

1. Le Tableau périodique

La classification périodique est basée sur les **numéros atomiques Z** des différents éléments et sur le remplissage électronique successif de leurs orbitales.

Les **électrons de valence** sont les électrons dont le nombre quantique principal est le plus élevé. Ce sont les électrons périphériques.

Les **électrons de coeur** sont les électrons des couches internes.

Pour les **éléments de transition**, les OA nd et (n+1) s tels que 3d, 4s ou 4d, 5s sont d'énergie voisine et tous les électrons de ces orbitales sont des électrons de valence. ex: Ti $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ possède 4 e⁻ de valence: $4s^2 3d^2$

Les éléments d'un même groupe ou colonne ont la même configuration en ce qui concerne les électrons de valence. Leur comportement chimique est identique.

1s		bloc s: ns^1 ou ns^2										bloc p ns^2np^x						1s
1s	1ère période																	
2s	2ème période																2p	
3s	bloc d $(n-1)d^xns^y$																3p	
4s	métaux de transition																4p	
5s	d																5p	
6s																	6p	
7s																	7p	
bloc f $(n-2)f^x(n-1)d^y ns^2$																		
lanthanides										4f	f		14 elts					
actinides										5f	f		14 elts					

Les groupes d'éléments de la classification

Les éléments d'un même groupe ont des propriétés chimiques et physiques semblables

❖ Les différentes colonnes se structurent en **blocs** selon le type *s*, *p*, *d* ou *f* de la dernière sous-couche à être remplie.

Cette structuration est rendue possible par la périodicité du remplissage que prévoit la règle de Klechkowski.

Par exemple, on remarque dans le tableau de Klechkowski qu'on entame toujours une nouvelle couche par une OA de type *s* après avoir terminé une OA de type *p* de la couche précédente (sauf pour le passage à la deuxième ligne).

Ainsi, les deux premières colonnes font partie du **bloc s**, et les six dernières du **bloc p**.

Les blocs *s* et *p* sont appelés **blocs principaux**. Pour les éléments de ces blocs, les électrons *ns* et *np* sont les **électrons de valence**.

Les blocs *d* (colonnes 3 à 12) et *f* (non numérotées) sont les **blocs de transition**. Tous les éléments qu'ils contiennent sont des métaux. Les éléments du bloc *f* sont également appelés les **terres rares** (lanthanides pour la période 6, actinides pour la période 7).

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

- G1 : les alcalins
- G2 : les alcalino-terreux
- G16 : les chalcogènes
- G17 : les halogènes
- G18 : les gaz rares.

On appelle les éléments de transition les éléments présentant la sous couche d incomplète. Il existe trois séries de transition :

- 1^{ère} série 3d : Sc (3d¹4s²) Cu(3d⁹4s²).
- 2^{ème} série 4d : Y(4d¹5s²) Ag(4d⁹6s²)
- 3^{ème} série 5d : La(5d¹6s²) Au(5d⁹6s²)

Le groupe (Zn, Cd, Hg) est un groupe limite avec la configuration électronique (n-1) d¹⁰ns² La 3^{ème} série de transition est normale mais elle est interrompue entre le La (lanthane) et le Hf (Hafnium) par la formation d'une série de transition interne : les lanthanides.

- Les éléments de transition internes sont eux qui constituent le bloc f comportant deux séries :
 - ▶ les lanthanides : (terres rares) ce sont 14 éléments qui suivent le lanthane dans la classification périodique, situé entre le lanthane est le lutecium, leur configuration externe 4f^x5d^(0;1)6s².
 - ▶ Les actinides : éléments de l'actinium au lawrencium ; la structure terminale 5f^x6d^(0;1)7s²

Les 103 éléments du tableau périodique sont classés en 3 catégories selon leurs propriétés mais la plupart des éléments chimiques sont des métaux.



⚠ Bien que dans la première colonne, l'**hydrogène n'est pas un alcalin**. Ce n'est pas non plus un métal.

Rayon atomique (fig.1) : Distance entre l'électron le plus loin et le noyau. Comme on ne peut pas dire précisément où cet électron est (c'est une probabilité), le rayon atomique est habituellement défini par la moitié de la distance entre les noyaux de deux atomes semblables.

Quand on descend dans un groupe, le rayon augmente car les électrons de valences sont dans un niveau d'énergie supérieur, donc + loin du noyau.

Quand on avance dans une période, le rayon diminue car les électrons sont ajoutés sur un même niveau d'énergie (niveau 1, 2, 3, 4...), mais la quantité de neutrons et protons augmente. Le dernier niveau d'énergie est donc plus attiré par le noyau.

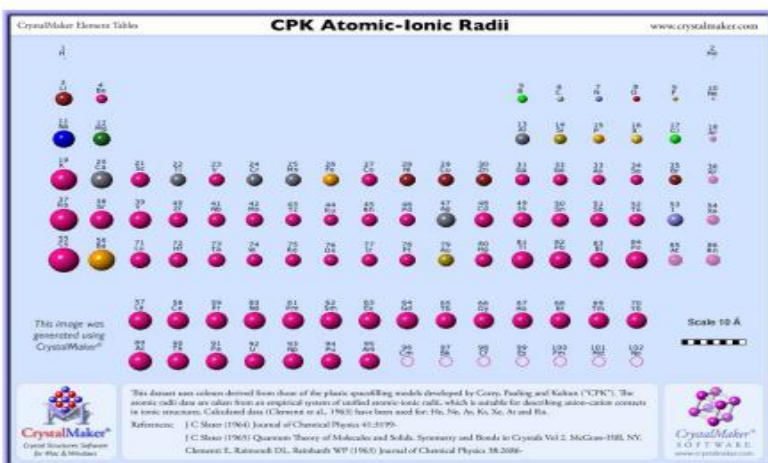
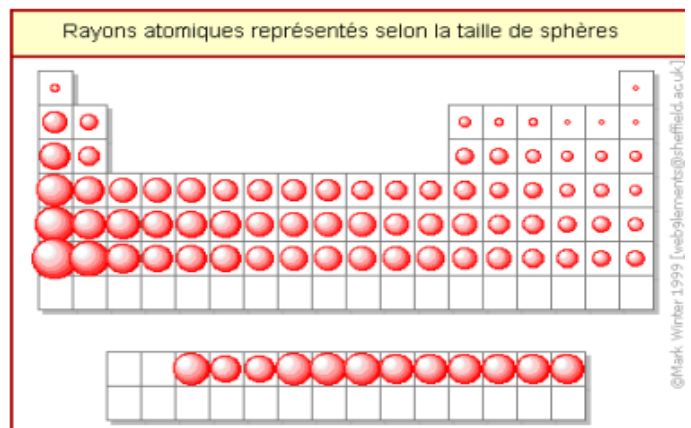


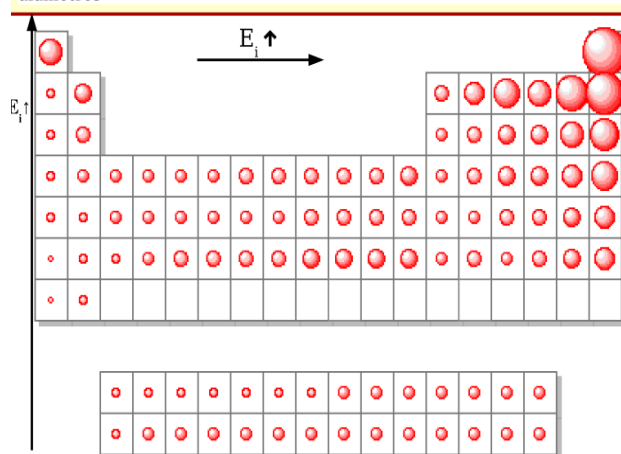
Figure 2. Rayon ionique

Rayon ionique (fig. 2) : Rayon d'un ion cation ou anion. Dans les 2 cas, le rayon ionique augmente quand on descend dans le groupe et quand on avance dans la période. Cela est pour les mêmes raisons que le rayon atomique : quand le niveau d'énergie augmente, les électrons de valence sont plus loin du noyau donc le rayon augmente; dans la période, on reste sur le même niveau d'énergie mais la quantité de neutrons et de protons augmente, donc le dernier niveau d'énergie est plus attiré par le noyau.

Cation : contient moins d'électrons que de protons alors le dernier électron de valence est plus attiré au noyau et le rayon ionique est plus petit que le rayon atomique. Il est aussi plus petit car il a un électron de moins. Dans la période, tous les ions ont la même quantité d'électrons, mais de plus en plus de neutrons et protons, donc le rayon ionique diminue.

Anion : contient plus d'électrons que de neutrons et protons, est donc plus grand que l'atome parent. Dans la période, le rayon ionique diminue car tous les ions ont la même quantité d'électrons, mais de plus en plus de neutrons et protons, donc le rayon ionique diminue.

Energies de 1ère ionisation représentées par des sphères de différents diamètres



Anomalies:

Be $2s^2$, **Mg** $3s^2$: départ d'un électron d'une sous-couche remplie ns stable.
B $2s^2 2p^1$, **Al** $3s^2 3p^1$, départ d'un électron np moins stable. L'électron est plus facile à arracher. Donc E_1 (Be et Mg) ↑ légèrement.

Il en est de même pour **N** ($2s^2 2p^3$) comparé à **O** ($2s^2 2p^4$)
 et **P** ($3s^2 3p^3$) comparé à **S** ($3s^2 3p^4$).

• Les éléments des **gaz rares** ($ns^2 np^6$) (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) ont des énergies d'ionisation **élevées**. Ce qui est normal puisque le processus correspond au désappariement d'un doublet électronique.

Puis viennent les halogènes F, Cl, Br, I, At (astate Z=85).

Les éléments **alcalins** (ns^1) Li, Na, K, Rb, Cs ont les énergies d'ionisation les plus **faibles**: l'électron externe est faiblement lié au noyau.

Energie d'attachement, et Affinité électronique



E_{att1} = énergie libérée par un atome quand il capte un élec

Electron Affinity Increases $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Electron Affinity Increases

IA						VIIA	VIIIA
H 73.5	Be	B	C	N *	O	F	He -
Li 60.4	Be *	B 27	C 123.4	N *	O 142.5	F 331.4	Ne *
Na 53.2	Mg *	Al 45	Si 135.0	P 72.4	S 202.5	Cl 352.4	Ar *
K 48.9	Ca *	Ga 30	Ge 120	As 78	Se 197.0	Br 327.9	Kr *
Rb 47.4	Sr *	In 29	Sn 122	Sb 102	Te 192.1	I 298.4	Xe *
Cs 46.0	Ba *	Tl 30	Pb 110	Bi 110	Po 190	At 270	Rn *
Fr *	Ra *						

Electronegativity Increases

Electronegativity Increases

IA						VIIA	VIIIA
H 2.20	Be	B	C	N	O	F	He --
Li 0.98	Be 1.57	B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne --
Na 0.93	Mg 1.31	Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar --
K 0.82	Ca 1.00	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr --
Rb 0.82	Sr 0.95	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe --
Cs 0.79	Ba 0.89	Tl 2.04	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn --
Fr 0.7	Ra 0.9						

L'électronégativité croît de gauche à droite et de bas en haut dans le tableau

Le rayon atomique diminue dans une période. Les électrons externes des éléments d'une même période sont sur la même couche électronique (même valeur de n). La charge nucléaire vue par ces électrons augmente régulièrement car l'écrantage des électrons de la couche de valence est faible. La force d'attraction coulombienne électron-noyau augmentant, les électrons externes sont plus proches du noyau.

Le rayon atomique augmente dans une famille. Dans une période, chaque élément possède une couche électronique de plus que l'élément qui est au dessus de lui (n augmente de 1). Bien que la charge du noyau augmente sensiblement d'un élément au suivant, la charge effective augmente peu car l'écrantage des électrons internes est proche de 1.

L'électronégativité augmente dans une période. Comme le rayon diminue et la charge effective augmente, la force d'attraction noyau-électron devient plus forte.

L'électronégativité diminue dans une famille. Comme le rayon augmente et la charge effective reste à peu près constante, la force d'attraction noyau-électron devient plus faible.