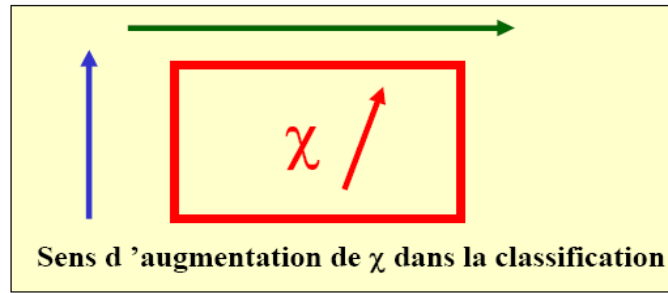
L'affinité électronique d'un atome X est l'énergie dégagée lorsque cet atome capte un électron.



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

d) Electronegativité (χ)

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.