

Classification Périodique des Eléments

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, établit en 1869.

Actuellement, elle comporte plus de 112 éléments. Le tableau périodique, reste le moyen le plus important de comparaison entre les divers éléments chimiques. Il regroupe et unifie de nombreuses connaissances théoriques, mais il exprime aussi des réalités physiques.

Il facilite donc la compréhension des groupes d'éléments, de leurs propriétés chimiques associées, et de leurs structures.

De plus, ce classement permet de déterminer les formules des composés et les types de liaison unissant les molécules.

II. Principe de la classification périodique

Le tableau de Mendeleïev fut établi afin de classer les éléments de la façon suivante: des rangées horizontales dans le tableau périodique forment les périodes. Les électrons des éléments occupants une même période sont distribués sur un même nombre de couches électroniques, nombre donné par le nombre de périodes. Dans une même période, les éléments sont disposés de gauche à droite selon l'ordre croissant de leur numéro atomique Z .

Les colonnes verticales, quant à elles, forment des groupes ou des familles, et sont au nombre de 18. Les éléments appartenant à une même famille ont en commun certaines caractéristiques c'est donc dire que les propriétés chimiques semblables reviennent périodiquement, d'où le nom de tableau de classification périodique. Cela est dû au fait que les éléments d'un même groupe possèdent tous le même nombre d'électrons dans la couche de valence.

</

a) Période

Les lignes de la classification périodique sont appelées périodes. Au sein d'une période, tous les éléments chimiques ont la même configuration de cœur : c'est la configuration électronique du dernier élément de la période précédente. Seul le nombre d'électrons de valence, c'est-à-dire ceux des sous-couches en cours de remplissage, varie.

Une période correspond au remplissage des sous couches : ns, (n-2) f, (n-1) d et np.

Exemple 1 :

A partir de l'ordre de remplissage des sous-couches électronique et du principe d'exclusion de Pauli, retrouver le nombre maximal d'éléments que chaque période de la classification peut contenir.

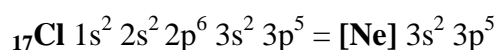
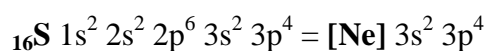
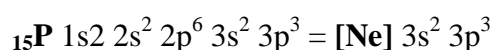
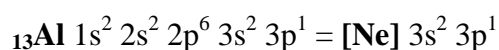
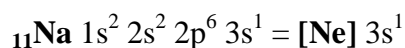
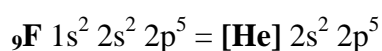
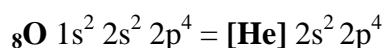
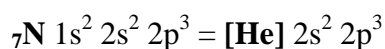
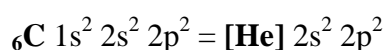
- D'après le principe d'exclusion de Pauli, les sous-couches s, p, d et f contiennent au maximum respectivement 2, 6, 10 et 14 électrons.

Le remplissage des sous-couches se fait par énergie croissante :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

période	Sous-couches				Nombre d'éléments
1	1s				2
2	2s			2p	2+6=8
3	3s			3p	2+6=8
4	4s		3d	4p	2+10+6=18
5	5s		4d	5p	2+10+6=18
6	6s	4f	5d	6p	2+14+10+6=32
7	7s	5f	6d	7p	2+14+10+6=32

Exemple 2 : Configurations électroniques des éléments de la même période :



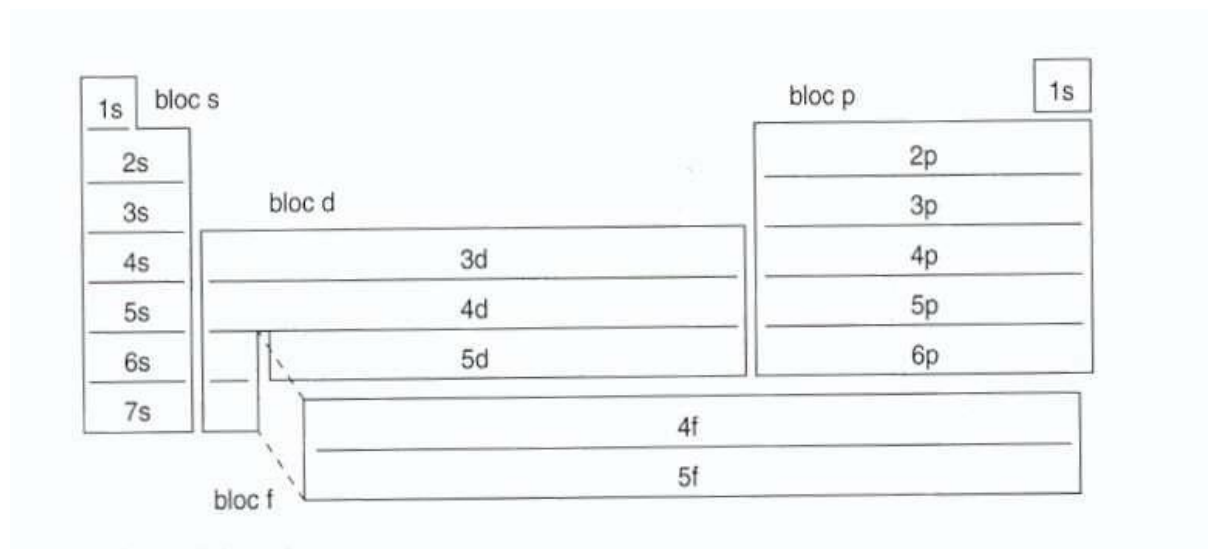
b) Blocs

La classification périodique apparaît comme une juxtaposition de blocs définis en fonction de la sous-couche en cours de remplissage :

Bloc	s	p	d	f
Colonne	1 et 2	13 à 18	3 à 12	-

Les blocs d et f de la classification sont également appelés blocs des éléments de transition.

Le bloc f (ou bloc des éléments de transition internes) regroupe les lanthanides (remplissage de la sous-couche 4f) et les actinides (remplissage de la sous-couche 5f).



c) Famille chimique (groupe)

A chaque colonne des blocs s et p de la classification périodique correspond une famille chimique. Au sein d'une famille chimique, tous les éléments ont le même nombre d'électrons de valence, seule la configuration de cœur diffère d'un élément à l'autre.

Comme les propriétés physico-chimiques dépendent essentiellement du nombre d'électrons de valence, elles sont semblables au sein d'une même colonne. On a par exemple, en dehors des éléments de transition, les groupes suivants :

Colonne	1	2	16	17	18
Groupe	IA	IIA	VIA	VIIA	VIIIA
Configuration de valence	ns^1	ns^2	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$
famille	Alcalins	Alcalino-terreux	Chalcogènes	Halogènes	Gaz inerte

On distingue dans le tableau de la classification périodique les métaux dans la partie gauche et les non métaux dans la partie droite. Le comportement chimique des métaux est caractérisé par leur tendance à perdre des électrons pour former des cations et acquérir la configuration électronique du gaz rare qui les précède ($Na \rightarrow Na^+ + e^-$), tandis que les non métaux ont tendance à former des anions en gagnant des électrons pour acquérir la configuration du gaz rare qui les suit ($Cl + e^- \rightarrow Cl^-$)

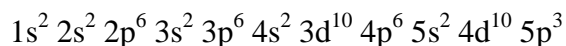
Remarques

- Le numéro en chiffre romain est le nombre d'électrons de valence.
- La place occupée par un élément dans le tableau périodique permet de retrouver aisément sa configuration électronique.

Exemple :

L'antimoine Sb ($Z=51$) est le troisième des éléments p, de la cinquième période ; il possède donc trois électrons au niveau 5p. D'autre part, tous les niveaux rencontrés avant d'arriver à 5p, dans une lecture ligne à ligne du tableau sont remplis.

La configuration de Sb est donc :



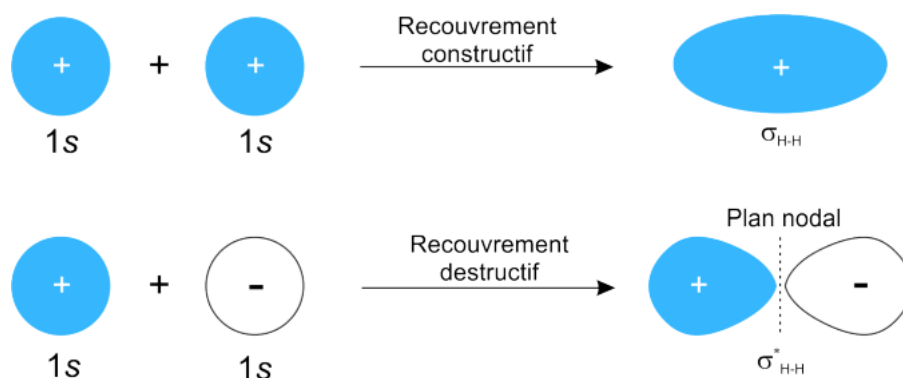
Orbitales moléculaires (OM)

Nous savons que dans les atomes, les électrons se placent autour du noyau et sont représentés par des orbitales ($1s$, $2s$, $2p$, etc.) sur différents niveaux d'énergie. Ces orbitales représentent une probabilité de présence d'un électron autour du noyau.

La théorie des orbitales moléculaires postule de la même façon que les électrons dans les molécules peuvent exister dans des orbitales d'énergie différentes qui donnent la probabilité de trouver l'électron à des points particuliers autour de la molécule.

Pour établir l'ensemble des orbitales d'une molécule, il suffit d'additionner les fonctions d'onde de valence atomique des atomes liés (par combinaison linéaire d'OA). Ce n'est pas aussi compliqué que cela puisse paraître.

Prenons par exemple la liaison des molécules diatomiques mononucléaires –molécules de la forme A_2 : la molécule la plus simple de ce modèle est l'hydrogène, H_2 . Comme nous l'avons dit, pour établir les orbitales moléculaires de l'hydrogène naturel, on additionne les fonctions d'onde de valence atomique pour former les orbitales moléculaires de l'hydrogène H_2 . Chaque atome d'hydrogène dans H_2 possède une seule orbitale $1s$, donc nous additionnons les deux fonctions d'onde $1s$. Comme vous le savez, les fonctions d'onde atomiques peuvent avoir des phases soit positive ou négative, ce qui signifie que la valeur de la fonction d'onde est soit positive ou négative. Il ya deux façons d'ajouter des fonctions d'onde, soit en fois en phase (soit + avec + ou – avec -) ou hors-phase (+ avec -). La figure ci-dessous montre comment les fonctions d'onde atomiques peuvent être additionnée pour produire des orbitales moléculaires.

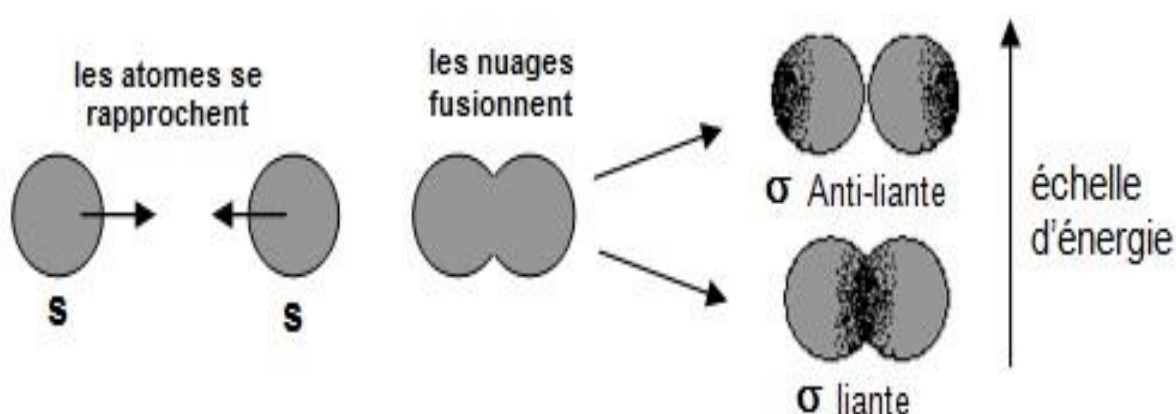


© 2011 Stéphane Barbati

Figure 1 Deux orbitales 1s se combinent pour former un OM liante et anti-liante (cas de H_2).

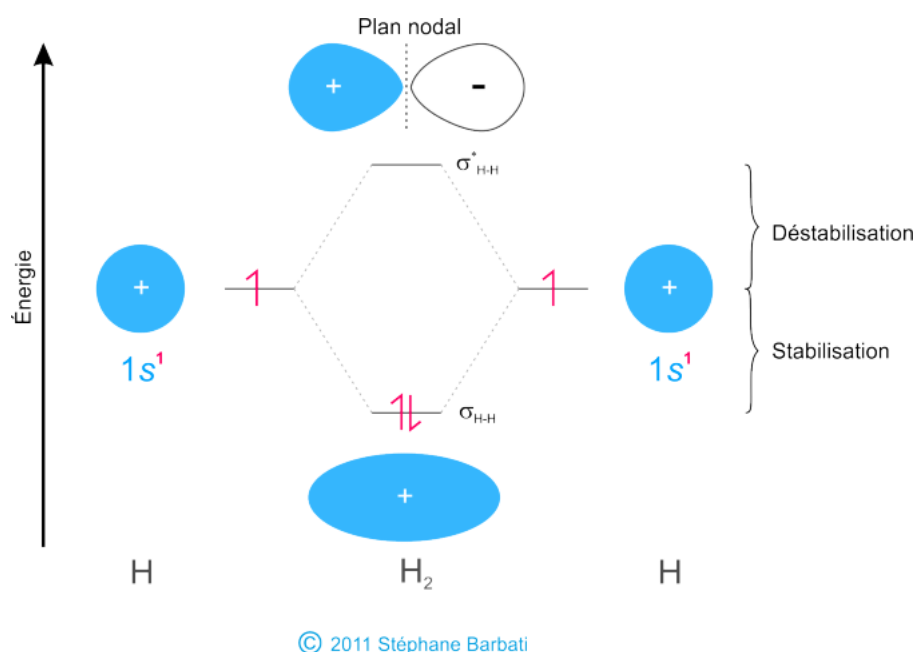
Le recouvrement résultant de la combinaison en phase (+ et +) conduit à la formation d'une orbitale moléculaire, dite liante, et appelée sigma (σ_{H-H}). Cette OM fait apparaître une accumulation de densité d'électrons entre les deux noyaux et se traduit par une baisse d'énergie pour cette orbitale.

Les électrons occupant les orbitales σ_{H-H} représentent la paire des électrons liants.



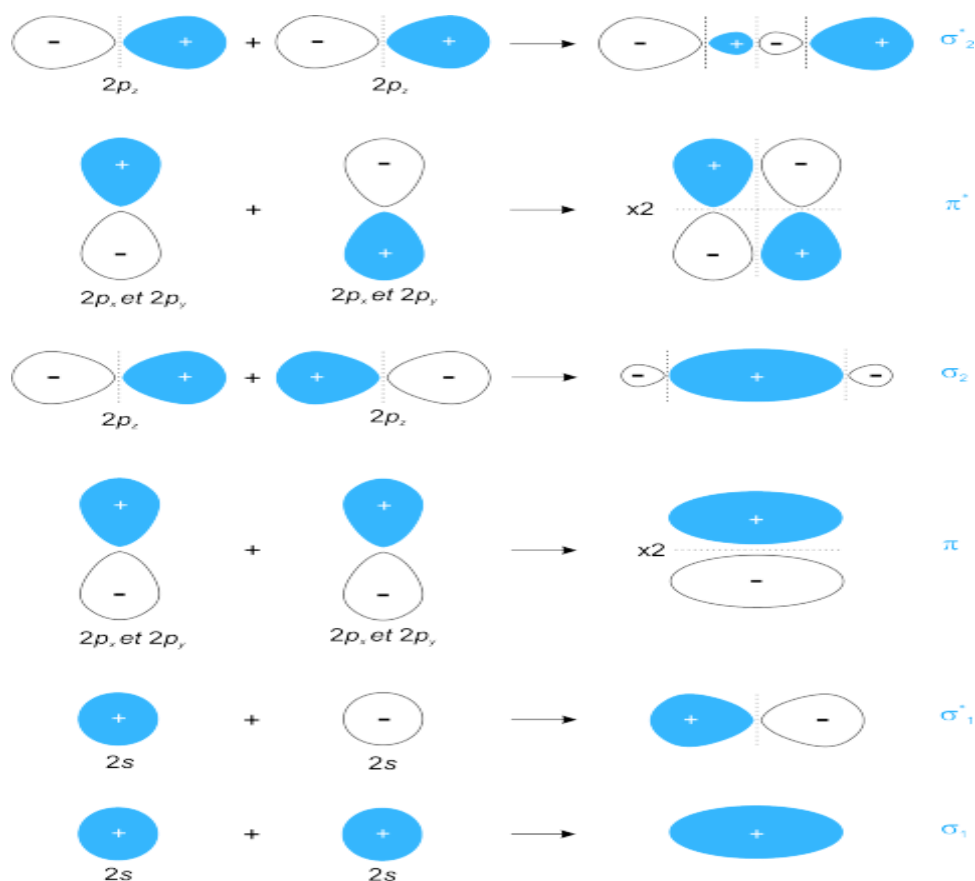
L'autre orbitale moléculaire produite σ^*_{H-H} , montre une diminution de la densité d'électrons entre les noyaux et atteint une valeur nulle au centre des noyaux que l'on appelle plan nodal. Puisque l'orbitale σ^*_{H-H} montre une diminution de la liaison entre les deux noyaux, elle

est appelée orbitale moléculaire anti-liante. En raison de la diminution de la densité électronique entre les noyaux, l'orbitale anti-liante est plus élevée en énergie que les orbitales moléculaires de liaison et les orbitales atomiques $1s$ de l'hydrogène. Dans la molécule H_2 , aucun électron occupe l'orbitale anti-liante. Pour résumer ces résultats sur les énergies relatives des orbitales atomiques, moléculaires liantes et anti-liantes, nous pouvons dire que la combinaison de 2 OA conduit à la formation de 2 OM, une liante d'énergie inférieure et une anti-liante d'énergie supérieure. Le diagramme des OM se construit comme suit :



Celle comprenant les orbitales $2p$. La figure ci-dessous montre toutes les combinaisons possibles entre les orbitales atomiques.

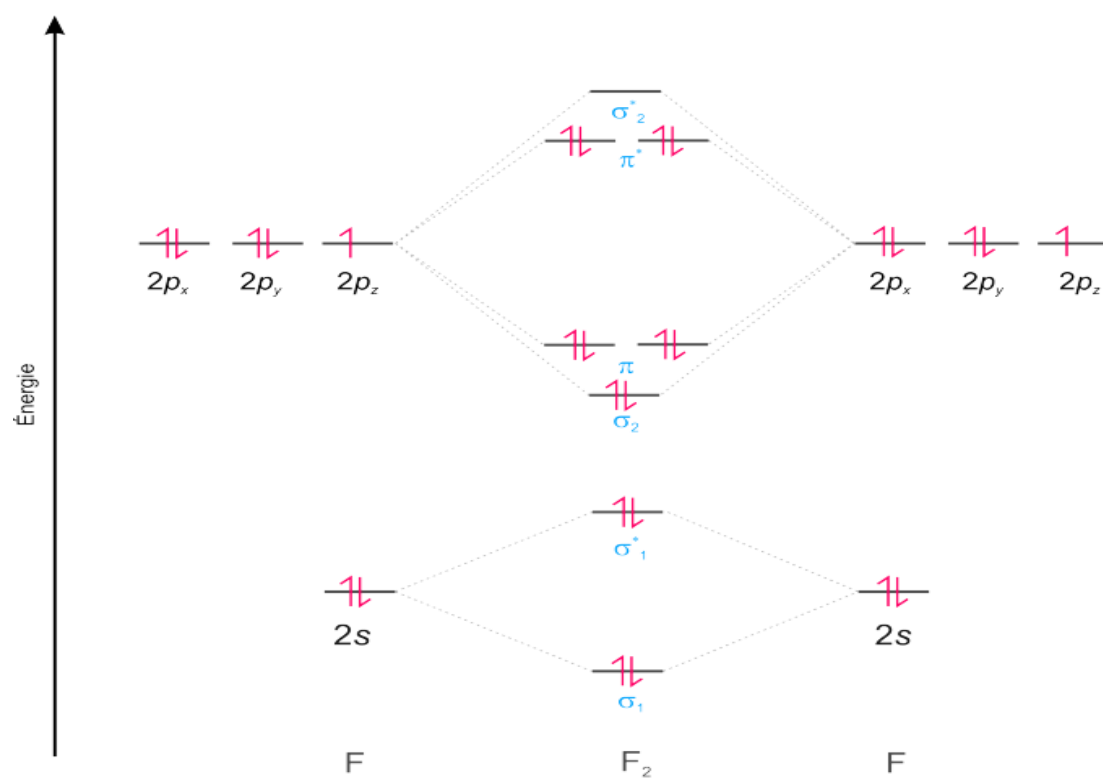
Le schéma ci-dessous montre le processus de création des OM par combinaison d'OA. Notez que les OM de plus basse énergie sont celles dont le recouvrement est le plus constructif (moins de plans nodaux) et que les OM de plus haute énergie sont celles qui présentent le recouvrement le plus destructif



© 2011 Stéphane Barbati

Comme on l'a vu précédemment les OA $2s$ se combinent pour former 1 OM liante σ et 1 OM anti-liantes σ^* . Concernant les OA de type p il y a deux recouvrements possibles. L'une est un recouvrement axial comme le montre la figure avec la combinaison de 2 OA $2p_z$ qui conduit à la formation d'une OM liante de type σ . L'autre recouvrement possible est latéral comme le montre la figure avec la combinaison des deux OA $2p_x$ et des deux $2p_y$ qui conduit dans ce cas à la formation d'OM liante de type π . La différence entre les OM de type s et celles de type p réside dans leur symétrie. Les OM σ ont une symétrie cylindrique le long de l'axe de liaison que n'ont pas les OM π en raison de l'existence d'un plan nodale sur l'axe de liaison.

Les niveaux d'énergie étant établis, nous pouvons déterminer les niveaux d'énergie de la molécule F_2 selon le diagramme ci-dessous.



© 2011 Stéphane Barbati