

CHAPITRE IV LA CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

I- Rappel

L'application de la mécanique ondulatoire au modèle atomique modifie la notion classique de localisation précise de l'électron. Elle est remplacée par une notion statistique, plus floue, de probabilité de présence de l'électron.

Le traitement mathématique est basé sur l'équation de Schrödinger, dont la résolution correspond à la fonction Ψ , appelée fonction d'onde. Ψ donne la probabilité de présence de l'électron, à un moment donné, dans un certain volume de l'espace, caractérisé par ses coordonnées x, y, z .

Dans la suite on ne se servira plus du terme orbite électronique, mais on se rapportera à des orbitales atomiques, représentant les régions de l'espace dans lesquelles la probabilité de présence de l'électron est maximale.

Nombres quantiques

Le traitement mathématique du modèle de Bohr et ultérieurement du modèle atomique abordé par la mécanique ondulatoire ont nécessité l'introduction de certains valeurs, appelées **nombres quantiques**, dont les trois premiers sont des paramètres permettant la résolution de l'équation de Schrödinger.

Les quatre nombres quantiques que nous utilisons sont :

n nombre quantique principal qui caractérise les couches ou niveaux énergétiques

Il varie, par valeurs entières, de 1 à n , soit :

n	1	2	3	4n
couche	K	L	M	N	

l nombre quantique principal (appelé aussi nombre quantique secondaire ou azimutal). Il caractérise les sous couches ou sous niveaux énergétiques. Il dépend de n et varie, par valeurs entières, de 0 à $(n-1)$

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

m nombre quantique magnétique qui définit l'orientation dans l'espace. Il dépend de l et varie de $-l$ à $+l$. Donc il y aura $(2l+1)$ donc $2n+1$ valeurs de m

Pour $l=0$, sous couche s une seule valeur de m

Pour $l=1$ sous couche p, on aura $(2l+1) = 3$ valeurs de m

n nombre quantique de spin introduit pour tenir compte de la rotation de l'électron sur son propre axe, m nombre quantique magnétique ne prend que 2 valeurs $+1/2$ et $-1/2$

Les trois nombres quantiques, n, l et m définissent une orbitale ou case quantique qu'on représente par un carré

Les électrons sont notés sous forme de flèches orientées vers le haut ou vers le bas $+1/2 \uparrow$ et $-1/2 \downarrow$

Une autre manière d'indiquer la configuration électronique des éléments utilise le symbolisme $1s^2 2s^2 2p^6 \dots$. Les chiffres indiquent la valeur de $n=1,2,3 \dots$. Les lettres s, p, .. caractérisent les sous-couches définies par les nombres quantiques secondaires, ce qui permet de parler d'électrons s, d'électrons p, ..le chiffre exposant indique le nombre d'électrons dans la sous couche considérée.

Pour un même niveau d'énergie le nombre quantique n est le même.

niveau	n	l	m	s	états
K	n = 1	l = 0	m = 0	s = $\pm 1/2$	$1s^2$
L	n = 2	l = 0	m = 0	s = $\pm 1/2$	$2s^2$
		l = 1	m = 0, ± 1	s = $\pm 1/2$	$2p^6$
M	n = 3	l = 0	m = 0	s = $\pm 1/2$	$3s^2$
		l = 1	m = 0, ± 1	s = $\pm 1/2$	$3p^6$
		l = 2	m = 0, $\pm 1, \pm 2$	s = $\pm 1/2$	$3d^{10}$
N	n = 4	l = 0	m = 0	s = $\pm 1/2$	$4s^2$
		l = 1	m = 0, ± 1	s = $\pm 1/2$	$4p^6$
		l = 2	m = 0, $\pm 1, \pm 2, \pm 3$	s = $\pm 1/2$	$4d^{10}$
		l = 3	m = 0, $\pm 1, \pm 2, \pm 3, \pm 4$	s = $\pm 1/2$	$4f^{14}$

II . Principe d'élaboration de la classification périodique

Le tableau périodique comporte :

- Des lignes horizontales : périodes
- Des colonnes verticales : groupes chimiques

Les éléments sont répartis en respectant les différentes règles de remplissage La notion de classification périodique a été introduite, a fin de différencier les éléments chimiques entre eux, dans le tableau périodique appelé : **Tableau de MENDELIEV.**

Le tableau périodique des éléments comporte 112 éléments chimiques connus. Il est constitué de 18 colonnes et de 7 lignes ou périodes. On distingue deux catégories d'éléments : les métaux et les non-métaux. Les éléments sont classés par numéro atomique Z croissant.

Dans la mesure où les propriétés physicochimiques des éléments reposent sur leur configuration électronique, cette dernière est sous-jacente à l'agencement du tableau périodique. Ainsi, chaque ligne du tableau (appelée période) correspond à une couche électronique, identifiée par son nombre quantique principal, noté n : il y a sept couches électroniques connues à l'état fondamental, donc sept périodes dans le tableau périodique standard, numérotées de 1 à 7. Chaque période est elle-même scindée en un nombre variable de blocs, qui correspondent aux orbitales atomiques, identifiées par leur nombre quantique secondaire, noté l : il y a quatre types d'orbitales atomiques connues à l'état fondamental, notées s , p , d et f et pouvant contenir chacune respectivement 2, 6, 10 et 14 électrons ; c'est la raison pour laquelle on parle de bloc s , bloc p , bloc d et bloc f .

Si l'on respecte la construction du tableau par blocs en fonction des orbitales atomiques, l'hélium doit se trouver au-dessus du béryllium dans la colonne 2 (celle dont les atomes ont une sous-couche externe ns^2) et non au-dessus du néon dans la colonne 18 (dont les atomes ont une sous-couche externe np^6), comme c'est le cas dans la petite table ci-contre ; l'hélium est positionné usuellement dans la colonne 18 car c'est celle des gaz rares, dont il fait chimiquement partie.

Ce tableau est la représentation la plus usuelle de la classification des éléments chimiques.

Tableau périodique des éléments

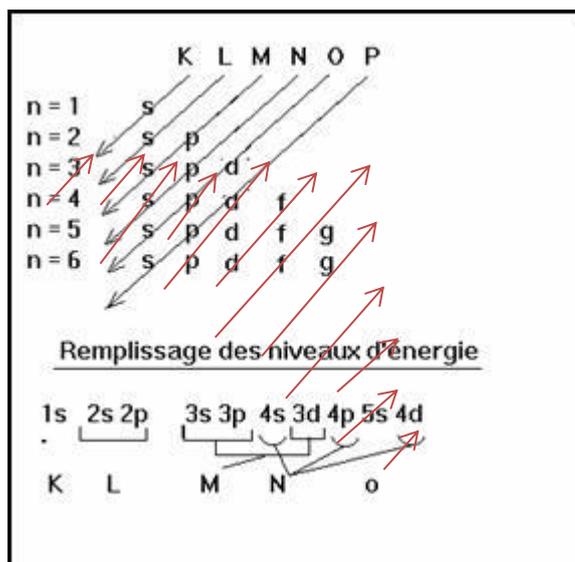
Y IA																	VIII A	
1	1 <u>H</u>	IIA										III A	IVA	VA	VIA	VIIA	2 <u>He</u>	
2	3 <u>Li</u>	4 <u>Be</u>										5 <u>B</u>	6 <u>C</u>	7 <u>N</u>	8 <u>O</u>	9 <u>F</u>	10 <u>Ne</u>	
3	11 <u>Na</u>	12 <u>Mg</u>	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B		I B	II B	13 <u>Al</u>	14 <u>Si</u>	15 <u>P</u>	16 <u>S</u>	17 <u>Cl</u>	18 <u>Ar</u>	
4	19 <u>K</u>	20 <u>Ca</u>	21 <u>Sc</u>	22 <u>Ti</u>	23 <u>V</u>	24 <u>Cr</u>	25 <u>Mn</u>	26 <u>Fe</u>	27 <u>Co</u>	28 <u>Ni</u>	29 <u>Cu</u>	30 <u>Zn</u>	31 <u>Ga</u>	32 <u>Ge</u>	33 <u>As</u>	34 <u>Se</u>	35 <u>Br</u>	36 <u>Kr</u>
5	37 <u>Rb</u>	38 <u>Sr</u>	39 <u>Y</u>	40 <u>Zr</u>	41 <u>Nb</u>	42 <u>Mo</u>	43 <u>Tc</u>	44 <u>Ru</u>	45 <u>Rh</u>	46 <u>Pd</u>	47 <u>Ag</u>	48 <u>Cd</u>	49 <u>In</u>	50 <u>Sn</u>	51 <u>Sb</u>	52 <u>Te</u>	53 <u>I</u>	54 <u>Xe</u>
6	55 <u>Cs</u>	56 <u>Ba</u>	*	72 <u>Hf</u>	73 <u>Ta</u>	74 <u>W</u>	75 <u>Re</u>	76 <u>Os</u>	77 <u>Ir</u>	78 <u>Pt</u>	79 <u>Au</u>	80 <u>Hg</u>	81 <u>Tl</u>	82 <u>Pb</u>	83 <u>Bi</u>	84 <u>Po</u>	85 <u>At</u>	86 <u>Rn</u>
7	87 <u>Fr</u>	88 <u>Ra</u>	**	104 <u>Rf</u>	105 <u>Db</u>	106 <u>Sg</u>	107 <u>Bh</u>	108 <u>Hs</u>	109 <u>Mt</u>	110 <u>Ds</u>	111 <u>Rg</u>	112 <u>Cn</u>	113 <u>Uut</u>	114 <u>Fl</u>	115 <u>Uup</u>	116 <u>Lv</u>	117 <u>Uus</u>	118 <u>Uuo</u>
*	<u>Lanthanides</u>			57 <u>La</u>	58 <u>Ce</u>	59 <u>Pr</u>	60 <u>Nd</u>	61 <u>Pm</u>	62 <u>Sm</u>	63 <u>Eu</u>	64 <u>Gd</u>	65 <u>Tb</u>	66 <u>Dy</u>	67 <u>Ho</u>	68 <u>Er</u>	69 <u>Tm</u>	70 <u>Yb</u>	71 <u>Lu</u>
**	<u>Actinides</u>			89 <u>Ac</u>	90 <u>Th</u>	91 <u>Pa</u>	92 <u>U</u>	93 <u>Np</u>	94 <u>Pu</u>	95 <u>Am</u>	96 <u>Cm</u>	97 <u>Bk</u>	98 <u>Cf</u>	99 <u>Es</u>	100 <u>Fm</u>	101 <u>Md</u>	102 <u>No</u>	103 <u>Lr</u>

<u>Métalloïdes</u>	<u>Non-métaux</u>	<u>Halogènes</u>	<u>Gaz nobles</u>
<u>Métaux alcalins</u>	<u>Métaux alcalino-terreux</u>	<u>Métaux de transition</u>	<u>Métaux pauvres</u>
	<u>Lanthanides</u>	<u>Actinides</u>	

III-Ordre de remplissage des niveaux d'énergie par les électrons

III 1- Règle de Klechkowsky

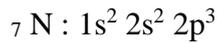
Toutes les sous-couches d'une période n'appartiennent pas forcément à la même couche électronique (c'est le cas à partir de la quatrième période) : à partir de la troisième couche électronique, les sous-couches d'une même couche sont en effet réparties sur plusieurs périodes ; les électrons se distribuent en fait sur les différents niveaux d'énergie quantiques autour de l'atome selon un principe d'*Aufbau* (c'est-à-dire « *construction* » en allemand) dans des sous-couches électroniques dont l'ordre précis est donné par la règle de Klechkowski



h

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

Exp : ${}_3\text{Li} : 1s^2 2s^2$



s, p, d et **f....** Correspondent aux orbitales atomiques qui, par définition, nous indiquent la région de l'espace où il est probable de trouver un électron. Ces orbitales ont un niveau d'énergie

différent. Pour les remplir, il faut commencer par les niveaux les plus bas (1s, 2s) et ainsi de suite (2p, 3s,...).

La sous couche s comporte 2é

La sous couche p comporte 6é

La sous couche d comporte 10é

La sous couche f comporte 14é

La sous couche g comporte 18é

*Les orbitales de plus faible énergie sont remplies avant celles de plus haute énergie

Sous-couche 1s 1 case quantique → 2 électrons → 2 éléments sur la 1^{re} période

Sous-couche 2s 1 case quantique → 2 électrons

Sous-couche 2p 3 cases quantiques → 6 électrons → 8 éléments sur la 2^e période

Sous-couche 3s 1 case quantique → 2 électrons

Sous-couche 3p 3 cases quantiques → 6 électrons → 8 éléments sur la 3^e période

Sous-couche 4s 1 case quantique → 2 électrons

Sous-couche 3d 5 cases quantiques → 10 électrons

Sous-couche 4p 3 cases quantiques → 6 électrons → 18 éléments sur la 4^e période

Sous-couche 5s 1 case quantique → 2 électrons

Sous-couche 4d 5 cases quantiques → 10 électrons

Sous-couche 5p 3 cases quantiques → 6 électrons → 18 éléments sur la 5^e période

Sous-couche 6s 1 case quantique → 2 électrons

Sous-couche 4f 7 cases quantiques → 14 électrons

Sous-couche 5d 5 cases quantiques → 10 électrons

Sous-couche 6p 3 cases quantiques → 6 électrons → 32 éléments sur la 6^e période

Sous-couche 7s 1 case quantique → 2 électrons

Sous-couche 5f 7 cases quantiques → 14 électrons

Sous-couche 6d 5 cases quantiques → 10 électrons

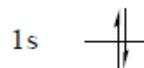
Sous-couche 7p 3 cases quantiques → 6 électrons → 32 éléments sur la 7^e période

C'est la succession des sous-couches électroniques de chaque période qui détermine la structure du tableau périodique, chaque période étant définie par le retour d'une sous-couche *s* suivant une sous-couche *p* de la période précédente.

III . 2 . Le principe d'exclusion de Pauli

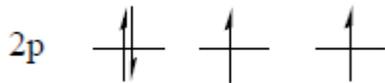
stipule que deux électrons ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques (*n*, *m*, *l* et *s*) égaux ce qui veut dire que les orbitales ne peuvent être occupées que par deux électrons au maximum et ils doivent différer par l'orientation de leur spin.

Une orbitale est donc remplie lorsqu'elle est occupée par deux électrons de spins opposés.



III . 3 . La règle de Hund

Donne des instructions quant à l'ordre selon lequel les orbitales dégénérées sont remplies : elles sont remplies d'abord par 1 e- du même spin et ensuite avec un spin opposé à celui de la première série.



III-4-Exceptions et règle de Hund

La règle de Klechkowski est observée pour plus de 80 % des 103 éléments dont la configuration électronique à l'état fondamental est connue avec précision, mais une vingtaine d'éléments y font exception. L'état fondamental est en effet par définition celui dont l'énergie est la plus faible, et le spin des électrons entre en jeu pour déterminer cette énergie : plus le spin résultant des électrons d'une orbitale atomique est élevé, plus la configuration de ces électrons sur cette orbitale est stable (règle de Hund). Il s'ensuit que, pour les éléments du bloc *d* et du bloc *f* (métaux de transition, lanthanides et actinides), il est énergétiquement moins favorable de suivre la règle de Klechkowski que de favoriser l'occupation impaire des sous-couches les plus externes lorsque la couche *d* ou *f* est vide, à moitié remplie ou entièrement remplie, car l'écart d'énergie entre ces sous-couches est inférieur au gain d'énergie induit par la redistribution des électrons maximisant leur spin résultant (dans le tableau qui suit, les électrons de cœur sont en gris) :

<u>Élément chimique</u>	<u>Série chimique</u>	<u>Configuration électronique</u>
n° 24 Cr <u>Chrome</u>	<u>Métal de transition</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $4s^1 3d^5$
n° 29 Cu <u>Cuivre</u>	<u>Métal de transition</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $4s^1 3d^{10}$
n° 41 Nb <u>Niobium</u>	<u>Métal de transition</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ $5s^1 4d^4$
n° 42 Mo <u>Molybdène</u>	<u>Métal de transition</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ $5s^1 4d^5$
n° 44 Ru <u>Ruthénium</u>	<u>Métal de transition</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ $5s^1 4d^7$

n° 45	Rh <u>Rhodium</u>	<u>Métal de transition</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^8$
n° 46	Pd <u>Palladium</u>	<u>Métal de transition</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$
n° 47	Ag <u>Argent</u>	<u>Métal de transition</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$
n° 57	La <u>Lanthane</u>	<u>Lanthanide</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1$
n° 58	Ce <u>Cérium</u>	<u>Lanthanide</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^1 5d^1$
n° 64	Gd <u>Gadolinium</u>	<u>Lanthanide</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^7 5d^1$
n° 78	Pt <u>Platine</u>	<u>Métal de transition</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^9$
n° 79	Au <u>Or</u>	<u>Métal de transition</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$
n° 89	Ac <u>Actinium</u>	<u>Actinide</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 6d^1$
n° 90	Th <u>Thorium</u>	<u>Actinide</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 6d^2$
n° 91	Pa <u>Protactinium</u>	<u>Actinide</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^2 6d^1$
n° 92	U <u>Uranium</u>	<u>Actinide</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^3 6d^1$
n° 96	Cm <u>Curium</u>	<u>Actinide</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^7 6d^1$
n° 103	Lr <u>Lawrencium</u>	<u>Actinide</u>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 7p^1$

III . 5 . électrons de valence

Ce sont les électrons appartenant à la couche externe, appelé couche de valence sauf exception.

Exemple : $^{32}\text{X} : {}_{18}(\text{Ar}) 4s^2 3d^{10} 4p^2 \text{---} {}_{18}(\text{Ar}) 3d^{10} \underline{4s^2 4p^2}$

La couche de valence est la $4s^2 4p^2$, car la 3d est entièrement remplie et son niveau d'énergie devient plus bas. Les électrons de valence $2+2=4$

La valence d'un atome est égale au nombre d'électron célibataire qu'il possède susceptible de former des liaisons.

Exemple : $_{20}X :_{18}(\text{Ar}) 4s^2 3d^0 4p^0$.La valence =0

$_{22}X :_{18}(\text{Ar}) 4s^2 3d^2$. La valence =2

Classification simplifiée des 18 premiers éléments

Dans une même ligne, les atomes des éléments ont le même nombre de couches électroniques occupées :

- 1 couche (K) pour la première ligne
- 2 couches (K et L) pour la seconde ligne
- 3 couches (K, L et M) pour la troisième ligne
- Dans une même colonne, les atomes des éléments ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe : un électron sur la couche externe, pour les atomes faisant partie des éléments de la première colonne puis 2 pour ceux de la seconde colonne etc.

ligne ou période								
1	H Hydrogène Z = 1 (K) ¹							He Hélium Z = 2 (K) ²
2	Li Lithium Z = 3 (K) ² (L) ¹	Be Beryllium Z = 4 (K) ² (L) ²	B Bore Z = 5 (K) ² (L) ³	C Carbone Z = 6 (K) ² (L) ⁴	N Azote Z = 7 (K) ² (L) ⁵	O Oxygène Z = 8 (K) ² (L) ⁶	F fluor Z = 9 (K) ² (L) ⁷	Ne Néon Z = 10 (K) ² (L) ⁸
3	Na sodium Z = 11 (K) ² (L) ⁸ (M) ¹	Mg Magnésium Z = 12 (K) ² (L) ⁸ (M) ²	Al Aluminium Z = 13 (K) ² (L) ⁸ (M) ³	Si Silicium Z = 14 (K) ² (L) ⁸ (M) ⁴	P Phosphore Z = 15 (K) ² (L) ⁸ (M) ⁵	S Soufre Z = 16 (K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	Cl Chlore Z = 17 (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	Ar Argon Z = 18 (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸
n° de colonne	1	2	3	4	5	6	7	8
électrons sur la couche externe	1	2	3	4	5	6	7	8

IV .1. les familles chimiques

Les éléments ayant des propriétés chimiques voisines forment une famille. Ils sont placés dans la même colonne. Leurs propriétés chimiques sont dues aux nombres d'électrons de leur couche externe.

IV . 2. La famille des alcalins :

A l'exception de l'hydrogène, les éléments de la première colonne appartiennent à la famille des alcalins.

Dans la nature on les rencontre sous forme d'ions Li^+ (lithium), Na^+ (sodium) ou K^+ (potassium), comme dans l'eau ou les eaux minérales. Ils sont responsables du goût salé. A l'état de corps purs simples ce sont des métaux mous qui réagissent spontanément avec le dioxygène de l'air ou l'eau.

IV . 3. La famille des halogènes :

Les éléments de la 17^e colonne (7^eème colonne de la classification simplifiée) appartiennent à la famille des halogènes.

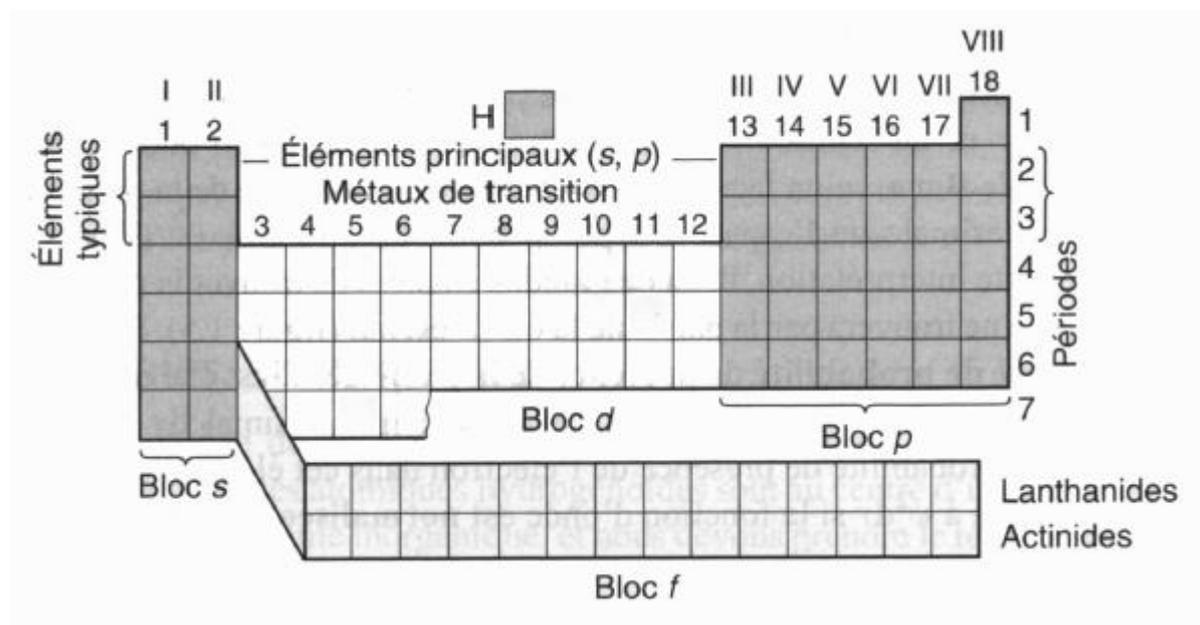
Dans la nature, on les rencontre sous forme d'ions monoatomiques : F^- (fluorure); Cl^- (chlorure); Br^- (bromure). Ils peuvent également exister sous forme de molécules diatomiques : F_2 , Cl_2 , Br_2 . Ces espèces chimiques sont fortement colorées et très nocives.

IV.4. La famille des gaz nobles ou rares:

Les gaz rares sont peu présents dans l'atmosphère terrestre. Ce sont les éléments chimiques les plus stables. Ils sont inertes chimiquement c'est-à-dire qu'ils ne participent à aucune réaction chimique. Ils ne forment pas d'ions ni de molécules.

Pourquoi ? Leur dernière couche est saturée à 2 ou 8

Il est souvent commode de diviser la classification en différentes régions : les blocs s, p, d et f comme indiqué dans la classification ci-dessus .Ces blocs correspondent respectivement au remplissage des sous-couches s, p, d et f.



Bloc s et p correspondent au sous groupe A

Bloc d correspondent au sous groupe B

Bloc s , élément en ns^1 groupe IA ; les alcalins

Bloc s , élément en ns^2 groupe IIA ; les alcalineux terreux.

Bloc p , élément en $ns^2 np^1$ groupe IIIA : les métaux trivalent

élément en $ns^2 np^2$ groupe IVA : metalloïdes pas de caractères métalliques

en $ns^2 np^3$ groupe VA

en $ns^2 np^4$ groupe VIA

en $ns^2 np^5$ groupe VIIA : les halogènes

en $ns^2 np^6$ groupe VIIIA : les gazs nobles ou gazs rares

Bloc d : les éléments appartenant au groupe d sont appelé les éléments de transitions

On appelé élément de transition : élément possédant un niveau d'énergie incomplet.

Il existe trois séries d'éléments de transitions $3d$, $4d$, $5d$, i varie de 1 a 10

Elément en $ns^2 (n-1)d^1$ ---groupe **III B**

Elément en $ns^2 (n-1)d^2$ ---groupe **IV B**

Elément en $ns^2 (n-1)d^3$ ---groupe **V B**

Elément en $ns^2 (n-1)d^4$ ---groupe **VI B**

Elément en $ns^2 (n-1)d^5$ ---groupe **VII B**

Elément en $ns^2 (n-1)d^6$ ---groupe **VIII B**

Elément en $ns^2 (n-1)d^7$ ---groupe **VIII B**

Elément en $ns^2 (n-1)d^8$ ---groupe **VIII B**

Elément en $ns^2 (n-1)d^9$ ----configuration instable $(n+1)d^{10} ns^1$ plus stable

Elément en $ns^2 (n-1)d^{10}$ ---groupe **IIB**

Elément en $ns^1 (n-1)d^{10}$ ---groupe **IB**

Les éléments du groupe VIB et IB dont la configuration est $ns^2(n-1)d^4$ présente une irrégularité afin d'acquérir une stabilité dans leurs configuration (sous couche s et d soient entièrement ou a moitié remplie : $(n-1)d^4 ns^2$ ----- $(n-1)d^5 ns^1$).

Les éléments du groupe IB et IIB ne sont pas des éléments de transitions car leurs sous couches d est entièrement pleine mais leurs ions possèdent « d » incomplète

Exemple : Cu^{2+} est $3d^9$

Bloc f : Les éléments de Ce à L correspondent au remplissage des orbitales 4f : $4f_i$ (i : 1 à 14)
 $5d16s2$ séries des Lanthanides.

V . Evaluation des proprietes physiques au sein de la classification periodique

La colonne dans laquelle se trouve l'élément chimique nous renseigne sur l'ion qu'il va donner au cours des réactions chimiques.

Dans la classification simplifiée, les ions monoatomiques correspondant à la même famille ont tous la même charge. La cause est due à la règle de l'octet et du duet.

Exemple :

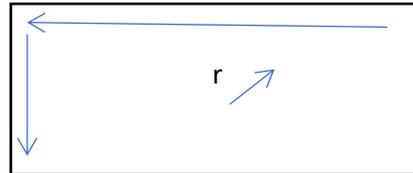
- les éléments de la première colonne donne des cations X^+ , ceux de la seconde donne des cations X^{2+} , ceux de la troisième colonne peuvent donner des cations X^{3+} .

- les éléments de la septième colonne donnent des anions X^- , ceux de la sixième des anions X^{2-}

V. 1. Le rayon atomique r

Selon une colonne Z augmente , r augmente

Selon une période Z diminue , r augmente



V. 2. Energie d'ionisation. Ei

a) Définition

- Ioniser un atome, c'est lui enlever un ou plusieurs électrons

- L'énergie de première ionisation d'un atome est l'énergie nécessaire pour extraire un électron de l'atome à l'état gaz

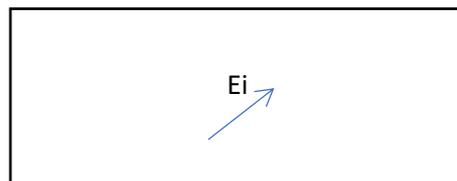


-L'énergie de deuxième ionisation



Selon une colonne Z diminue, Ei augmente

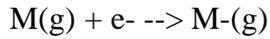
Selon une période Z augmente, Ei augmente



V.3 . Affinité électronique

a) Définition

- C'est l'énergie de la transformation : énergie libérée par l'atome neutre d'un élément quand il capte un électron.



Si le processus dégage de l'énergie, on dit que l'affinité électronique de l'atome M est positive.

L'affinité électronique est d'autant plus grande que l'énergie déagée est plus élevée.

V. 4. Électronégativité. ξ

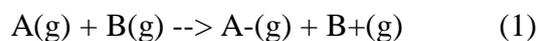
a) Définitions

- Considérons deux aimants A et B, liés l'un à l'autre par l'intermédiaire d'une bille métallique. Si on écarte les deux aimants, l'aimant A entraînera la bille avec lui si le champ qu'il crée est assez fort.

Si on envisage la réaction entre un atome A et un atome B, l'atome A prendra d'autant plus facilement un électron de B que :

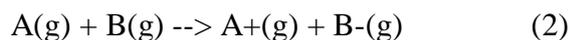
- L'affinité électronique de A est plus forte.
- L'énergie d'ionisation de B est plus faible.

Si la réaction (1) suivante se produit :



On dira que A est plus électronégatif que B.

Si la réaction (2) suivante se produit :



On dira que B est plus électronégatif que A.

L'électronégativité mesure la tendance d'un atome à prendre des électrons en présence d'un autre atome.

Selon une colonne Z diminue ξ augmente

Selon une période Z augmente ξ augmente

