

CHAPITRE V

CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

I) Introduction

Mendeleïev (en 1869) est le premier à avoir l'idée de classer les 63 éléments chimiques connus à l'époque par masse atomique croissant (seul paramètre accessible à son époque).

Il proposa un classement des éléments par masse atomique croissante mais également selon leurs propriétés chimiques et physiques. Il remarque que ces propriétés reviennent de manière périodique. Il a également prévu une place pour les éléments manquants et a estimé leurs masses.

Le tableau de Mendeleïev a servi de base à la construction de la classification périodique actuelle.

II) Classification périodique actuelle des éléments

La classification des éléments chimiques, publiée par l'IUPAC en 2016, regroupe 118 éléments. Ces éléments ne sont plus classés dans le tableau périodique par rapport à leur masse atomique mais, par ordre croissant de **numéro atomique Z** tout en respectant la **règle de Klechkowsky**. La place d'un élément dans le tableau périodique est ainsi directement reliée à sa configuration électronique.

Chaque élément est représenté dans une case (figure 1) contenant un certain nombre d'information telle que : nom, symbole chimique, masse molaire atomique moyenne des isotopes, numéro atomique, groupe et colonne.

Numéro de la colonne	→	1	IA	← Numéro du groupe
Numéro atomique	→	1	1,01	← Masse molaire atomique g/mol
Symbol chimique	→	H	Hydrogène	← Nom de l'élément

Figure 1 : Présentation d'un élément dans le tableau périodique

La classification périodique actuelle comporte 18 colonnes (groupes et sous-groupes), 7 lignes (Périodes) et 4 blocs (s, p, d et f).

II.1) Principe de construction :

- **Périodes :**

Il y'a dans le tableau périodique **7 lignes** qui correspondent aux **périodes**,

Le parcours d'une ligne correspond au remplissage d'une couche électronique. La période débute ainsi toujours par le remplissage d'une nouvelle couche. Les périodes sont numérotées de 1 à 7 et notées couches : K, L, M, N, O, P, et Q. Le numéro atomique, des éléments figurants dans une période, augmente de gauche à droite.

Afin de retrouver la période d'un élément, il faudra établir sa configuration électronique à l'état fondamental. Le **nombre de la dernière couche** indique le numéro de la période.

Inversement, il est possible de déduire une configuration électronique d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique.

Exemple : ${}_{10}\text{Ne}$: $1s^2 / 2s^2 2p^6$ La dernière couche étant la couche L avec $n=2$, le néon se trouve donc à la deuxième ligne du tableau périodique.

En se référant à la règle de Klechkowsky, l'ordre de remplissage des sous couches se fait dans l'ordre suivant : $1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 / 4s^2 3d^{10} 4p^6 / 5s^2 4d^{10} 5p^6 / 6s^2 4f^{14} 5p^6 / 7s^2$étant donné qu'une période débute par le remplissage d'une nouvelle couche on constate que celle-ci débute par le remplissage d'une sous couche **s** et se termine toujours par celui de la sous couche **p**, à l'exception de la première période. Le dernier élément d'une la période est toujours un gaz rare (sous couche np remplie) et représente la configuration électronique de cœur de la période suivante. Les éléments d'une même période ont la même configuration électronique de cœur (voir Tableau I).

Tableau I : La structure électronique des éléments appartenant à une période n est :

Ligne	Structure électronique	Nombre d'éléments
1	$1s^{1-2}$	2
2	${}_{2}[\text{He}] 2s^{1-2} 2p^{1-6}$	8
3	${}_{10}[\text{Ne}] 3s^{1-2} 3p^{1-6}$	8
4	${}_{18}[\text{Ar}] 4s^{1-2} 3d^{1-10} 4p^{1-6}$	18
5	${}_{36}[\text{Kr}] 5s^{1-2} 4d^{1-10} 5p^{1-6}$	18
6	${}_{54}[\text{Xe}] 6s^{1-2} 4f^{1-14} 5d^{1-10} 6p^{1-6}$	$32-14=18$ (les lanthanides de structure électronique ${}_{54}[\text{Xe}] 6s^2 4f^{1-14}$ sont classés dans le bloc f)
7	${}_{86}[\text{Rn}] 7s^{1-2} 5f^{1-14} 6d^{1-10} 7p^{1-6}$	$34-14=18$ (les actinides de structure électronique ${}_{86}[\text{Rn}] 7s^2 5f^{1-14}$ sont classés dans le bloc f)

Les éléments de structure électronique externe $6s^2 4f^{1-14}$ (famille des lanthanides) et $7s^2 5f^{1-14}$ (famille des Actinides) sont placés pour des raisons de commodité en bas du tableau périodique. Ils sont également appelés famille des terres rares.

- **Blocs :**

Les éléments chimiques sont classés dans 4 blocs différents (voir Figure I): s, p, d et f.

Bloc s : correspond aux éléments dont la couche externe est de type ns^1 et ns^2 à l'exception de l'Helium (placé au bloc p car il s'agit d'un gaz rare).

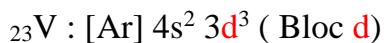
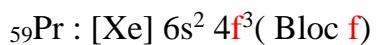
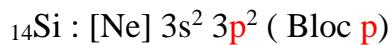
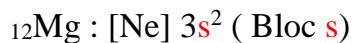
Bloc p : correspond aux éléments dont la couche externe est de type $ns^2 np^{1-6}$; la sous couche $(n-1)d^{10}$ étant entièrement remplie (à partir de la 4^{ème} période)

Bloc d : correspond aux éléments dont la couche externe est de type $ns^2 (n-1)d^{1-10}$ (sous couche d en cours de remplissage)

Bloc f : correspond aux familles des lanthanides et actinides dont la couche externe est de type $ns^2 (n-2)f^{1-14}$

Remarque : certains éléments du bloc f (La, Ce, Gd, Ac, Th, Pa, U, Np et Cm) ne suivent pas la règle de Klechkowsky, dans le remplissage de leur couche de valence pour des raisons de stabilité.

Exemple :



Bloc s		
1s		
2s		
3s	3d	
4s	4d	
5s	5d	
6s	6d	
7s	7d	

Bloc d	Bloc p
	2p
	3p
	4p
	5p
	6p
	7p

Bloc f
4f
5f

Figure I : Tableau périodique sous forme de Blocs s, p, d et f

- **Colonnes, Groupes, sous-groupes et Familles :**

Dans le tableau périodique les colonnes (1 à 18) forment les groupes chimiques aux propriétés analogues ayant donc la même structure externe ou configuration électronique de valence. Les groupes sont notés par des chiffres romains de I à VIII et désigne le nombre d'électrons de la couche de valence. On distingue dans chaque groupe deux sous-groupes A et B :

Sous groupes A :

Ce sont les éléments dont la couche de valence est de type $ns^{1-2} np^{1-6}$ les groupes sont notés I_A , II_A , $VIII_A$. Le sous-groupe A englobe les familles des Alcalins, Alcalino-terreux, bore, carbonides, azotés, chalcogènes, halogènes et gaz rares.

Famille des Alcalins : ce sont les éléments appartenant au groupe I_A (1^{ère} colonne) dont la configuration de la couche externe est ns^1 , à l'exception de l'Hydrogène qui n'est pas un métal alcalin. Ces éléments possèdent ainsi un seul électron sur la couche de valence.

Exemples : $_{19}K$: [Ar] 4s¹; $_{37}Rb$: [Kr] 5s¹

Famille des alcalino-terreux : c'est les éléments appartenant au groupe II_A (2^{ème} colonne) dont la configuration de la couche externe est ns^2 , Ils possèdent donc 2 électrons de valence.

Exemples : $_{20}Ca$: [Ar] 4s²; $_{38}Sr$: [Kr] 5s²

Familles du Bore : 13^{ème} colonne du tableau périodique, ce sont les éléments du groupe III_A possédant 3 électrons de valence. Leur configuration externe est $ns^2 np^1$.

Exemples : $_{13}Al$: [Ne] 3s² 3p¹; $_{31}Ga$: [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p¹; $_{49}In$: [Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p¹

Familles des carbonides : 14^{ème} colonnes du tableau périodique, ce sont les éléments du groupe IV_A et possèdent 4 électrons de valence. Leur configuration externe est $ns^2 np^2$

Exemples : $_{14}Si$: [Ne] 3s² 3p²; $_{32}Ge$: [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p²; $_{50}Sn$: [Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p²

Famille des pnictogènes : 15^{ème} colonne du tableau ou colonne de l'azote, les éléments appartiennent au groupe V_A et possèdent donc 5 électrons de valence. Leur configuration externe est $ns^2 np^3$

Exemples : $_{15}P$: [Ne] 3s² 3p³; $_{33}As$: [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p³; $_{51}Sb$: [Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p³

Famille des chalcogènes : il s'agit des éléments de la 16^{ème} colonne appartenant au groupe VI_A . La couche externe est de type $ns^2 np^4$.

Exemples : $_{16}S$: [Ne] 3s² 3p⁴; $_{34}Se$: [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁴; $_{52}Te$: [Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p⁴

Famille des Halogènes : ce sont les éléments du groupe VII_A ou de la colonne 17 du tableau périodique. Ils comportent 7 électrons de valence et leur configuration est donc de type **ns² np⁵**.

Exemples : ₁₇Cl: [Ne] 3s² 3p⁵; ₃₅Br : [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁵; ₅₃I : [Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p⁵

Famille des gaz nobles: également appelés **gaz rares** ou **gaz inertes**, ils appartiennent au groupe VIII_A ou 18^{ème} colonne du tableau périodique et forment une famille d'éléments chimiques très peu réactifs. Ceci est lié à leur structure externe ou couche de valence saturée (**ns² np⁶**), ce qui leur confère une inertie chimique. Ce sont des gaz monoatomique généralement inerte chimiquement.

Exemples : ₁₈Ar: [Ne] 3s² 3p⁶; ₃₆Kr : [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁶; ₅₄Xe : [Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p⁶

Sous groupe B :

Ce sont les éléments dont la couche de valence est de type **ns² d¹⁻¹⁰ (sous couche d en cours de remplissage)**. Les groupes sont notés I_B, II_B,VIII_B. Ce sont les éléments chimiques du bloc d ou famille des **Métaux de transition**.

Sous-groupe III_B : éléments de la 3^{ème} colonne de configuration externe **ns² (n-1)d¹**

Sous-groupe IV_B : éléments de la 4^{ème} colonne de configuration externe **ns² (n-1)d²**

Sous-groupe V_B : éléments de la 5^{ème} colonne de configuration externe **ns² (n-1)d³**

Sous-groupe VI_B : éléments de la 6^{ème} colonne de configuration externe **ns¹(n-1)d⁵**

Sous-groupe VII_B : éléments de la 7^{ème} colonne de configuration externe **ns² (n-1)d⁵**

Sous-groupe VIII_B (Triade): éléments de la 8^{ème} , 9^{ème} et 10^{ème} colonnes de configurations externes **ns² (n-1)d⁶ ; ns² (n-1)d⁷ et ns² (n-1)d⁸** respectivement. Les éléments comptant 8, 9 ou 10 électrons de valence appartiennent au sous-groupe VIII_B à préciser : 1^{ère} colonne, 2^{ème} colonne ou 3^{ème} colonne de la Triade.

Sous-groupe I_B : éléments de la 11^{ème} colonne de configuration externe **ns¹ (n-1)d¹⁰**

Sous-groupe II_B : éléments de la 12^{ème} colonne de configuration externe **ns² (n-1)d¹⁰**

Exemples : éléments de transition de la 5^{ème} période

Elément	Configuration électronique	Nombre d'électron de valence	Groupe et sous-groupe	Colonne
₃₉ Y	[Kr] 5s ² 4d ¹	3	III _B	3
₄₀ Zr	[Kr] 5s ² 4d ²	4	IV _B	4
₄₁ Nb	[Kr] 5s ² 4d ³	5	V _B	5
₄₂ Mo	[Kr] 5s ¹ 4d ⁵	6	VI _B	6
₄₃ Tc	[Kr] 5s ² 4d ⁵	7	VII _B	7
₄₄ Ru	[Kr] 5s ² 4d ⁶	8	VIII _B , 1 ^{ère} colonne de la Triade	8

^{45}Rh	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^7$	9	VIII _B , 2 ^{ème} colonne de la Triade	9
^{46}Pd	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^8$	10	VIII _B , 3 ^{ème} colonne de la Triade	10
^{47}Ag	$[\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$	1	I _B	11
^{48}Cd	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10}$	2	II _B	12

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
ns ¹	ns ²	ns ² n'd ¹	ns ² n'd ²	ns ² n'd ³	ns ¹ n'd ⁵	ns ² n'd ⁵	ns ² n'd ⁶	ns ² n'd ⁷	ns ² n'd ⁸	ns ¹ n'd ¹⁰	ns ² n'd ¹⁰	ns ² np ¹	ns ² np ²	ns ² np ³	ns ² np ⁴	ns ² np ⁵	ns ² np ⁶

$n' = n - 1$

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

Figure II : Tableau Périodique des éléments

III) Caractère métallique

III.1) Métaux

La majorité des éléments chimiques du tableau périodique sont des métaux, ils occupent la partie gauche du tableau périodique, à l'exception de l'Hydrogène. Un trait épais en forme d'escalier (Voir figure II) permet de séparer les métaux des non métaux. Les principales caractéristiques communes des métaux sont :

- Tendance à former des cations.
- Brillants, malléables et ductiles
- Bons conducteurs électriques et thermiques
- Ils sont à l'état solide à température ambiante, sauf de Mercure (Hg), qui est liquide.

III.2) Non métaux

Les non métaux sont classés à l'angle **supérieur droit** du tableau périodique. Les non métaux sont des isolants thermiques et électriques, ternes, mous et fragiles. Ils peuvent être solides, liquides ou gazeux.

III.3) Métalloïdes

Ils sont placés à la frontière entre les métaux et les non métaux (le long de l'escalier). Ils ont des propriétés intermédiaires entre celles des métaux et des non métaux. Ce sont : Bore, Silicium, Germanium, Arsenic, Antimoine et Tellure.

III.4) Règle de Sanderson

La règle de Sanderson empirique permet de classer un élément chimique en élément métallique ou non métallique. Un élément est métallique si le nombre d'électrons de sa dernière couche (K, L, M,) est inférieur ou égal à sa période. La règle de Sanderson ne s'applique pas à l'Hydrogène et au Germanium.

Exemples :

$_{12}\text{Mg}$: $_{10}[\text{Ne}] \, \text{3s}^2$ (2 électrons sur la couche M, période =3) ; $2 < 3$ donc Mg est un métal

$_{27}\text{Co}$: $_{18}[\text{Ar}] \, \text{4s}^2 \, \text{3d}^7$; $2 < 4$: le cobalt est un métal

$_{17}\text{Cl}$: $_{10}[\text{Ne}] \, \text{3s}^2 \, \text{3p}^5$ (7 électrons sur la couche M, période =3) ; $7 > 3$ le chlore n'est pas un métal.

Formation des ions (cations et anions)

- Les gaz rares sont stables parce qu'ils ont des électrons de valence complets ; ils n'ont donc pas tendance à former des ions.
- Les métaux ont tendance à créer des cations (Na^+ , Mg^{2+} , Fe^{2+} ou Fe^{3+} ...), tandis que les non-métaux ont tendance à créer des anions (O^{2-} , Cl^- , ...etc.)

IV. Evolution et périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments :

IV.1. Rayons atomique et ionique

Le rayon atomique est une mesure de la taille d'un atome. Il est défini comme étant le rayon de l'orbitale atomique (OA) de valence. Il correspond à la mi-distance minimale entre les noyaux de deux atomes d'un même élément, non liés.

• Evolution du rayon atomique dans le tableau périodique

Dans un groupe, le numéro atomique Z augmente de haut en bas, $(Z - \sigma)$ augmente aussi mais très peu et moins que n. Or pour un atome poly électronique, $r_n = \frac{a_0 n^{*2}}{Z^*}$ on constate alors que : Z augmente le long d'une colonne et le rayon atomique augmente.

Dans une période, le numéro de la couche externe n est fixe et Z augmente de gauche à droite, de même pour $(Z - \sigma)$. Ceci implique une augmentation de l'attraction entre le noyau et l'électron, ce qui provoque une contraction des orbitales atomiques, c'est-à-dire une diminution du rayon.

Dans une période : si Z augmente, le rayon diminue.

Remarque : pour les métaux de transition, dans une période, si Z augmente, on ajoute des électrons dans les sous niveaux $(n-1)d$ ou $(n-2)f$. Donc il n'y a pas de variation sensible du rayon atomique dans une même période puisque l'on ne touche pas, en principe, à la couche externe.

Le rayon ionique est le rayon d'un cation ou d'un anion. Un cation atomique est toujours plus petit que l'atome neutre correspondant, et un anion est toujours plus grand que l'atome neutre correspondant.

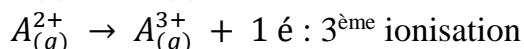
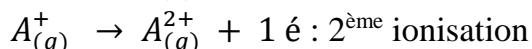
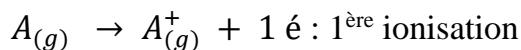
L'évolution des rayons ioniques au sein de la classification périodique est la même que celle des rayons atomiques. Pour les ions d'éléments de groupes différents, une comparaison n'est utile que dans le cas d'ions iso-électronique c'est-à-dire ayant le même nombre d'électrons.

IV.2 Energie d'ionisation

L'énergie d'ionisation notée E_i est l'énergie à fournir à un atome A à l'état gazeux à l'état fondamental pour lui arracher un électron selon la réaction : $A_{(g)} \rightarrow A_{(g)}^+ + 1 \text{ é}$. Elle est mesurée en Joule ou en eV.

C'est une grandeur positive, exemple : $E_i (H) = 13.6 \text{ eV}$

Un atome à n électrons de valence, n ionisations sont possibles :



Les énergies d'ionisation suivent l'ordre suivant :

$$E_{1^{\text{reionistion}}} < E_{2^{\text{eionistion}}} < E_{3^{\text{eionistion}}}$$

L'énergie d'ionisation évolue en sens inverse au rayon atomique dans la classification périodique. E_i augmente de gauche à droite le long d'une ligne (période) et de bas en haut dans un groupe (colonne).

Explication : Le long d'une **période**, de gauche à droite le rayon atomique diminue, car le noyau est de plus en plus chargé. Les électrons subissent alors une force d'attraction du noyau de plus en plus importante, ce qui rend plus difficile le processus d'ionisation et fait augmenter l'énergie d'ionisation. Les gaz rares ont les énergies

d'ionisation les plus élevées car ils ont une configuration de la couche externe stable de type $ns^2 np^6$.

Le long d'un **groupe**, de haut en bas le numéro de la couche externe augmente et les électrons sont de plus en plus éloignés du noyau, la force d'attraction diminue, ce qui rend l'ionisation plus facile. L'énergie d'ionisation diminue ainsi de haut en bas dans une colonne.

IV.3 Affinité Electronique

L'affinité électronique notée Ae ou AE est l'énergie qui accompagne l'ajout d'un électron à un élément A gazeux dans son état fondamental : $A_{(g)} + 1 \text{ é} \rightarrow A_{(g)}^-$

En thermodynamique, l'affinité électronique correspond à une enthalpie ΔH (énergie) de capture d'un électron. Il s'agit d'une réaction exothermique qui correspond à un dégagement d'énergie ($\Delta H < 0$). Il existe cependant, une convention où l' Ae est donnée en valeur absolue. Plus l'affinité électronique est grande plus l'ion négatif résultant est stable.

Les éléments qui ont des Ae les plus importantes sont ceux appartenant à la famille des halogènes. Ils ne leur manque qu'un électron sur la couche externe pour acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche, qui est une configuration très stable (sous couche p entièrement remplie). Les gaz rares qui ont une sous couche complète ne peuvent recevoir un électron de plus, ils ne forment donc pas d'ion négatif stable.

Dans la classification périodique l' Ae évolue comme l'énergie de 1^{ère} ionisation, les atomes qui retiennent fortement leurs électrons sont aussi ceux qui en captent facilement.

Les affinités électroniques ont tendance à augmenter de la gauche vers la droite sur une même ligne et de bas en haut le long d'un groupe.

IV.3 Electronégativité

L'électronégativité notée χ est une grandeur, sans dimension, qui caractérise l'aptitude d'un atome à attirer vers lui le doublet électronique qui le lie un autre atome. L'électronégativité ne se manifeste que dans le cas où l'atome est engagé dans une liaison chimique.

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

Il existe plusieurs échelles de mesure d'électronégativité : échelle de Paulling, échelle Mullikan et échelle Allred et Rochow.

Echelle de Paulling : c'est l'échelle la plus utilisée, l'électronégativité entre deux éléments A et B est calculée sur la base des énergies de liaison et a pour expression :

$$(\chi_A - \chi_B)^2 = E_{A-B} - \sqrt{E_{A-A} - E_{B-B}}$$

Avec E_{A-B} , E_{A-A} et E_{B-B} les énergies de liaison exprimées en (eV) respectivement entre A-B, A-A et B-B.

Echelle de Allred-Rochow : l'électronégativité est la force électrostatique qui attire un électron de valence supplémentaire d'un autre atome.

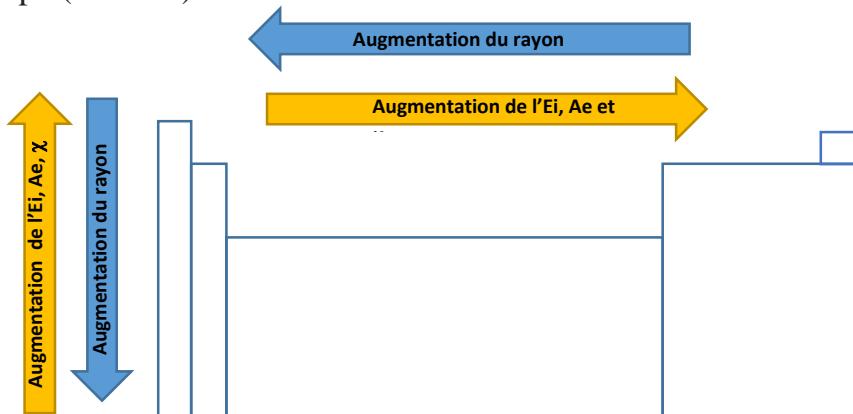
$$\chi = \frac{e^2 Z_{eff}}{r_{cov}^2}$$

r_{cov} : rayon de covalence de l'élément. Z_{eff} : charge nucléaire effective de l'électron supérieur, e : charge élémentaire.

Echelle de Mulliken :

L'électronégativité est définie, dans cette échelle, comme le produit de la moyenne des deux grandeurs Affinité électronique et énergie de première ionisation avec un coefficient de 0.317 eV^{-1} : $\chi = 0,317 \frac{E_I + A_e}{2}$

L'électronégativité évolue en sens inverse au rayon atomique dans la classification périodique. χ augmente de gauche à droite le long d'une ligne (période) et de bas en haut dans un groupe (colonne).



1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1 H Hydrogène 1.008	Atomic Symbole Nom Weight	C Solide	Hg Liquide	Métal	Métal	Non-métal											2 He Hélium 4.0026	
2 Li Lithium 6.94	4 Be Béryllium 9.0122	H Gaz		Métal terreux	Métal alcalino- terreux	Lanthanide	Actinide	Métal transition	Métal platine	Métal de transition	Gaz noble	5 B Bore 10.81	6 C Carbone 12.011	7 N Azote 14.007	8 O Oxygène 15.999	9 F Fluor 18.998	10 Ne Néon 20.180	
3 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnésium 24.305	Rf Inconnu		Métal alcalin	Métal alcalino- terreux							13 Al Aluminium 26.982	14 Si Silicium 28.085	15 P Phosphore 30.974	16 S Soufre 32.06	17 Cl Chlore 35.45	18 Ar Argon 39.948	
4 K Potassium 39.98	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titan 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chrome 51.996	25 Mn Manganèse 54.938	26 Fe Fer 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Cuivre 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.630	33 As Arsenic 74.922	34 Se Sélénium 78.971	35 Br Brome 79.904	36 Kr Krypton 83.798	
5 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Ytrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdène 95.95	43 Tc Technétium (98)	44 Ru Ruthénium 101.07	45 Rh Rhodium 102.91	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Argent 107.87	48 Cd Cadmium 112.41	49 In Indium 114.82	50 Sn Etain 116.71	51 Sb Antimoine 121.76	52 Te Tellure 127.60	53 I Iode 126.90	54 Xe Xénon 131.29	
6 Cs Césium 132.91	56 Ba Baryum 137.33	57-71	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantale 180.95	74 W Tungstène 183.84	75 Re Rhénium 186.21	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.22	78 Pt Platine 195.08	79 Au Or 196.97	80 Hg Mercure 200.59	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Plomb 207.2	83 Bi Bismuth 208.98	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)	
7 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)		104 Rf Rutherfordium (267)	105 Db Dubnium (268)	106 Sg Seaborgium (269)	107 Bh Bohrium (270)	108 Hs Hassium (277)	109 Mt Meitnérium (278)	110 Ds Darmstadtium (281)	111 Rg Roentgenium (282)	112 Cn Copemicium (285)	113 Nh Nihonium (286)	114 Fl Flérovium (289)	115 Mc Moscovium (290)	116 Lv Livermorium (293)	117 Ts Tennesse (294)	118 Og Oganesson (294)	
Les masses atomiques entre parenthèses sont celles de l'isotope le plus stable ou le plus commun.																		
6																		
7																		
57 La Lanthane 138.91	58 Ce Cérium 140.12	59 Pr Praséodyme 140.91	60 Nd Néodyme 144.24	61 Pm Prénéthium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.96	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.93	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.93	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.93	70 Yb Ytterbium 173.05	71 Lu Lutécium 174.97				
89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium 232.04	91 Pa Protactinium 231.04	92 U Uranium 238.03	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Américium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkélium (247)	98 Cf Curium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendéléium (258)	102 No Nobélium (259)	103 Lr Lawrencium (266)				