



ATOMISTIQUE – PARTIE 2

I. Configuration électronique

La configuration électronique d'un élément représente la façon dont les électrons sont distribués sur les orbitales atomiques (OA) de l'atome.

On note une configuration électronique comme suit : $[X] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \dots$

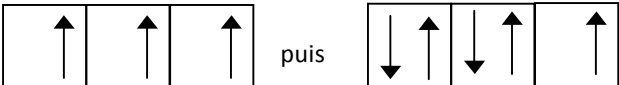
On indique en **exposant** le **nombre d'électron** que contient l'orbitale atomique.

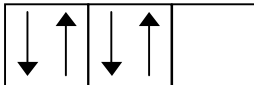
A. Règle de Hund


La règle de Hund indique la façon dont les électrons sont distribués dans des cases quantiques dégénérées.

Cette règle énonce que les électrons occupent les cases quantiques avec des valeurs de spin qui vont maximiser la valeur du spin total.

C'est-à-dire que l'on dispose d'abord les électrons dans les cases quantiques **avec des valeurs de spin identiques, parallèles**, tout en respectant la règle de Pauli. Puis on place les électrons de spin opposé.

Remplissage correct : 

Non respect de la règle de Hund : 

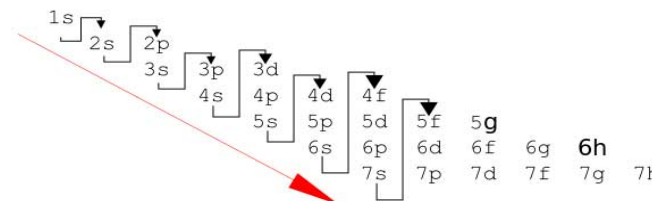
Non respect de la règle de Pauli : 

B. Règle de remplissage des OA

La hiérarchie des OA est dictée par la **règle du « n + l minimum »** :

Les OA sont classées par valeur croissante de la somme de leur nombre quantique « n » et « l ». Pour les OA ayant une valeur de « n + l » identique, on remplit d'abord celle ayant le « n » le plus faible.

De cette règle découle le **diagramme de Klechkowski** :



Ainsi on trouve la hiérarchie suivante : 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s...

Ex : Pour l'Oxygène (Z=8) : $[O] = 1s^2 2s^2 2p^4$

Pour le Chlore (Z=17) : $[Cl] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Astuce : La suite à connaître par cœur afin de retrouver tout ça facilement :


ss ps ps dps dps fdps fdps

Puis on numérote :

- à partir de **1** pour l'orbitale **s**
- à partir de **2** pour l'orbitale **p**
- à partir de **3** pour l'orbitale **d**
- à partir de **4** pour l'orbitale **f**

1. Le cas des ions

Pour les **cations**, on écrit d'abord toute la configuration électronique puis on enlève les derniers électrons écrits.

 **Attention** : les électrons de l'orbitale 4s seront enlevés avant ceux de l'orbitale 3d

Pour les **anions**, on rajoute des électrons à la suite de la configuration électronique.

- Ex : Pour l'ion chlorure : $[Cl^-] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Pour l'ion sodium, on écrit d'abord la configuration électronique du sodium (Z=11) :

$[Na] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Puis on enlève le dernier électron situé sur la couche la plus externe : $[Na^+] = 1s^2 2s^2 2p^6$

C. Exceptions dans la configuration électronique

- Si l'OA de type d est **remplie** ou à **demie remplie** à 1 électron près (d^9 ou d^4), on force son remplissage en prenant un électron de l'OA précédente.

Ex : Pour le Chrome ($Z=24$) : $[Cr] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

- Si l'OA de type « d » est **totalelement remplie** (d^{10}), elle passe avant l'OA de type « s » précédente.

Ex : Pour le Cuivre ($Z=29$) : $[Cu] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

- Les **cations** formés à partir d'atomes dont les configurations se finissent par $4s^2 3d^x$ et $5s^2 4d^x$ voient leurs électrons des OA de type « s » arrachés avant ceux des OA de type d.

Ex : Pour le Fer ($Z=26$) : $[Fe] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
 $\rightarrow [Fe^{2+}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$

D. Couches de valence et de cœur

Couche de valence : couche la plus externe, elle regroupe les OA qui se trouvent à droite de la première OA portant le « n » le plus élevé.

Ex : Pour le Fer ($Z=26$) : $[Fe] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Électrons de valence : électrons de la couche de valence.

Ex : $[Fe] = 8$ électrons de valence

Couche de cœur : toutes les OA qui ne sont pas de valence. Elles se trouvent au cœur de l'atome.

Ex : $[Fe] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Électrons de cœur : électrons de la couche de cœur.

Ex : $[Fe] = 18$ électrons de cœur.

Electron célibataire : électron seul dans son OA.

1. Raccourci d'écriture de la configuration électronique

On peut remplacer les OA de la couche de cœur par un atome faisant partie de la famille des **gaz rares** (qui ont la particularité d'avoir totalement rempli leur orbitales de valence) ayant le bon nombre d'électrons. La couche de valence reste écrite **normalement**.

Ex : $[_{26}Fe] = [_{18}Ar] 4s^2 3d^6$

E. Propriétés magnétiques des atomes

On distingue 2 types d'atomes :

Diamagnétiques : ils possèdent **autant** d'électrons de spin $+\frac{1}{2}$ que de spin $-\frac{1}{2}$.

Ils ne possèdent donc pas d'électron célibataire.

Diamagnétique \rightarrow 2 électrons par case quantique

Paramagnétiques : ils ont un **nombre différent** d'électrons de spin $+\frac{1}{2}$ et de spin $-\frac{1}{2}$.

Ils possèdent donc un ou plusieurs électrons célibataires.



Attention : un atome possédant un nombre pair d'électrons n'est pas toujours diamagnétique.

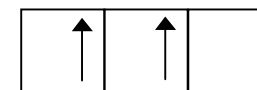
Ex : Pour le Carbone $[_6C] : 1s^2 2s^2 2p^2$

Ce qui donne avec les cases quantiques :

\rightarrow Le Carbone est paramagnétique.



2s



2p

II. Classification des éléments et Tableau périodique

Les éléments sont classés dans le tableau périodique (ou tableau de **Mendéléiev**) selon leurs propriétés chimiques.

Ces propriétés chimiques sont directement dictées par leurs électrons de valence.

Ainsi, le tableau périodique peut être reconstitué d'après ces règles simples :

- Les éléments dont les électrons de valence se trouvent dans les OA de nombre quantique « n » se regroupent dans la **ligne N° « n »**.

Ex : $[_8O] 1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow n=2 \rightarrow 2^{\text{ème}} \text{ ligne du tableau périodique.}$

- Les éléments qui ont « x » électrons de valence se regroupent dans la **colonne N° « x »**.

Ex : $[_8O] \rightarrow 6 \text{ électrons de valence} \rightarrow 6^{\text{ème}} \text{ colonne du tableau périodique.}$



Attention : exception pour l'hélium (He), qui se trouve dans la colonne 18 (alors qu'il possède 2 électrons de valence).



Remarque : pour les 2 premières lignes, on considère que la colonne 13 (sur le tableau) correspond à la colonne 3 (pour correspondre à la deuxième règle)

On peut alors regrouper les éléments par blocs qui correspondent au type d'OA représentatives de leurs électrons de valence.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
n=1																		
n=2																		
n=3																		
n=4																		
n=5																		
n=6																		
n=7																		

Diagram illustrating the periodic table blocks:

- Bloc « s »**: Columns 1 and 2 (Hydrogen and Alkali Metals).
- Bloc « p »**: Columns 13 to 18 (Halogens and Noble Gases).
- Bloc « d »**: Columns 3 to 10 (Transition Metals).
- Bloc « f »**: Columns 3 to 10 (Lanthanides and Actinides, shown below the main table).

A. Familles d'éléments

1. Éléments alcalins

- Configuration électronique : de type « ns^1 » avec $n \geq 2$
- **1^{ère} colonne** du tableau périodique (sauf hydrogène)

2. Éléments alcalino-terreux

- Configuration électronique : de type « ns^2 » avec $n \geq 2$
- **2^{ème} colonne** du tableau périodique

3. Éléments halogènes

- Configuration électronique : de type « $ns^2 np^5$ » avec $n \geq 2$
- **17^{ème} colonne** du tableau périodique (**avant dernière colonne**)

4. Gaz rares ou Gaz nobles

- Configuration électronique : de type « $ns^2 np^6$ » avec $n \geq 1$
- **18^{ème} colonne** du tableau périodique (**dernière colonne**)

Ces éléments sont très stables car ils ont leur couche de valence totalement remplie.

5. Métaux de transition

- Configuration électronique : de type « $ns^2 (n-1)d^x$ » avec $n \geq 4$
- **Bloc d** (4^e, 5^e, 6^e ligne et de la 3^e à la 12^e colonne)



A connaître : les 3 premières lignes + la première, l'avant dernière et la dernière colonne.

Moyens mnémotechniques :

2^{ème} ligne : Lili Bésa Bien Chez Notre Oncle Florentin Nestor

3^{ème} ligne : Napoléon Mangea Allègrement Six Poulet Sans Claquer d'Argent

1^{ère} colonne : Homme Libre Naît Kelques fois Robuste c'est le Cas en France

17^{ème} colonne : Florentin Claqua Brutalemt Irène A terre

18^{ème} colonne : Hercule Négligea d'Arracher le Korsage de Xéna et Ronfla

Astuce pour retrouver facilement le numéro atomique :

On peut retrouver facilement les numéros atomiques (qui nous donnent le **nombre d'électrons**) en **connaissant ceux des gaz rares**.

En effet, on peut **soustraire** ou **additionner** au nombre atomique du gaz rare le nombre de case qui sépare celui-ci et l'élément dont on cherche le nombre atomique (*en lisant le tableau de haut en bas et de gauche à droite*).

Ex : le Brome se trouve 1 case avant le Krypton (numéro atomique = 36)

Numéro atomique du Brome : $36 - 1 = 35$