

ATOMISTIQUE

1. Atome neutre

A_ZX Z : numéro atomique A : nombre de masse (= Z + N)

Noyau : Z protons (+Ze), N neutrons Electrons : Z électrons (-Ze)

Z caractérise l'élément chimique.

Pour un élément chimique donné (même Z), on peut avoir différents atomes qui diffèrent par le nombre N de neutrons (A différent) : ce sont des isotopes. Ex : ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$; ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$

Dans la nature, la prépondérance des isotopes est fixe. La masse molaire trouvée dans les tables est la moyenne des différentes masses en tenant compte de leur prépondérance.

2. Structure électronique

L'application de la mécanique ondulatoire conduit à l'*équation de Schrödinger* qui caractérise l'état d'un électron (mouvement et énergie). Pour résoudre cette équation (et décrire l'état de l'électron), il faut introduire des nombre quantiques : (n, ℓ et m sont des entiers)

n : nombre quantique principal	n	1	caractérise la couche (K, L, M, ...).
ℓ : nombre quantique secondaire	0	ℓ n-1	caractérise la sous-couche (s, p, d, ...).
m : nombre quantique magnétique	- ℓ	m + ℓ	caractérise la direction de l'orbitale.
s : nombre quantique de spin	s = \pm	$\frac{1}{2}$	caractérise le sens de rotation de l'électron.

(n, ℓ , m) caractérise une orbitale atomique ou case quantique et (n, ℓ , m, s) caractérise l'électron.

2.1. Règles de remplissage

Les électrons vont remplir les orbitales en se plaçant dans les niveaux de moindre énergie.

2.1.1. Règle de Klechkowsky

Le remplissage des couches et sous-couches s'effectue selon les (n + ℓ) croissants, et si (n + ℓ) est identique, selon n croissant :

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

2.1.2. Loi de Hund

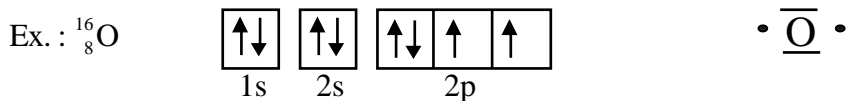
Lorsqu'une sous-couche est incomplètement remplie, les électrons s'arrangent de telle sorte que le maximum d'entre eux aient des spins parallèles (nombre de spin maximum).

2.1.3. Principe d'exclusion de Pauli

Dans un atome, deux électrons ne peuvent pas avoir leurs 4 nombres quantiques identiques.

2.2. Schéma de Lewis

Les propriétés chimiques d'un atome dépendent de sa couche électronique externe (couche de valence). Le schéma de Lewis d'un atome représente cette couche électronique :

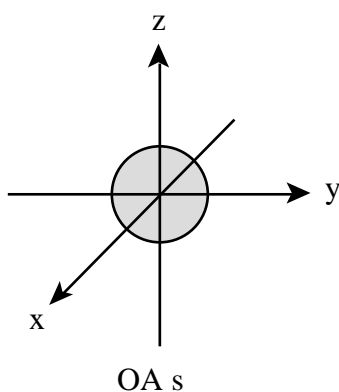


2.3. Règle de l'octet

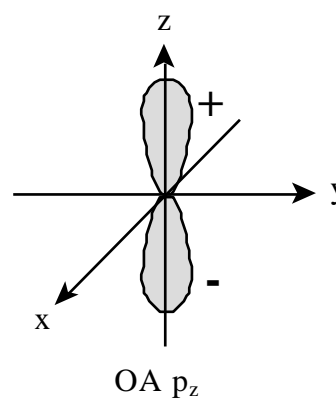
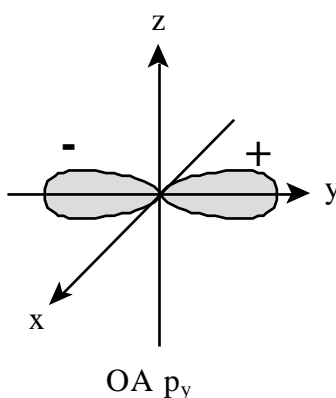
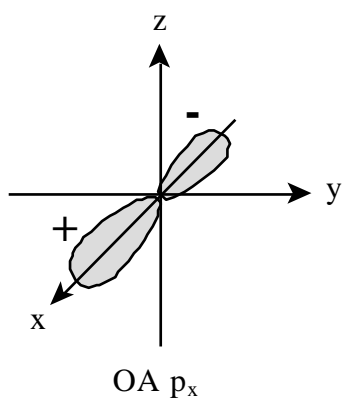
Règle empirique selon laquelle, dans une molécule organique, chaque atome doit être entouré de 8 électrons (en Lewis). Cette règle est souvent prise en défaut. D'une façon plus générale, les atomes ont tendance à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche en fixant ou cédant des électrons. Les atomes C, N et O seront donc entourés de 8 électrons, et l'atome H de 2 électrons.

3. Forme des orbitales

3.1. OA s : symétrie sphérique



3.2. OA p : 2 lobes symétriques par rapport au noyau



4. Tableau périodique

Les éléments sont classés par Z croissant. Chaque ligne (= période) correspond au remplissage d'une couche. Chaque colonne (= famille) correspond aux éléments de même configuration électronique externe (donc de mêmes propriétés chimiques).

Colonne I _A : alcalins	Colonne II _A : alcalino-terreux	(remplissage de la sous-couche s)
Colonne III _A à II _B : métaux de transitions		(remplissage de la sous-couche d)
Colonne III _B à VI _B : famille du B, C, N, O respectivement		(remplissage de la sous-couche p)
Colonne VII _B : halogènes	Colonne VIII _B : gaz rare	(idem)

5. Électronégativité

La saturation d'une couche électronique correspond à une stabilité chimique. Chaque élément tendra donc à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche :

- en ayant tendance à perdre un ou plusieurs électrons (électropositif)
- en ayant tendance à capter un ou plusieurs électrons (électronégatif)

L'électronégativité est l'aptitude d'un élément à capter un électron. Selon l'échelle de Pauling :

F	>	O	>	Cl, N	>	Br	>	C, S, I	>	...	>	H	...
4,0		3,5		3,0		2,8		2,5				2,1	

L'affinité électronique est l'énergie libérée lors de la capture d'un électron par un atome.

Le potentiel d'ionisation est l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un atome.