

- **Les nombres quantiques**

- **Le nombre quantique principal n , avec $n = 1, 2\dots$**

C'est le nombre quantique principal, noté n , qui détermine le niveau principal d'énergie E_n de l'atome et définit les couches énergétiques. C'est un entier strictement positif (donc non nul).

On appelle niveau (ou couche) l'ensemble des électrons correspondants à une valeur de n :

- Le niveau **K** correspond à $n=1$
- Le niveau **L** correspond à $n=2$
- Le niveau **M** correspond à $n=3$
- Un niveau **n** peut contenir jusqu'à $2n^2$ électrons :

 - Pour le niveau $n=1$, le nombre maximum d'électrons est de 2
 - Pour le niveau $n=2$, le nombre maximum d'électrons est de 8
 - Pour le niveau $n=3$, le nombre maximum d'électrons est de 18
 - Pour le niveau $n=4$, le nombre maximum d'électrons est de 32

- **Le nombre quantique secondaire ℓ , avec $0 \leq \ell \leq n-1$**

Le nombre quantique secondaire, noté ℓ (lettre L minuscule (ℓ)), définit la notion de sous-couches. Il peut prendre n valeurs, de **0** à $n - 1$, et détermine la géométrie des orbitales atomiques de sorte que la lettre attribuée à la sous-couche et à l'orbitale est la même. On a donc :

- Orbitale **s** pour $\ell = 0$;
- Orbitale **p** pour $\ell = 1$;
- Orbitale **d** pour $\ell = 2$;
- Orbitale **f** pour $\ell = 3$.

- **Le nombre quantique magnétique m , avec $-\ell \leq m \leq +\ell$**

Le nombre quantique magnétique (ou tertiaire), noté m , est un entier relatif compris entre $-\ell$ et $+\ell$. Ce nombre décrit l'orientation de l'électron dans le champ magnétique des autres charges. Autrement dit, m détermine l'orientation de l'orbitale.

Exemple n°1: pour $\ell = 1$, on peut avoir $m = -1, 0$ ou 1 .

Exemple n°2: pour $\ell = 3$, on peut avoir $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$.

Il y a donc $2\ell + 1$ valeurs possibles de m .

- **Le 4ème nombre quantique: le spin**

Le nombre quantique quaternaire dit « nombre de spin » est noté s . Il est nécessaire pour que l'électron soit complètement décrit par la fonction d'onde; pour autant, elle n'en dépend pas. Ce nombre ne peut prendre que deux valeurs : $+1/2$ ou $-1/2$. Il définit l'orientation de l'électron dans le champ magnétique. Ce quatrième nombre quantique est lié au spin de l'électron qui est de valeur $s=1/2$: c'est une caractéristique intrinsèque de l'électron.

- **Structure électronique des atomes poly-électroniques**

La configuration électronique d'un atome est la répartition de Z électrons de l'atome dans un état fondamental sur les orbitales atomiques. Ce remplissage des orbitales atomiques s'effectue à l'aide des quatre règles générales.

- **Principe d'exclusion de PAULI**

Dans un atome, deux électrons ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques :

Si deux électrons d'un atome occupent la même orbitale (même valeurs de n, ℓ, m), ils diffèrent forcément par le nombre quantique de spin (l'un de spin $+1/2$ et l'autre de spin $-1/2$).

Remarques :

- Une orbitale est définie par les trois nombres n, ℓ et m . Il est commode de représenter les orbitales à l'aide de cases quantiques :

$\ell =$	0	1	2	3
$m =$	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
$n = 1$	<input type="checkbox"/>			
$n = 2$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>		
$n = 3$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	
$n = 4$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
	s	p	d	f

- Une case quantique ne peut contenir au maximum que 2 électrons de spins opposés.

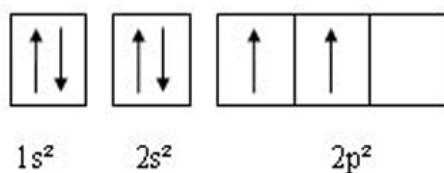
- Pour une couche n , le nombre de cases est n^2 et le nombre d'électrons est $2n^2$.

➤ Principe de stabilité

Les électrons occupent les niveaux d'énergie les plus bas dans la limite des places disponibles.

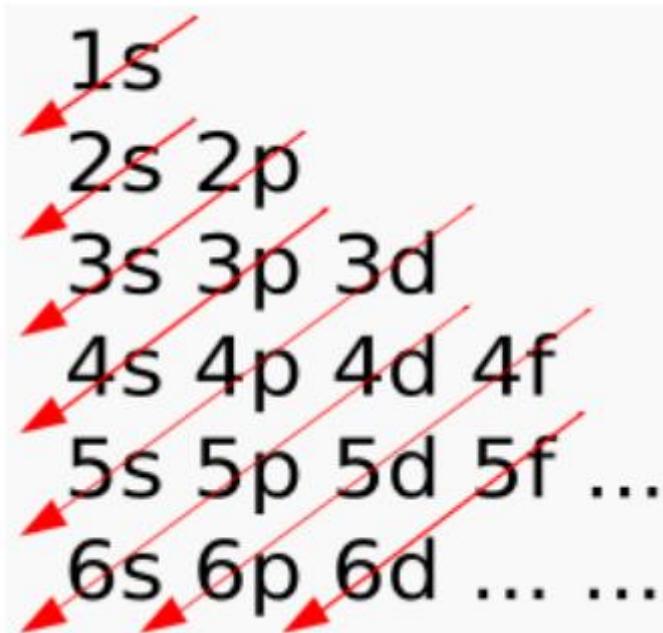
▪ Règle de HUND

A l'état fondamental, quand les électrons se placent dans une sous-couche multiple (p, d, f), ils occupent le maximum d'orbitales de même énergie avec des électrons célibataires qui ont des spins parallèles (même valeur de s).



▪ Règle de Klechkowsky :

Les sous-couches se remplissent par ordre croissant des valeurs de $n+l$. Pour deux valeurs égales, c'est la sous-couche de plus petit n qui se remplit la première. Par exemple, pour 2p et 3s, on a respectivement $n+l = 2+1$ et $n+l = 3+0$; on remplit donc 2p en premier (n plus petit), et seulement ensuite on remplit 3s. On peut représenter l'ordre de remplissage des sous-couches comme ci-dessous



L'ordre de remplissage des sous-couches est donc: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d... Si on remplit selon la règle de Klechkowski, on note le plus souvent la configuration selon n croissant.

Configuration électronique :

L'ordre de remplissage des sous-couches selon la règle de Klechkowski est appelé la distribution électronique et est le suivant :

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6p⁶ 7s² 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7p⁶

Exemple :

⁶³X : 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f⁷

Structure électronique :

L'ordre des sous-couches selon les valeurs croissantes de (n) est appelé la structure (ou configuration) électronique. Elle est déduite de la distribution électronique.

Exemple :

⁶³X : 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁶ 4d¹⁰ 4f⁷ 5s² 5p⁶ 6s²

n=1 n=2 n=3 n=4 n=5 n=6

Distribution électronique en utilisant le gaz rare :

Les gaz rares sont des atomes dont la couche externe est saturée d'électrons (configuration se terminant par np⁶, à l'exception de l'Hélium 1s²). Ils n'ont aucune tendance à perdre ou à gagner des électrons. Ils appartiennent tous à la dernière colonne du tableau périodique et sont classés comme suit :

²He, ¹⁰Ne, ¹⁸Ar, ³⁶Kr, ⁵⁴Xe, ⁸⁶Rn

Le gaz rare est utilisé dans la distribution et la structure électronique pour abréger l'écriture, comme suit :

Dans la distribution électronique :

`zX : [Gaz] ns² (n-2)f^N (n-1)d^N np^N

(L'ordre d'écriture suit la règle de Klechkowski)

Dans la structure électronique :

`zX : [Gaz] (n-2)f^N (n-1)d^N ns² np^N

(L'ordre d'écriture suit les valeurs croissantes de n)

العنصر	التوزيع الإلكتروني	التشكيل الإلكتروني
$_{26}\text{Fe}$	$_{26}\text{Fe}:[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$	$_{26}\text{Fe}:[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$
$_{12}\text{Mg}$	$_{12}\text{Mg}:[\text{Ne}] 3s^2$	$_{12}\text{Mg}:[\text{Ne}] 3s^2$
$_{16}\text{S}^{2-}$	$_{16}\text{S}^{2-}:[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	$_{16}\text{S}^{2-}:[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
$_{86}\text{Rn}$	$_{86}\text{Rn}:[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	$_{86}\text{Rn}:[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$

Électrons de cœur:

Ce sont les électrons du gaz rare le plus proche, auxquels s'ajoutent les électrons des sous-couches internes saturées (remplies) de type f (n-2) et d (n-1).

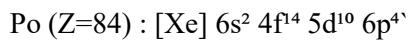
Électrons de valence:

Ce sont les électrons portés par les sous-couches de valence qui constituent la structure électronique externe et qui participent à la formation des liaisons chimiques. Ou bien, ce sont les électrons qui suivent immédiatement les électrons de cœur.

Exemples :



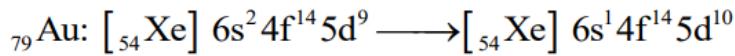
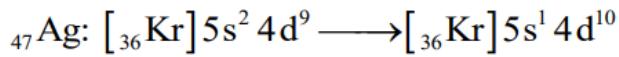
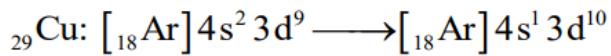
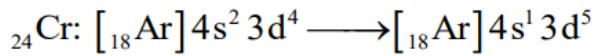
Le nombre d'électrons de cœur est de 28 électrons et le nombre d'électrons de valence est de 7 électrons.



Le nombre d'électrons de cœur est de 78 électrons et le nombre d'électrons de valence est de 6 électrons.

Les éléments anomaux (Exceptions) :

Ce sont des éléments du tableau périodique dont la distribution électronique ne suit pas la règle de Klechkowski (principe de construction ascendante). Parmi ceux-ci, on trouve les éléments dont les sous-couches (n-1)d ou (n-2)f sont soit totalement remplies, soit à moitié remplies d'électrons, ces configurations étant plus stables.



Classification périodique des éléments

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, établie en 1869.

Le tableau périodique, reste le moyen le plus important de comparaison entre les divers éléments chimiques. Il facilite la compréhension des groupes d'éléments, leurs propriétés chimiques associées, et leurs structures. De plus, cette classification permet de déterminer les formules des composés et les types de liaison unissant les atomes dans les molécules.

1. Principe de la classification périodique

On classe les éléments par numéro atomique Z croissant, chaque ligne commençant par le remplissage de la même couche (sous-couche ns). Les éléments se trouvent alors classés dans un tableau où l'on place dans chaque colonne les éléments ayant même structure externe. La configuration électronique des atomes dans l'état fondamental permet de reconstruire la table de classification périodique, c'est à dire la répartition des lignes (ou périodes) et colonnes (ou groupes) des éléments.

2. Lignes ou périodes

La ligne ou période correspond à une couche électronique identifiée par son nombre quantique principal noté n . Il y'a 7 couches électroniques connues à l'état fondamental, donc 7 périodes dans le tableau périodique standard numérotées de 1 à 7.

3. Colonnes ou groupes

Il y'a 18 groupes ou colonnes dont : 8 en bloc A et 10 en bloc B.

3.1. Sous-groupe A

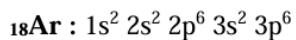
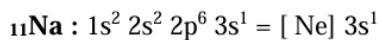
Les 8 familles sont dites principales numérotées de (IA) jusqu'à (VIIIA) et représentées par deux blocs : bloc S et bloc P.

3.2. Sous-groupe B

Familles situées entre (IIA) et (IIIA). Représentées par le bloc **d** (éléments de transition). Les éléments de la même famille ont le même nombre d'électrons de valence. Le numéro de la famille, correspond au nombre d'électrons de valence. Un élément appartient à la famille **A** si ses électrons de valence sont repartis dans la sous couche (nS) et (nS, n P).

Un élément appartient à la famille **B** si ses électrons de valence sont repartis dans la couche nS-(n-1)d

Exemple : Groupe A : les électrons de valence sont des électrons S ou P



4. Les différents Blocs du tableau périodique

La classification périodique des éléments comporte plusieurs ensembles ou blocs d'éléments :

- **Bloc s** : Il correspond aux éléments de la colonne 1 (ns^1 , Groupe (IA)) appelés alcalins qui sont monovalents, et de la colonne 2(ns^2 , Groupe (IIA)) appelés alcalino-terreux qui sont divalents.
- **Bloc p** : Il correspond aux éléments de configuration : $ns^2 np^1$, $ns^2 np^2$, $ns^2 np^3$, $ns^2 np^4$, $ns^2 np^5$, $ns^2 np^6$, appartenant aux groupes des métaux trivalents (IIIA), des métalloïdes (IVA, VA, VIA), des halogènes (VIIA) et des gaz rares (VIIIA).

Structure (nS nP)

Groupe ou famille	I_A	II_A	III_A	IV_A	V_A	VI_A	VII_A	$VIII_A$
Configuration électronique de la couche de valence	ns^1	ns^2	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$
Nombre d'électron de valence	1	2	3	4	5	6	7	8
Élément	^3Li	^{12}Mg	^{13}Al	^6C	^7N	^8O	^9F	^{10}Ne

- **Bloc d** : La première série des éléments possédant des orbitales d ($3d^i$) dite 1ière série des éléments de transition correspond à la période de ($n = 4$). Elle correspond aux éléments allant de ($_{21}\text{Sc}$) au ($_{30}\text{Zn}$). Le remplissage de la sous couche (3d) commence lorsque la sous couche (4s) est saturée à ($4s^2$).

Il existe trois séries d'éléments de transition $3d^i$, $4d^i$, $5d^i$ avec i variant de 1 à 10. On appelle ces nouvelles colonnes groupes : IIIB, IVB, VB, VIB, VIIIB, IB, IIB.

المجموعات الأساسية	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
المجموعات الثانوية	1_A	1_B	2_A	2_B	3_A	3_B	4_A	4_B	5_A	5_B	6_A	6_B	7_A	7_B	8_A	8_B		
رقم العدد	1	11	2	12	13	3	14	4	15	5	16	6	17	7	18	8	9	10

Les Groupes du Tableau Périodique :

Groupe IA : Les éléments de ce groupe sont appelés alcalins.

Groupe IIA : Les éléments de ce groupe sont appelés alcalino-terreux.

Groupes IIIA : la famille du Bore

Groupe IVA : la famille du Carbone

Groupe VA : la famille du l'azote

Groupe VIA : la famille du l'Oxygène

Groupe VIIA : Les éléments de ce groupe sont appelés halogènes.

Groupe VIIIA : Les éléments de ce groupe sont appelés gaz rares (ou gaz inertes).

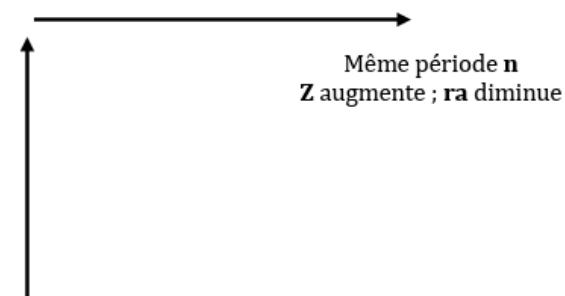
Groupes IB, IIB, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIIB, VIIIB : Les éléments de ces groupes sont appelés métaux de transition

▪ Evolution des propriétés atomiques

Il est intéressant de suivre l'évolution des propriétés physiques ou chimiques des éléments du tableau périodique. Nous donnerons ici l'évolution du rayon atomique et de l'électronégativité.

-Le rayon atomique est déterminé par la distance entre le noyau et la dernière couche électronique de l'atome. C'est la taille de l'atome.

Les rayons des **cations** sont plus petits que ceux des atomes correspondants en raison de l'augmentation de l'attraction du noyau vis-à-vis des électrons restants. Inversement, les rayons des **anions** sont plus grands à cause de la répulsion électronique qui permet d'augmenter le volume de l'atome. Le rayon atomique augmente dans une période de la droite vers la gauche et du haut vers le bas dans une colonne.



Même Groupe ; **n** diminue ; **Z** diminue ;
ra diminue

Electronégativité (χ)

L'électronégativité augmente le long d'une période de gauche à droite, et de bas en haut dans une colonne.

