

La classification périodique des éléments

I. Introduction

L'étude de la structure électronique des atomes permet de comprendre de manière plus approfondie la classification périodique des éléments appelée encore classification périodique de Mendeleïev.

Au XIX^e siècle, les chimistes essayèrent de trouver des analogies entre les espèces chimiques découvertes à l'époque. Puis, ils essayèrent de les classer, de les grouper par "familles" en fonction de leurs propriétés chimiques.

II. Principe de la classification actuelle

La présentation actuelle de la classification périodique dérive de celle de Mendeleïev. Il ne connaissait cependant pas les lois régissant la distribution des électrons autour du noyau, c'est-à-dire la structure électronique des atomes. Nous avons pu remarquer que la représentation des structures électroniques des atomes faisait apparaître certaines similitudes entre les éléments, ce qui devrait permettre de regrouper en "familles" certains de ceux-ci.

Il apparaît donc que l'on peut définir à partir de la connaissance de la répartition des électrons autour du noyau une périodicité apparaissant dans le tableau de Mendeleïev. La différence fondamentale entre la classification actuelle et celle de Mendeleïev est que les éléments ne sont plus classés par nombre de masse croissant mais par ordre de numéro atomique Z croissant.

III. Description de la classification périodique des éléments

Il existe plusieurs façons de présenter la classification périodique. Nous adopterons la présentation ci-dessous :

*Des lignes horizontales appelées **périodes** dans lesquelles les éléments sont disposés de gauche à droite selon l'ordre croissant de leur numéro atomique Z .

*Des colonnes verticales qui correspondent à des "familles" ou des **groupes** chimiques, les éléments définis par une colonne possèdent une configuration électronique identique de leur couche externe.

1. Les périodes

Chaque période correspond au remplissage d'une couche, il y a 7 périodes correspondant au remplissage de 7 couches.

1^{ère} période : La première période correspond au remplissage de la couche K, elle contient 02 éléments de configurations externes $1s^1$ et $1s^2$.

2^{ème} période : La deuxième période correspond au remplissage de la couche L, elle contient 08 éléments de configurations externes $2s^1$, $2s^2$, $2s^2 2p^1$ jusqu'à $2p^6$.

3^{ème} période : La troisième période correspond au remplissage de la couche M, elle contient 08 éléments de configurations externes $3s^1$, $3s^2$, $3s^2 3p^1$ jusqu'à $3p^6$.

4^{ère} période : La quatrième période correspond au remplissage de la couche N, elle contient 18 éléments de configurations externes $4S^1, 4S^2, 4S^2 3d^1$ jusqu'à $3d^{10}, 4S^2 3d^{10} 3p^1$ jusqu'à $3p^6$.

5^{ère} période : La cinquième période correspond au remplissage de la couche O, elle contient 18 éléments de configurations externes $5s^1, 5s^2, 5s^2 4d^1$ jusqu'à $4d^{10}, 5S^2 4d^{10} 5p^1$ jusqu'à $5p^6$.

6^{ère} période : La sixième période correspond au remplissage de la couche P, elle contient 32 éléments de configurations externes $6s^1, 6s^2, 6S^2 4f^1$ jusqu'à $4f^{14}, 6S^2 4f^{14} 5d^1$ jusqu'à $5d^{10}$ et se termine par $6s^2 5d^{10} 4f^{14} 6p^1$ jusqu'à $6p^6$.

7^{ère} période : La septième période correspond au remplissage de la couche Q, elle contient 32 éléments de configurations externes $7s^1, 7s^2, 7s^2 5f^1$ jusqu'à $5f^{14}, 7S^2 5f^{14} 6d^1$ jusqu'à $6d^{10}, 7S^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^1$ jusqu'à $7p^6$.

Remarque :

- * Les éléments 4f suivent le Lanthane. On les appelle les Lanthanides.
- * Les éléments 5f suivent l'actinium. On les appelle les actinides.
- * Les lanthanides (Z = de 57 à 71), les actinides (Z = de 89 à 103) sont représentés en dehors du tableau afin de limiter l'expansion des périodes.

2. Les Familles ou groupes

Groupe A:

1) La lettre A ou B permet de mieux préciser certaines analogies chimiques entre des colonnes définies par le même chiffre romain ; par exemple les éléments de la colonne I_A tout en ayant comme I_B un électron célibataire dans l'orbitale s de la dernière couche ns^1 ont des propriétés chimiques en partie différentes.

2) La colonne VIII_A a été rajoutée par la suite au moment de la découverte des gaz rares appelés aussi gaz inertes, seuls éléments chimiques à exister dans les conditions normales, comme corps simples sous forme atomique.

Groupe	Structure électronique externe	Famille
I _A	ns^1	Métal alcalin (Na ⁺ , K ⁺)
II _A	ns^2	Métal alcalino-terreux (Mg ⁺² Ca ⁺²)
III _A	$ns^2 np^1$	Famille du bore
IV _A	$ns^2 np^2$	Famille du carbone
V _A	$ns^2 np^3$	Famille de l'azote
VI _A	$ns^2 np^4$	Famille de l'oxygène
VII _A	$ns^2 np^5$	Famille des halogènes
VIII _A	$ns^2 np^6$	Famille des gaz rare

Groupe B:

Éléments ou métaux de transition : Ce sont des éléments dont la sous-couche externe n'est pas saturée, elle est du type $ns^2(n-1)d^x$. x varie de 1 à 10.

Groupe	Structure électronique externe	type
III _B	$ns^2(n-1)d^1$	
IV _B	$ns^2(n-1)d^2$	
V _B	$ns^2(n-1)d^3$	
VI _B	$ns^2(n-1)d^4$	
VII _B	$ns^2(n-1)d^5$	
VIII _B	$ns^2(n-1)d^6, ns^2(n-1)d^7, ns^2(n-1)d^8$	Groupe des triades possèdent des propriétés physico-chimiques voisines.
I _B	$ns^1(n-1)d^{10}$	Ces groupes ne sont considérés comme des éléments de transition car leur sous couche externe d est saturée
II _B	$ns^2(n-1)d^{10}$	

3. Les blocs

Le tableau périodique se divise en **quatre** blocs: bloc **s**, bloc **p**, bloc **d** et bloc **f**.

Le bloc S : l'ensemble des éléments des groupes I_A et II_A.

Le bloc p : tous les éléments des groupes III_A jusqu'à VIII_A.

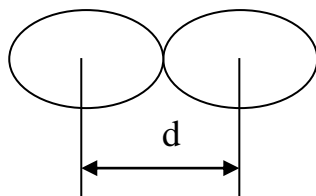
Le bloc d : correspond aux éléments des groupes I_B jusqu'à VIII_B.

Le bloc f : contient les éléments des deux lignes en dehors du tableau du tableau périodique.

VI. Lois périodiques :

1. Rayon atomique R_M

Le rayon atomique R_M d'un élément est défini comme la moitié de la distance entre deux atomes voisins de cet élément pris dans les conditions standards.



$$R_M = d / 2$$

R_M diminue en traversant une période de gauche à droite et augmente en descendant un groupe.

2. Potentiel d'ionisation (E_i)

Le potentiel d'ionisation E_{i1} , est l'énergie qu'il convient de fournir à un atome gazeux $X_{(g)}$ pour lui arracher un électron.

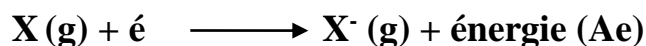


E_{i1} correspond au potentiel de première ionisation. Il existe, bien entendu, un potentiel de deuxième ionisation, noté E_{i2} , si on extrait un second électron, etc...

E_i augmente en traversant une période de gauche à droite et diminue en descendant de haut en bas un groupe ou famille.

3. Affinité électronique (A_e)

L'affinité électronique A_e d'un élément est l'énergie libérée par son atome quand il capte un électron. A_e est positive lorsque la réaction d'attachement électronique est exothermique.



A_e augmente en traversant une période de gauche à droite mais varie très peu en descendant un groupe. De même que pour le potentiel d'ionisation, il existe une seconde affinité électronique lorsque X^- capte un deuxième électron,etc.

4. Électronégativité (χ)

L'électronégativité χ d'un élément est la tendance que possède cet élément à attirer un électron.

Les notions de potentiel d'ionisation et d'affinité électronique sont relatives à un atome seul. Par contre, la notion d'électronégativité sera davantage utilisée par la suite car elle intervient quand l'atome se trouve associé à d'autres atomes.

Remarque :

1) χ augmente en traversant une période de gauche à droite et diminue en descendant un groupe du tableau périodique.

2) Les éléments en bas et à gauche du tableau périodique ont tendance à céder facilement leurs électrons de valence à un partenaire lors de la formation d'une liaison chimique. On dit qu'ils sont électropositifs.

3) Les éléments en haut et à droite du tableau périodique ont tendance à capter facilement les électrons de valence d'un partenaire lors de la formation d'une liaison chimique. On dit qu'ils sont électro-négatifs.

La différence d'électro-négativité entre les atomes liés A et B :

$$\chi_{(A-B)} = \chi(A) - \chi(B)$$

est donc une mesure directe de la distribution électronique des électrons de valence qui assurent la liaison chimique. Cette différence est le critère qui permet de classer les liaisons chimiques.

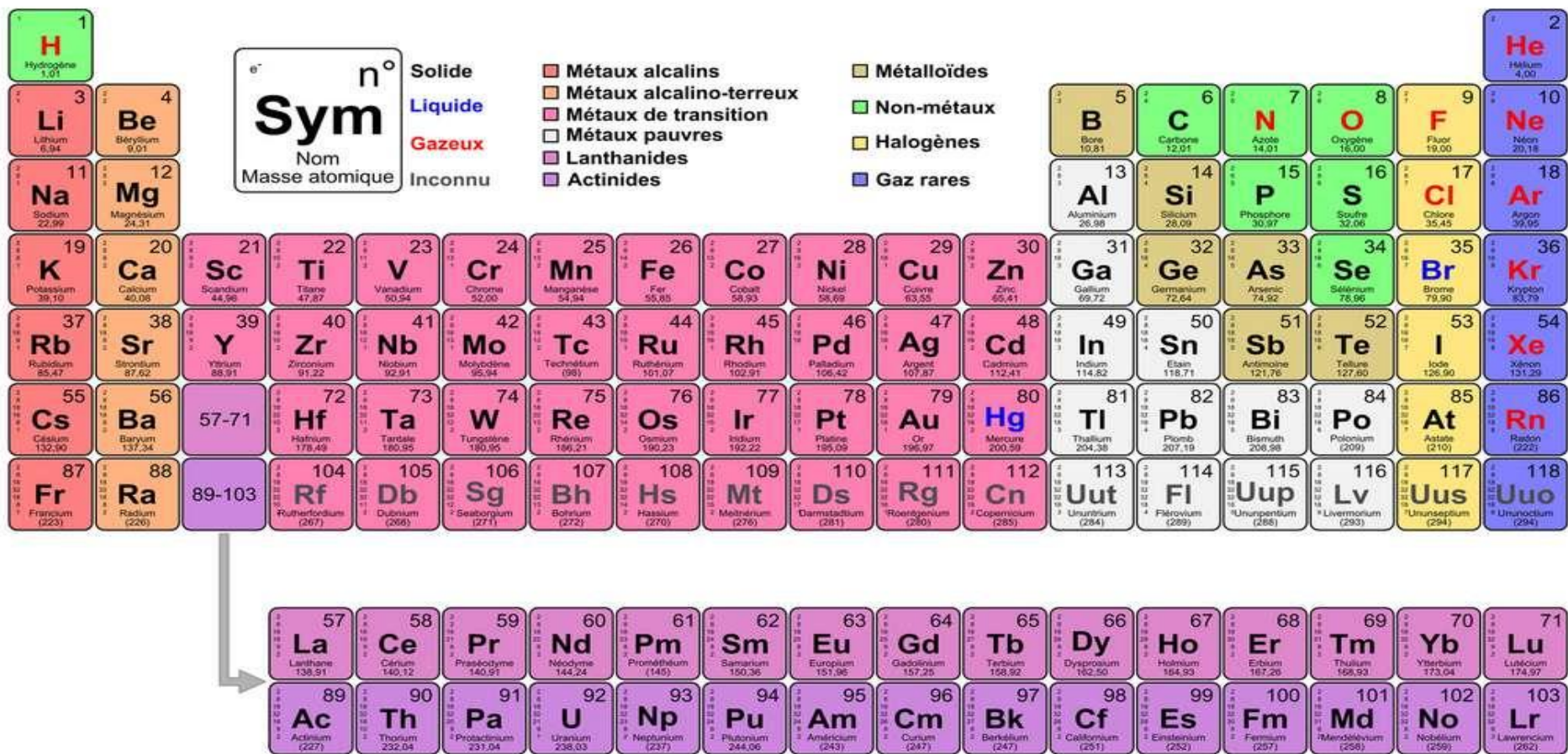
V. Les métaux et les non métaux :

On distingue deux grandes classes d'éléments, dans le tableau périodique, les métaux et les non métaux :

- Les métaux : les orbitales s et p les plus externes contiennent en général moins de 4 électrons.
- Les non-métaux : le nombre d'électrons externes s et p est égale ou supérieur à 4.
- Dans les réactions chimiques, les non-métaux tendent à capter des électrons pour acquérir la configuration stable des gaz rares.
- Exemple : $S + 2e \rightarrow S^{2-}$
- Dans l'autre cas les métaux perdent facilement leurs électrons externes pour acquérir la configuration stable des gaz rares qui les précèdent.
- Exemple : $Ca \rightarrow Ca^{+2} + 2e$.
- Dans l'échelle des électro-négativités, les non métaux se placeront du côté des fortes électro-négativités et les métaux du côté des faibles électro-négativités.
- A la frontière entre ces deux classes se trouvent les éléments intermédiaires qui présentent à la fois le caractère des métaux et celui des non métaux.

L'hydrogène premier élément de la classification périodique, ne possède qu'un seul électron. Comme les métaux de la première colonne il peut perdre facilement cet électron : $H \rightarrow H^+ + 1e$, pour avoir la configuration stable d'un gaz rare, comme les non-métaux du groupe VII_A il peut aussi gagner un électron : $H + 1e \rightarrow H^-$.

Annexe :



Periodic table of elements

Mendeleïev

▶ Qui est Dimitri Mendeleïev?

Dimitri Mendeleïev, chimiste russe, proposa le premier en 1869 la classification la plus élaborée et la plus complète des 66 éléments chimiques connus à l'époque.

▶ La classification ?

Il classa les éléments **par ordre croissant de leur masse atomique** en allant à la ligne de telle sorte que les atomes ayant des propriétés semblables se trouvent l'un en dessous de l'autre, formant ainsi une **famille**.



Mendeleïev (1834 - 1907)



Le génie de Mendeleïev, c'était ces cases vides : en effet, Mendeleïev laissa des cases vides, qui furent remplies par la suite, au fur et à mesure de la découverte des éléments correspondants.