

IV.1. Introduction

Au XIX^e siècle, seulement une soixantaine d'éléments étaient connus. Les chimistes avaient constaté que certains éléments avaient des propriétés chimiques relativement semblables. Ces éléments semblaient former des familles relativement homogènes. Par exemple la famille des Halogènes (Fluor, Chlore, Brome et Iode) ou celles des métaux alcalins (Lithium, Sodium et Potassium). On chercha donc à classer les éléments de manière à faire apparaître ces familles.

La classification périodique telle que nous la connaissons est essentiellement due à MENDELEIEV. En 1870 il publia une table dans laquelle les éléments étaient sensiblement classés par ordre de masses atomiques. D'autre part, les éléments ayant des propriétés semblables étaient classés sur la même colonne. Pour que sa classification tienne compte des familles il n'hésita pas à inverser l'ordre de certains éléments et à laisser des cases vides. Il pensait qu'on découvrirait plus tard les éléments manquants. Il décrivit par avance les propriétés que devraient avoir ces éléments. Ces éléments furent bien découverts par la suite et ils présentaient bien les propriétés prévues.

IV.2. Principe de construction

Dans la classification périodique, les éléments sont rangés de gauche à droite par numéro atomique (Z) croissant en respectant de plus la règle de Klechkowski de telle sorte que :
Chaque période, comporte des éléments dont la couche externe correspond à la même valeur du nombre quantique principal (n). Elle débute par le remplissage de la sous couche s et s'achève toujours par celui de la sous-couche p correspondante (à l'exception de la première période), tout en suivant la règle de Klechkowski. Lorsque cette configuration est atteinte, la période est complète. Le dernier élément ainsi décrit étant un gaz rare de structure électronique suivante : ns^2np^6 . Une ligne commence par n et se termine par p . La place d'un élément dans la classification est donc directement reliée à sa configuration électronique.

Ligne	Structure électronique externe				Nombre d'éléments
1	$1s^{1-2}$				2
2	$2s^{1-2}$			$2p^{1-6}$	8
3	$3s^{1-2}$			$3p^{1-6}$	8
4	$4s^{1-2}$		$3d^{1-10}$	$4p^{1-6}$	18
5	$5s^{1-2}$		$4d^{1-10}$	$5p^{1-6}$	18
6	$6s^{1-2}$	$4f^{1-14}$	$5d^{1-10}$	$6p^{1-6}$	$32-14=18$
7	$7s^{1-2}$	$5f^{1-14}$	$6d^{1-10}$	$7p^{1-6}$	$32-14=18$

1s ¹ ₁	1s ² ₂																
2s ¹ ₃	2s ² ₄											2p ¹ ₅	2p ² ₆	2p ³ ₇	2p ⁴ ₈	2p ⁵ ₉	2p ⁶ ₁₀
3s ¹	3s ²											3p ¹ ₁₃	3p ² ₁₄	3p ³ ₁₅	3p ⁴ ₁₆	3p ⁵ ₁₇	3p ⁶ ₁₈
4s ¹ ₁₉	4s ² ₂₀	3d ¹ ₂₁	3d ² ₂₂	3d ³ ₂₃	3d ⁴ ₂₄	3d ⁵ ₂₅	3d ⁶ ₂₆	3d ⁷ ₂₇	3d ⁸ ₂₈	3d ⁹ ₂₉	3d ¹⁰ ₃₀	4p ¹ ₃₁	4p ² ₃₂	4p ³ ₃₃	4p ⁴ ₃₄	4p ⁵ ₃₅	4p ⁶ ₃₆
5s ¹ ₃₇	5s ² ₃₈	4d ¹ ₃₉	4d ² ₄₀	4d ³ ₄₁	4d ⁴ ₄₂	4d ⁵ ₄₃	4d ⁶ ₄₄	4d ⁷ ₄₅	4d ⁸ ₄₆	4d ⁹ ₄₇	4d ¹⁰ ₄₈	5p ¹ ₄₉	5p ² ₅₀	5p ³ ₅₁	5p ⁴ ₅₂	5p ⁵ ₅₃	5p ⁶ ₅₄
6s ¹ ₅₅	6s ² ₅₆	5d ¹ ₅₇	5d ² ₅₈	5d ³ ₅₉	5d ⁴ ₆₀	5d ⁵ ₆₁	5d ⁶ ₆₂	5d ⁷ ₆₃	5d ⁸ ₆₄	5d ⁹ ₆₅	5d ¹⁰ ₆₆	6p ¹ ₆₇	6p ² ₆₈	6p ³ ₆₉	6p ⁴ ₇₀	6p ⁵ ₇₁	6p ⁶ ₇₂
7s ¹ ₈₇	7s ² ₈₈	6d ¹ ₈₉	6d ² ₉₀	6d ³ ₉₁	6d ⁴ ₉₂	6d ⁵ ₉₃	6d ⁶ ₉₄	6d ⁷ ₉₅	6d ⁸ ₉₆	6d ⁹ ₉₇	6d ¹⁰ ₉₈	7p ¹ ₉₉	7p ² ₁₀₀	7p ³ ₁₀₁	7p ⁴ ₁₀₂	7p ⁵ ₁₀₃	7p ⁶ ₁₀₄

4f ¹ ₅₈	4f ² ₅₉	4f ³ ₆₀	4f ⁴ ₆₁	4f ⁵ ₆₂	4f ⁶ ₆₃	4f ⁷ ₆₄	4f ⁸ ₆₅	4f ⁹ ₆₆	4f ¹⁰ ₆₇	4f ¹¹ ₆₈	4f ¹² ₆₉	4f ¹³ ₇₀	4f ¹⁴ ₇₁
5f ¹ ₉₀	5f ² ₉₁	5f ³ ₉₂	5f ⁴ ₉₃	5f ⁵ ₉₄	5f ⁶ ₉₅	5f ⁷ ₉₆	5f ⁸ ₉₇	5f ⁹ ₉₈	5f ¹⁰ ₉₉	5f ¹¹ ₁₀₀	5f ¹² ₁₀₁	5f ¹³ ₁₀₂	5f ¹⁴ ₁₀₃

- Chaque colonne comporte des éléments ayant la même configuration électronique de valence et formant une famille. D'un point de vue chimique, cela leur confère des propriétés équivalentes. La notion de famille est ainsi simplement justifiée.

Les 18 colonnes de la classification périodique sont réparties en 8 groupes suite au classement des colonnes dont les éléments ont même configuration électronique externe et sont notés en

chiffres romains I, II, III, ..., VIII.

Le chiffre romain représente le nombre d'électrons de valence.

- Le groupe VIII_A constitue les éléments chimiques des gaz rares (G.R) de configuration électronique de la couche périphérique ns^2np^6 .
- Les groupes allant de I à VII sont divisés chacun en deux sous groupes. Le premier est indexé de la lettre A et le second de la lettre B. On aura ainsi 16 sous groupes notés I_A, II_A, ..., VIII_A et I_B, II_B, ..., VIII_B. Chacun de ces sous groupe correspond à une colonne donnée. Les lettres A et B indiquent la nature des électrons de valence.

Groupe A : Remplissage de la sous-couche s ou s + p.

Groupe B : Remplissage de la sous-couche s + d.

- Le groupe VIII_B est formé de trois colonnes voisines appelées triades. Ces éléments possèdent des propriétés physico-chimiques analogues dans le sens horizontal et vertical.

Colonnes

		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
période	I _A	II _A											III _A	IV _A	V _A	VI _A	VII _A	VIII _A			
	K	1s ¹		Triades																1s ²	
	L	2s ¹	2s ²													2p ¹	2p ²	2p ³	2p ⁴	2p ⁵	2p ⁶
	M	3s ¹	3s ²	III _{BA}	IV _B	V _B	VI _B	VII _B	VIII _B B A	VIII _B B	VIII _B A	I _{BA}	II _B	3p ¹	3p ²	3p ³	3p ⁴	3p ⁵	3p ⁶		
	N	4s ¹	4s ²	3d ¹	3d ²	3d ³	3d ⁴	3d ⁵	3d ⁶	3d ⁷	3d ⁸	3d ⁹	3d ¹⁰	4p ¹	4p ²	4p ³	4p ⁴	4p ⁵	4p ⁶		
	O	5s ¹	5s ²	4d ¹	4d ²	4d ³	4d ⁴	4d ⁵	4d ⁶	4d ⁷	4d ⁸	4d ⁹	4d ¹⁰	5p ¹	5p ²	5p ³	5p ⁴	5p ⁵	5p ⁶		
	P	6s ¹	6s ²	5d ¹	5d ²	5d ³	5d ⁴	5d ⁵	5d ⁶	5d ⁷	5d ⁸	5d ⁹	5d ¹⁰	6p ¹	6p ²	6p ³	6p ⁴	6p ⁵	6p ⁶		
Q	7s ¹	7s ²	6d ¹	6d ²	6d ³	6d ⁴	6d ⁵	6d ⁶	6d ⁷	6d ⁸	6d ⁹	6d ¹⁰	7p ¹	7p ²	7p ³	7p ⁴	7p ⁵	7p ⁶			

4f ¹	4f ²	4f ³	4f ⁴	4f ⁵	4f ⁶	4f ⁷	4f ⁸	4f ⁹	4f ¹⁰	4f ¹¹	4f ¹²	4f ¹³	4f ¹⁴
5f ¹	5f ²	5f ³	5f ⁴	5f ⁵	5f ⁶	5f ⁷	5f ⁸	5f ⁹	5f ¹⁰	5f ¹¹	5f ¹²	5f ¹³	5f ¹⁴

Remarques

- Si on connaît la place d'un élément dans la classification, on en déduit immédiatement la configuration électronique (et inversement).
- La configuration électronique de la couche périphérique des éléments de la :
 - * colonne 11 (Cu, Ag, Au) est $d^{10} s^1$ et non $d^9 s^2$ (d^{10} sous-couche totalement remplie confère une grande stabilité à ces atomes).
 - * colonne 4 (Cr, Mo, W, Sg) est $d^5 s^1$ et non $d^4 s^2$ (d^5 sous-couche à moitié remplie confère une grande stabilité à ces atomes).

IV.3. Description générale du tableau périodique

Les éléments de la classification périodique sont répartis en 7 lignes et quatre blocs : *s*, *p*, *d*, et *f*.

IV.3.1. Les blocs :

IV.3.1.1. Bloc *s*

Le bloc *s* comprend la famille des alcalins de configuration externe ns^1 : (Li, Na, K ...) et des alcalino-terreux de configuration externe ns^2 : (Be, Mg, Ca, Sr, ..).

L 'Hélium : Bien qu'appartenant au bloc *s* ($1s^2$), celui-ci est placé dans le bloc *p* car il possède les propriétés des gaz rares.

IV.3.1.2. Bloc *p*

Les éléments de ce bloc se caractérisent par une structure externe ns^2np^x avec $1 \leq x \leq 6$. Le bloc *p* est constitué des sous groupes **III_A** à **VIII_A** et il regroupe les familles suivantes :

IV.3.1.3. Bloc *d*

Le bloc *d* rassemble les éléments des sous groupes **III_B** à **II_B**, appelés éléments de transition : Ce sont des métaux. Ils ont une configuration de la couche externe $ns^{l-2}(n-1)d^{1 \leq x \leq 10}$. Ils ne diffèrent que par le nombre d'électrons sur le niveau profond *d*. Ils manifestent des degrés d'oxydation positifs et variables entre 0 et 7.

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
Ac									

- Les triades (éléments des sous groupes **VIII_B**) font partie aussi des éléments de transition.
- Les éléments des colonnes **6** et **10** admettent des exceptions à la règle de Klechkowski et ont respectivement une structure électronique externe $ns^1(n-1)d^5$ et $ns^1(n-1)d^{10}$.

IV.3.1.4. Bloc *f*

Le bloc *f* comporte deux familles ou les éléments diffèrent simplement par le remplissage des sous-couches (**(n-2)f**) : les lanthanides de configuration ($6s^2 4f^{1 \leq x \leq 14} 5d^1$) et les transuraniens ou actinides ($7s^2 5f^{1 \leq x \leq 14} 6d^1$).

Classification périodique des éléments

The table shows elements from Hydrogen (H) to Oganesson (Og). Key features include:
 - **Groups:** IA (Alkali metals), IIA (Alkaline earth metals), IIIA to VIIIA (Main group elements), and VIII to X (Transition metals).
 - **Periods:** 1 to 7, with the 7th period being incomplete.
 - **Families:** Métaux alcalins (Group IA), Métaux alcalino-terreux (Group IIA), Métaux de transition (Groups IIIB to VIII B), Métaux pauvres (Groups IIIA to VIIA), Métaux lourds (Groups VIII to X), Halogènes (Group VIIA), and Gaz rares (Group VIIIA).
 - **Electron Configurations:** Provided for each element, showing the filling of s, p, d, and f orbitals.

IV.4. Famille des groupes

IV.4.1. Les alcalins : sont situés à l'extrême gauche du tableau périodique, ils :

- sont tous des **métaux**,
- n'ont qu'un **électron de valence** et ont une **configuration externe ns¹** (groupe IA)
- auront donc tendance à donner facilement cet électron: **Li⁺, Na⁺, K⁺, ...**

L'hydrogène (H) se trouve dans la première colonne (groupe IA) mais il n'est pas considéré comme un alcalin, en effet ses propriétés chimiques diffèrent nettement d'un alcalin. **L'hydrogène** est un cas particulier, il est tout seul, il n'appartient à aucune des ces trois catégories.

IV.4.2. Les alcalino-terreux : possèdent **deux électrons de valence** et ont une **configuration externe ns²** (groupe IIA). Ils auront donc tendance à donner facilement deux électrons pour saturer le niveau d'énergie et à former un cation de charge +2 : **Be²⁺, Mg²⁺, Ca²⁺, ...**

IV.4.3. Les chalcogènes et halogène : groupes VI_A et VII_A : constituent respectivement les familles des **chalcogènes** (ou **sulfurides**) ns^2np^4 (O, S,) et des **halogènes** ns^2np^5 (F, Cl, Br ...)

IV.4.4. Les gaz rares : Groupe $VIII_A$: Il rassemble la famille des gaz rares (structure externe ns^2np^6 : He, Ne, Ar ...). Ils possèdent **8 électrons de valence, sauf l'Helium**. Ils sont donc très stable dans la nature et ont un degré d'oxydation nul. Les gaz rares présentent une grande inertie chimique, ils ne donnent pratiquement aucune réaction. Ce sont les seuls **gaz monoatomiques**, tous les autres gaz ont des molécules diatomiques c'est-à-dire qu'il y a deux atomes d'un même élément qui composent la molécule.

IV.4.5. Métaux de transitions : Les éléments des blocs d et f appartiennent à la famille des métaux de transition **ces dernier ont un fort caractère métallique et** ont aussi, pour la plupart, tendance à s'unir entre eux, ou encore avec des composés d'autres familles pour former ce que l'on appelle des **alliages**. Les métaux donnent des Cations, leurs oxydes sont basiques.

IV.4.6. Les terres rares :

- Les lanthanides et les actinides font partie, en chimie inorganique, des "terres rares". Les terres rares sont utilisées dans les écrans de télévision couleur, afin de donner l'effet de couleur. On les rencontre aussi dans... les pierres de briquets...

IV.5. Caractère métallique

Un élément est métallique si le nombre d'électron de sa couche de n le plus élevé est inférieur ou égal au numéro de sa période (sauf H et Ge).

IV.5.1. Les métaux : Un métal est un corps :

- **brillant** (éclat métallique), et $ns^1(n-1)d^{10}$.
- **bon conducteur de chaleur et d'électricité,**
- **malléable et ductile, donneur d'électrons,** qui réagit avec les acides, solide à température et pression habituelles (sauf le mercure (**Hg**)).

IV.5.2. Les non-métaux : Ils donnent des Anions, leurs oxydes sont acides. Les éléments non-métalliques sont des éléments qui : ont un **aspect terne** (sans éclat), mauvais **conducteurs de chaleur et d'électricité,**

IV.5.3. Les métalloïdes sont des éléments intermédiaires entre les métaux et les gaz rares. Ils sont difficiles à classer comme métal ou non-métal, ils sont à la frontière (ligne en escalier) qui sépare les métaux des non-métaux. Ils ressemblent aux non-métaux par

certaines propriétés mais sont de faibles conducteurs d'électricité (semi-conducteur).

IV.6. Évolution des propriétés périodiques des éléments

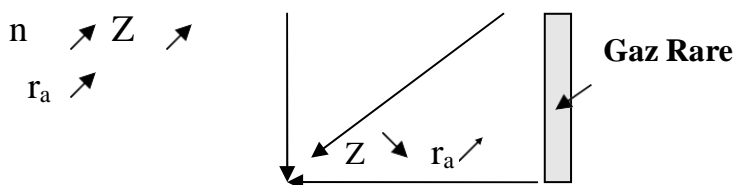
La réactivité d'un atome dépend de : sa taille c'est à dire son rayon atomique et sa structure électronique de la couche périphérique.

L'atome a toujours tendance à atteindre la configuration du gaz rare le plus proche en fixant ou en perdant des électrons.

IV.6.1. Évolution des rayons atomiques (r_a)

- Il y'a décroissance du rayon lorsqu' on se déplace dans une période donnée dans le sens des numéros atomiques Z croissants car le nombre d'électrons augmente pour une même couche ce qui augmente la charge effective Z^* (l'effet d'écran des électrons des éléments de la même période est très faible) dans ce sens et donc augmentation des interactions électrostatiques entre le noyau et les électrons périphériques. En effet, les orbitales atomiques se trouvent ainsi contractées ce qui fait diminuer la limite du domaine de probabilité de présence des électrons.
- Il y'a croissance du rayon lorsqu' on descend dans une colonne. Ceci s'explique par deux effets antagonistes :
 - augmentation de la charge effective Z^* (l'effet d'écran des électrons des couches de rang inférieur est important), ce qui tend à la diminution du rayon du fait des forces attractives de Coulomb ;
 - passage à des couches de nombre quantique supérieur, ce qui augmente l'extension des orbitales des électrons périphériques.

est la demi distance entre les noyaux des deux atomes dans une liaison

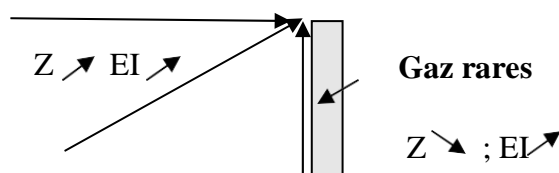


IV.6.2. Energie d'ionisation (EI)

Cette énergie correspond à l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome gazeux, à l'état fondamental, donc énergie comptée positivement, pour lui arracher un électron. Soit le processus:



Dans une période, l'énergie d'ionisation augmente avec Z et dans un groupe, elle diminue quand Z augmente.

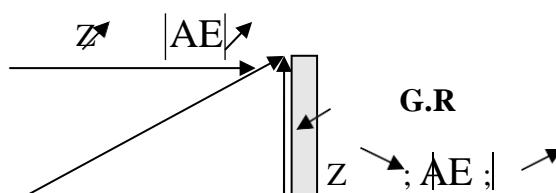


IV.6.3. Affinité électronique (AE)

L'affinité électronique est l'énergie qui est mise en œuvre pour fixer un électron sur un atome neutre à l'état gazeux. Soit le processus:



L'affinité électronique peut être positive ou négative selon la nature de l'atome. Elle a tendance à augmenter, en valeur absolue, lorsqu'on se déplace sur une période de gauche vers la droite car la charge nucléaire attirant l'électron augmente et la taille de l'atome diminue. Le long d'une colonne, elle diminue de haut en bas du fait que l'augmentation du rayon de l'atome fait diminuer l'action du champ attractif du noyau sur les électrons des couches externes et augmenter celle du champ répulsif des autres électrons (effet d'écran).



IV.6.4. Electronegativité

L'électronegativité d'un atome A est la tendance que possède cet atome d'attirer vers lui des électrons d'un autre atome B au cours d'une liaison chimique A B.

L'atome A acquiert plus facilement un électron de l'atome B dès que :

- L'affinité électronique de A est plus élevée
- Le potentiel d'ionisation de B est plus faible.

C'est une grandeur relative. Elle est évaluée par les échelles de Pauling et de Mullikan. Quelque soit l'échelle utilisée, l'électronégativité varie dans le même sens que le potentiel d'ionisation et que l'affinité électronique.