

Chimie I: Chimie Générale



SCIENCES DE LA
VIE ET DE LA TERRE



Shop



- Cahiers de Biologie + Lexique
- Accessoires de Biologie



Etudier



Visiter [Biologie Maroc](http://www.biologie-maroc.com) pour étudier et passer des QUIZ et QCM en ligne et Télécharger TD, TP et Examens résolus.



Emploi

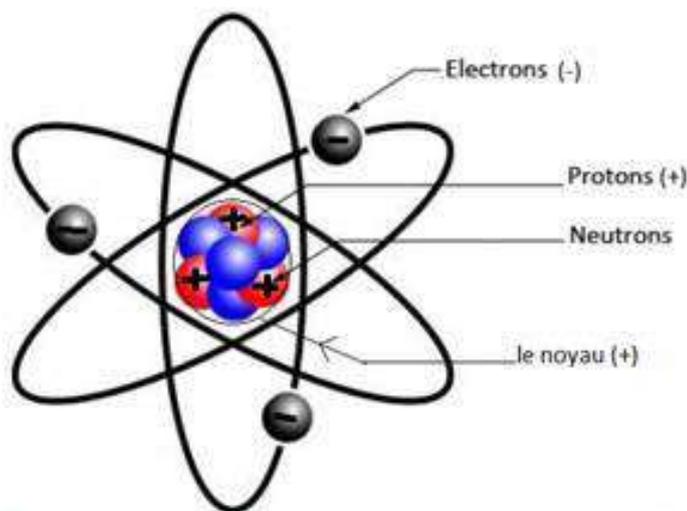


- CV • Lettres de motivation • Demandes...
- Offres d'emploi
- Offres de stage & PFE

Département de Chimie

FILIERE SVI / S1
MODULE DE CHIMIE GENERALE
COURS

ATOMISTIQUE ET LIAISON CHIMIQUE



Réalisé par :

Said ALAHIANE - Moulay Rachid LAAMARI

ANNEE UNIVERSITAIRE : 2020-2021

SOMMAIRE

COURS D'ATOMISTIQUE

CHAPITRE I : STRUCTURE DE L'ATOME

- I. Introduction
- II. Les constituants de l'atome.
- III. Les caractéristiques de l'atome.
 - 1. Représentation
 - 2. Les isotopes
 - 3. Mole et masse molaire
 - 4. L'unité de masse atomique u.m.a.

CHAPITRE II : MODELE QUANTIQUE DE L'ATOME

- I. Les nombres quantiques.

CHAPITRE III : LES ATOMES POLYELECTRONIQUES

- I. Configurations électroniques des atomes.
 - 1. Principe d'exclusion de PAULI.
 - 2. Principe de stabilité. Règle de KLECHOVSKI.
 - 3. Règle de HUND.
- II. Couche de valence (ou externe) d'un atome
- III. La classification périodique des éléments
 - 1. Les périodes.
 - 2. Les groupes (ou familles).
 - 3. Les principales familles du tableau périodique.

COURS DE LIAISON CHIMIQUE

- I. Introduction
- II. La liaison covalente
- III. Charges formelles
- IV. Théorie VSEPR (Répulsion des Paires Électronique de la Couche Valence)
 - 1. Intérêt et principe
 - 2. La méthode VSEPR
 - 3. Règles de Gillespie
 - 4. Figures de répulsion

COURS D'ATOMISTIQUE

CHAPITRE I : STRUCTURE DE L'ATOME

I. Introduction

La matière peut être décrite à deux niveaux :

- ✓ macroscopique qui concerne la partie observable et mesurable à notre échelle (Ensemble de molécules, d'atomes ou d'ions).
- ✓ microscopique qui concerne les particules réelles (molécule, atome ou ion).

Il existe à l'heure actuelle 116 atomes ou éléments dont 92 sont naturels et les atomes restant sont artificiels c'est-à-dire créés par l'homme.

Chaque atome est désigné par son nom et son symbole.

Exemple : Oxygène : O Chlore : Cl

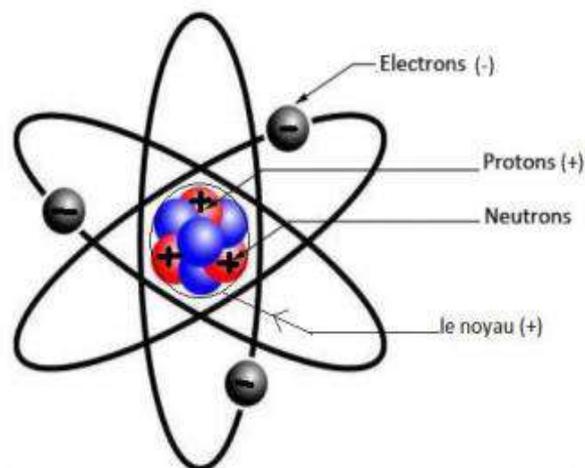
Les atomes diffèrent par leurs structures et leurs masses, et sont eux même fragmentés en petites particules : les électrons, les protons et les neutrons.

L'atome et la molécule sont donc des particules de très petites dimensions, leurs masses sont de l'ordre de 10^{-24} g à 10^{-27} g. Ces chiffres ne sont pas pratiques, on utilise la notion de mole.

Une mole correspond à la quantité de matière contenue dans $6,02 \times 10^{23}$ particules (atome ou molécule). $N = 6,02 \times 10^{23}$ est le nombre d'Avogadro qui a été déterminé expérimentalement.

II. Les constituants de l'atome

L'atome est un ensemble électriquement neutre comportant une partie centrale, le noyau chargé positivement et constitué de deux types de particules, protons et neutrons, appelées nucléons, ou est centrée pratiquement toute sa masse, et autour duquel gravitent des charges négatives élémentaires ou électrons.



Elément	Charge (C)	Masse (Kg)
Electron	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	$9,11 \cdot 10^{-31}$
Proton	$1,6 \cdot 10^{-19}$	$1,672 \cdot 10^{-27}$
Neutron	0	$1,6747 \cdot 10^{-27}$

N.B.

- La masse du proton est 1836 fois supérieure à celle de l'électron.
- Les protons et les neutrons sont appelés « les nucléons ».

L'atome est un ensemble électriquement neutre comportant un noyau (protons + neutrons), où est centrée pratiquement toute sa masse, autour duquel se trouvent des électrons.

III. Les caractéristiques de l'atome

1. Représentation

A chaque élément chimique, on a associé un symbole. Il s'écrit toujours avec une majuscule, éventuellement suivie d'une minuscule.



- X est le symbole de l'élément.
- Z est appelé numéro atomique ou nombre de charge, il désigne le nombre de protons (c'est aussi le nombre d'électrons pour un atome neutre).
- A est appelé nombre de masse, il désigne le nombre de nucléons (protons + neutrons).

Si N représente le nombre de neutrons, on aura la relation : $A = Z + N$.

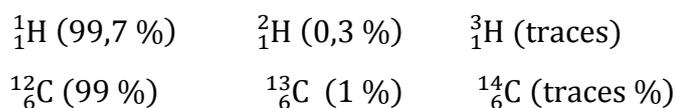
▪ **Exemple**



2. Les isotopes

On appelle isotopes d'un élément donné, des atomes ayant le même nombre de protons (même Z) mais un nombre de neutrons différent (A différent). Les isotopes ne diffèrent alors que par la composition des noyaux.

▪ **Exemple**



3. Mole et masse molaire

3.1. la quantité de matière

La mole est la quantité de matière qui contient autant **d'atomes** qu'il y a dans **12g de carbone 12**. Ce nombre est appelé Nombre d'Avogadro $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$.

Donc 1 mol d'atomes (ou d'ions ou de molécules ...) contient $6,022 \cdot 10^{23}$ Atomes (ou ions, ou molécules...).

▪ **Exemple**

1 mole de Cu = $6,022 \cdot 10^{23}$ Atomes de Cu

1 mole de H₂O = $6,022 \cdot 10^{23}$ Molécules de H₂O

3.2. la Masse molaire atomique

La masse d'une mole d'atomes d'un élément est appelée la masse molaire de l'atome.

3.3. La masse atomique moyenne de l'élément

Dans le cas général, un élément possède un ou plusieurs isotopes ; donc la masse atomique sera la somme des proportions relatives à chaque isotope.

$$M(x) = \frac{\sum(M_i \times x_i)}{100}$$

M_i : Masse molaire de l'isotope i, x_i : l'abondance de l'isotope i

L'unité de la masse relative est en : g/mol ou u.m.a.

- **Exemple** : Le chlore possède deux isotopes $^{35}_{17}\text{Cl}$ et $^{36}_{17}\text{Cl}$ et dont les proportions (abondances) sont 75% et 25%.

Donc :

$$\begin{aligned} M(x) &= \frac{\sum(M_i \times x_i)}{100} = \frac{x_1 M_1 + x_2 M_2}{100} \\ &= \frac{(75 \times 35) + (25 \times 36)}{100} \\ &= 35,5 \text{g/mol} \end{aligned}$$

4. L'unité de masse atomique u.m.a.

Le Kg est mal adapté pour les dimensions de l'atome. On prend donc une unité particulière, appelée unité de masse atomique noté u.m.a.

L'u.m.a est par définition le 1/12 de la masse d'un atome de l'isotope 12 du carbone.

Par définition une masse de 12 g de carbone renferme N_A atomes, donc

$$1 \text{ u.m.a} = \frac{12}{N} \times \frac{1}{N} = \frac{1}{N} \quad \text{Or } N = 6,02 \cdot 10^{23} \quad \text{donc} \quad 1 \text{ u.m.a} = 1,6604 \cdot 10^{-24} \text{ g.}$$

▪ **Exemple**

Masse du proton = $1,6724 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,0072 \text{ u.m.a.}$

Masse du neutron = $1,6747 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,0087 \text{ u.m.a.}$

CHAPITRE II : DESCRIPTION QUANTIQUE DE L'ATOME

Dans la description quantique de l'atome, l'état d'un électron c'est-à-dire : son énergie, ses mouvements autour du noyau et la forme de l'orbitale, est défini par 4 paramètres appelés nombres quantiques : **n**, **l**, **ml** et **s**.

I. Les nombres quantiques

1. Le nombre quantique principal n : $n \in \mathbb{N}^*$

Permet de :

- Quantifier l'énergie de l'électron.
- Définir une couche électronique ou un niveau d'énergie.

Chaque niveau n (ou couche) lui correspond un maximum de $2n^2$ électrons.

n	1	2	3	4	5
Couche	K	L	M	N	O
Nombre d'e- max	2	8	18	32	50

NB : L'énergie d'un niveau n est donnée par la relation (établie par Bohr lors de l'étude de l'atome d'hydrogène) : $E_n = -13,6 \cdot \frac{Z^2}{n^2}$.

2. Le nombre quantique secondaire ou azimutal l : $l \in \mathbb{N}$

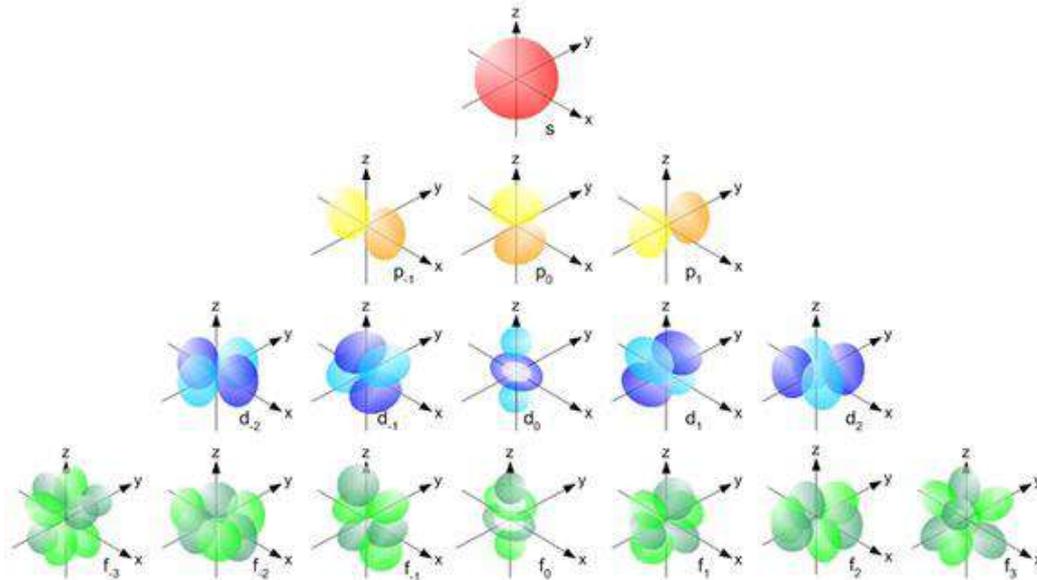
l caractérise la "forme" de l'orbitale ; il définit une sous-couche électronique, ou un sous niveau d'énergie, il prend toutes les valeurs comprises entre 0 et n-1. $0 \leq l \leq n-1$.

La sous-couche électronique est généralement désignée par une lettre minuscule au lieu de la valeur numérique de l.

n	0	1	2	3	4
Orbitale atomique	s	p	d	f	g

a. Forme des orbitales atomiques

L'orbitale atomique indique des régions de l'espace où l'électron a une forte probabilité de se trouver.



3. Le nombre quantique magnétique m_l : $m_l \in \mathbb{Z}$

Il caractérise les différentes possibilités d'orientation spatiale des orbitales et prend toutes les valeurs comprise entre $-l$ et $+l$.

$-l \leq m_l \leq l \quad \rightarrow \quad$ Il y a $2l+1$ valeurs de m , donc $2l+1$ orbitales.

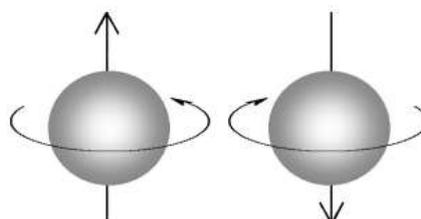
- ☞ $l = 0 \Rightarrow m_l = 0 \Rightarrow$ 1 seule orientation \Rightarrow 1 type d'orbitale s.
- ☞ $l = 1 \Rightarrow m_l = -1; 0; 1 \Rightarrow$ 3 orientations \Rightarrow 3 types d'orbitales p de même énergie.
- ☞ $l = 2 \Rightarrow m_l = -2; -1; 0; 1; 2 \Rightarrow$ 5 orientations \Rightarrow 5 types d'orbitales d de même énergie.
- ☞ $l = 3 \Rightarrow m_l = -3; -2; -1; 0; 1; 2; 3 \Rightarrow$ 7 orientations \Rightarrow 7 types d'orbitales f.

4. Le nombre quantique de spin

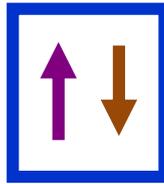
Le terme de spin (verbe en anglais to spin qui signifie tourner) caractérise les 2 états de rotation possible de l'électron sur lui-même.

Deux orientations sont possibles :

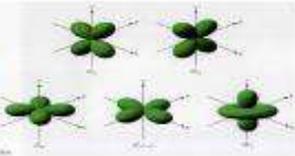
$s = +\frac{1}{2}$ symbolisé par \uparrow ou $s = -\frac{1}{2}$ symbolisé par \downarrow .



Remarque : L'habitude veut que l'électron de spin + 1/2 (\uparrow) soit placé à gauche et l'électron de spin -1/2 (\downarrow) à droite.



▪ Exemple récapitulatif

couche	Nombres quantiques				orbitales (Cases quantiques)	
	n	l	m	s		
K	1	0	0	1/2 et -1/2	1s	 $\uparrow\downarrow$ 2e ⁻
L	2	0	0	1/2 et -1/2	2s	 $\uparrow\downarrow$
		1	-1 0 1		2p	 $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$
M	3	0	0	1/2 et -1/2	3s	 $\uparrow\downarrow$
		1	-1 0 1	1/2 et -1/2	3p	 $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$
		2	-2 -1 0 1 2	1/2 et -1/2	3d	 $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$

CHAPITRE III : CONFIGURATION ELECTRONIQUE ET CLASSIFICATION

PERIODIQUE

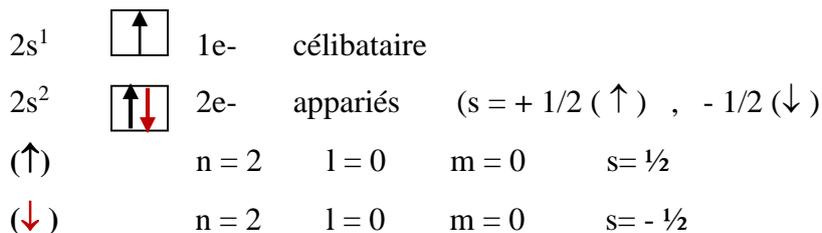
I. Répartition des électrons ou configuration électronique

La configuration électronique d'un atome est la répartition de Z électrons de l'atome dans un état fondamental sur les orbitales atomiques, le remplissage de ces derniers doit impérativement respecter les règles suivantes :

1. 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 (ils ont la même valeur de n, l, et m), ils diffèrent forcément par le nombre quantique de spin.

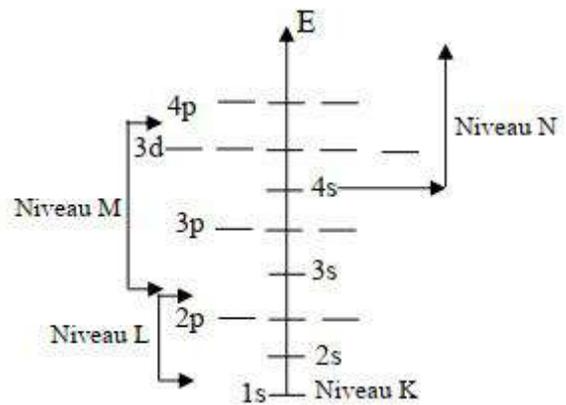
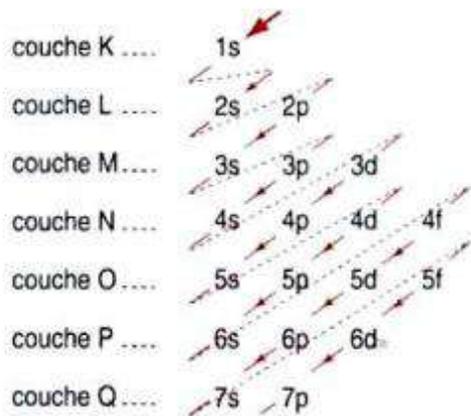
▪ Exemple :



Pour une couche n, le nombre de cases est n^2 et le nombre d'électrons est $2n^2$. Une case quantique ne peut contenir au maximum que deux électrons de spins opposés.

2. Principe de stabilité. Règle de KLECHOVSKI

- Les électrons occupent les orbitales atomiques les plus stables c'est à dire celles de plus basse énergie.
- L'ordre des énergies croissantes est l'ordre des valeurs croissantes de la somme (n+l).
- Si deux sous couches correspondent à la même valeur de (n+l), la sous couche avec la plus petite valeur de n a l'énergie la plus basse.
- Les orbitales d'une même sous couche ont la même énergie.



Représentation mnémotechnique

Ordre énergétique

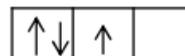
3. Règle de HUND

Les électrons occupent un maximum d'orbitales ayant le même nombre quantique l, avant de les compléter par un deuxième électron de spin opposé.

▪ Exemple : $2p^3$

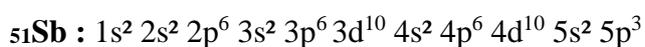
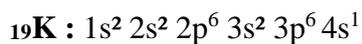
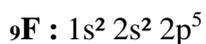
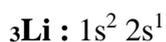


Correcte

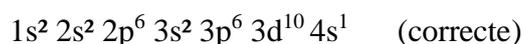
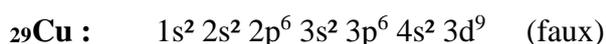
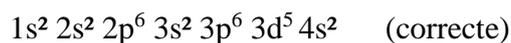
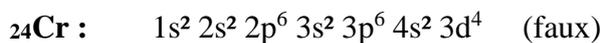


Faux

▪ Exemples et exceptions



Il existe des exceptions où ces règles ne sont pas respectées, en raison essentiellement du voisinage en énergie des niveaux 4s 3d et 5s 4d.

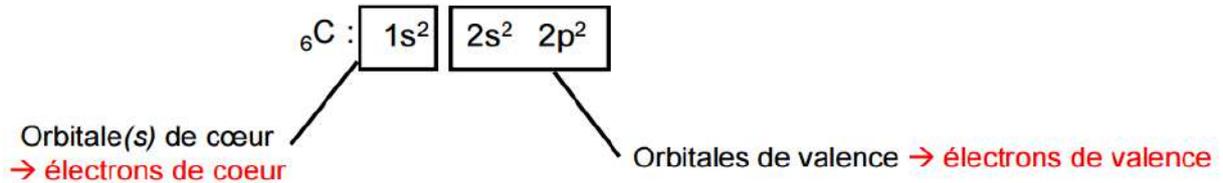


NB : Lorsqu'il existe des électrons **célibataires** (non appariés), l'atome est dit **paramagnétique**. Si au contraire tous les électrons sont appariés, il est dit **diamagnétique**.

II. Couche de valence (ou externe) d'un atome

Les électrons de valence d'un élément sont ceux qui occupent la dernière **couche** ; (nombre quantique principal le plus grand) et les **sous-couches** en cours de remplissage.

Ce sont ces seuls électrons de valence qui sont responsables de propriétés chimiques de l'élément et ce sont eux qui sont donc mis en jeu dans l'établissement des liaisons chimiques.



III. La classification périodique des éléments

La classification moderne est basée sur le classement des éléments par numéro atomique Z croissant, donc s'appuie sur la structure électronique des atomes.

Le tableau périodique est constitué de **7** lignes appelées "**périodes**" et de **18** colonnes appelées "**familles**".

- Le numéro atomique croît de gauche à droite dans une période et de haut en bas dans une colonne.
- Les éléments d'une même période ont la même valeur du nombre quantique principal maximal n .
- Les éléments appartenant à une même colonne ont généralement la même structure électronique externe, donc ont souvent des propriétés chimiques ou physiques voisines (ne pas généraliser !).

Tableau I : Tableau périodique des éléments.

colonnes périodes	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	¹ H hydrogène 1,0																		² He hélium 4,0
2	³ Li lithium 6,9	⁴ Be beryllium 9,0											⁵ B bor 10,8	⁶ C carbone 12,0	⁷ N azote 14,0	⁸ O oxygène 16,0	⁹ F fluor 19,0	¹⁰ Ne néon 20,2	
3	¹¹ Na sodium 23,0	¹² Mg magnésium 24,3											¹³ Al aluminium 27,0	¹⁴ Si silicium 28,1	¹⁵ P phosphore 31,0	¹⁶ S soufre 32,1	¹⁷ Cl chlore 35,5	¹⁸ Ar argon 39,9	
4	¹⁹ K potassium 39,1	²⁰ Ca calcium 40,1	²¹ Sc scandium 44,9	²² Ti titane 47,9	²³ V vanadium 50,9	²⁴ Cr chrome 52,0	²⁵ Mn manganèse 54,9	²⁶ Fe fer 55,8	²⁷ Co cobalt 58,9	²⁸ Ni nickel 58,7	²⁹ Cu cuivre 63,5	³⁰ Zn zinc 65,4	³¹ Ga gallium 69,7	³² Ge germanium 72,6	³³ As arsenic 74,9	³⁴ Se sélénium 78,9	³⁵ Br brome 79,9	³⁶ Kr krypton 83,8	
5	³⁷ Rb rubidium 85,5	³⁸ Sr strontium 87,6	³⁹ Y yttrium 88,9	⁴⁰ Zr zirconium 91,2	⁴¹ Nb niobium 92,9	⁴² Mo molybdène 95,9	⁴³ Tc technetium 98,9	⁴⁴ Ru ruthénium 101,1	⁴⁵ Rh rhodium 102,9	⁴⁶ Pd palladium 106,4	⁴⁷ Ag argent 107,9	⁴⁸ Cd cadmium 112,4	⁴⁹ In indium 114,8	⁵⁰ Sn étain 118,7	⁵¹ Sb antimoine 121,7	⁵² Te tellure 127,6	⁵³ I iode 126,9	⁵⁴ Xe xénon 131,3	
6	⁵⁵ Cs césium 132,9	⁵⁶ Ba baryum 137,3	L	⁵⁷ Hf hafnium 178,5	⁵⁸ Ta tantalum 180,9	⁵⁹ W tungstène 183,8	⁶⁰ Re rénium 186,2	⁶¹ Os osmium 190,2	⁶² Ir iridium 192,2	⁶³ Pt platine 195,1	⁶⁴ Au or 197,0	⁶⁵ Hg mercure 200,6	⁶⁶ Tl thallium 204,4	⁶⁸ Pb plomb 207,2	⁶⁹ Bi bismuth 208,9	⁷⁰ Po polonium -209	⁷¹ At astate -210	⁷² Rn radon -222	
7	⁸⁷ Fr francium -223	⁸⁸ Ra radium 226,0	A	⁸⁹ Ku kuratovium -268	⁹⁰ Ha hahnium -262	⁹¹ Sg seaborgium -263	⁹² Ns nobelium -265	⁹³ Hs hassium -269	⁹⁴ Mt meitnerium -268	⁹⁵ X -271	⁹⁶ X -273	⁹⁷ X -277	⁹⁸ X -281	⁹⁹ X -285	¹⁰⁰ X -289	¹⁰¹ X -293	¹⁰² X -297	¹⁰³ X -301	

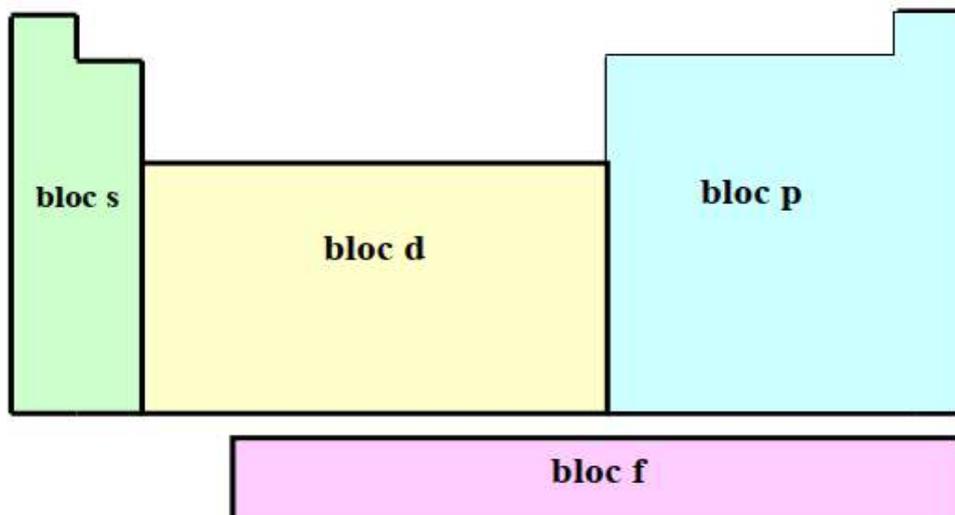
L = Lanthanides : 57 à 71														
⁵⁷ La lanthane 138,9	⁵⁸ Ce cérium 140,1	⁵⁹ Pr praseodyme 140,9	⁶⁰ Nd néodyme 144,2	⁶¹ Pm prométhium -145	⁶² Sm samarium 150,4	⁶³ Eu europium 152,0	⁶⁴ Gd gadolinium 157,2	⁶⁵ Tb terbium 158,9	⁶⁶ Dy dysprosium 162,5	⁶⁷ Ho holmium 164,9	⁶⁸ Er érythrium 167,3	⁶⁹ Tm thulium 168,9	⁷⁰ Yb ytterbium 173,0	⁷¹ Lu lutétium 175,0

A = Actinides : 89 à 103														
⁸⁹ Ac actinium -227	⁹⁰ Th thorium 232,0	⁹¹ Pa protactinium 231,0	⁹² U uranium 238,0	⁹³ Np néptunium -237	⁹⁴ Pu plutonium -244	⁹⁵ Am américium -243	⁹⁶ Cm curium -247	⁹⁷ Bk berkélium -247	⁹⁸ Cf californium -251	⁹⁹ Es einsteinium -254	¹⁰⁰ Fm fermium -257	¹⁰¹ Md mendelevium -258	¹⁰² No nobélium -259	¹⁰³ Lr lawrencium -260

La classification périodique est divisée en 4 blocs en fonction de la structure électronique externe des éléments.

Ces blocs, dénommés s, p, d et f, comportent des éléments dont les électrons de valence appartiennent aux sous-couches correspondantes :

Tableau II : Les différents blocs du Tableau périodique.



1. Les périodes.

Une période correspond à une valeur fixe du nombre quantique n.

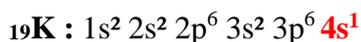
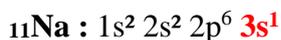
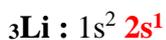
- **Exemple :** n = 3 3^{ème} période

Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	Ar
↓											↓	↓				↓
$3s^1$											$3s^2 3p^2$					$3s^2 3p^6$

2. Les groupes (ou familles)

Chaque colonne du tableau périodique contient un groupe d'éléments qui possèdent des couches de valences identiques, donc même configuration électronique externe.

Exemple : Groupe I_A : H, Li, Na, K, ...



3. Les principales familles du tableau périodique

- Famille des alcalins : Groupe I A (sauf l'hydrogène) : Leurs configurations électroniques externes sont de type ns^1 .
- Famille des alcalino-terreux : Groupe II A : Leurs configurations électroniques externes sont de type ns^2 .
- Famille des halogènes : Groupe VII A : Leurs configurations électroniques externes sont de type $ns^2 np^5$.
- Famille des gaz rares : Groupe VIII A ou 0 : Leurs configurations électroniques sont de type $ns^2 np^6$.
- Famille des éléments de transitions : Bloc D : Ce sont des éléments qui possèdent les orbitales d incomplètement remplis. Leurs configurations électroniques sont de type : $ns^2 (n-1)d^x$ avec $0 < x \leq 10$.
- Eléments des triades. Ces éléments constituent le groupe VIII. On distingue trois types de triades : Triade du Fer (Fe, Co et Ni), Triade du palladium (Ru, Rh et Pd) et Triade du Platine (Os, Ir et Pt).
- Eléments des terres rares. Ces éléments possèdent les orbitales f en cours de remplissage. Les éléments qui correspondent au remplissage de l'orbitale 4f, sont les lanthanides.

Ceux qui correspondent au remplissage de l'orbitale 5f appelés les actinides.

Tableau III : Les différentes familles du tableau périodique

Le tableau périodique est divisé en familles par des lignes pointillées colorées :

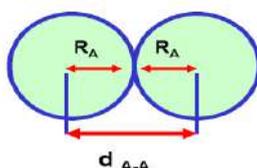
- Alcalins / Alcalino-terreux** (bleu) : Groupe 1 et 2.
- Terreux** (orange) : Groupe 13.
- Carbonides** (rouge) : Groupe 14.
- Azotides** (rose) : Groupe 15.
- Sulfurides** (jaune) : Groupe 16.
- Halogènes** (vert) : Groupe 17.
- GAS rares** (bleu clair) : Groupe 18.
- métaux de transition** (bleu foncé) : Les groupes 3 à 10.

Un rectangle jaune au centre du tableau est également étiqueté "métaux de transition".

4. Variations des propriétés physiques dans le tableau périodique

a. Le rayon atomique « r_a »

On peut définir le rayon atomique comme étant la moitié de la distance entre les centres des deux atomes liés par une liaison simple.



D'une manière générale, le rayon atomique tend à décroître lorsqu'on parcourt une période de gauche à droite. Ceci résulte du fait que la charge électrique du noyau atomique augmente tout au long de chaque période, ce qui augmente l'attraction du noyau sur les électrons et diminue par conséquent le volume des orbitales atomiques.

Dans un groupe, au fur et à mesure que le nombre d'électrons Z croît, les couches K, L, M, ... sont peuplées. L'enveloppe de la distribution électronique devient de plus en plus volumineuse et par conséquent r_a augmente.



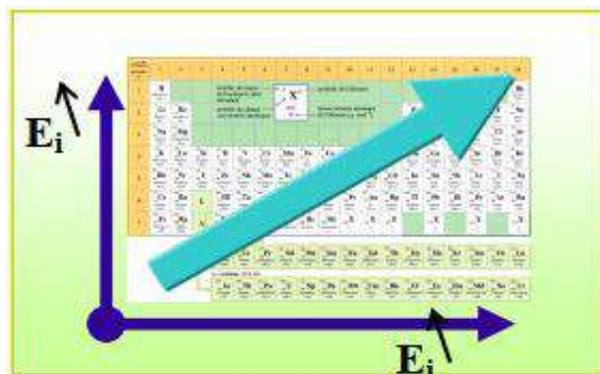
b. L'énergie d'ionisation (E.I) ou potentiel d'ionisation (P.I).

L'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène est l'énergie nécessaire pour arracher un électron d'un atome ou d'un ion à l'état gazeux.



- **Exemple :** $Be \rightarrow Be^+ + 1e^-$ $E.I_1 = + 899 \text{ kJ mol}^{-1}$

- ☞ L'énergie d'ionisation augmente dans une période de gauche à droite. Ceci se justifie par le fait que l'électron est d'autant plus lié au noyau que la force d'attraction exercée par ce dernier est grande.
- ☞ Dans un groupe, E.I diminue de haut en bas avec l'augmentation de Z et du nombre quantique principal n. L'électron périphérique s'éloigne du noyau, donc il est moins lié.

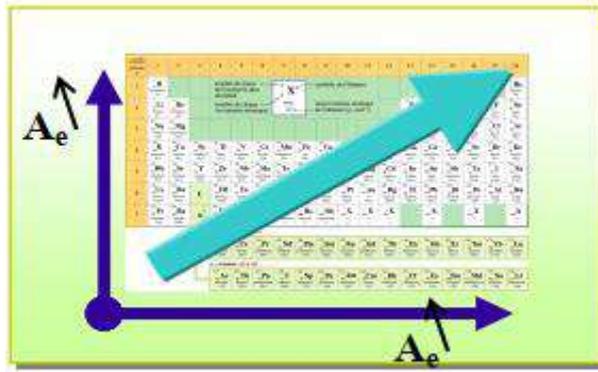


c. Affinité électronique (A.E)

L'affinité électronique d'un atome X est l'énergie dégagée lorsque cet atome capte un électron.



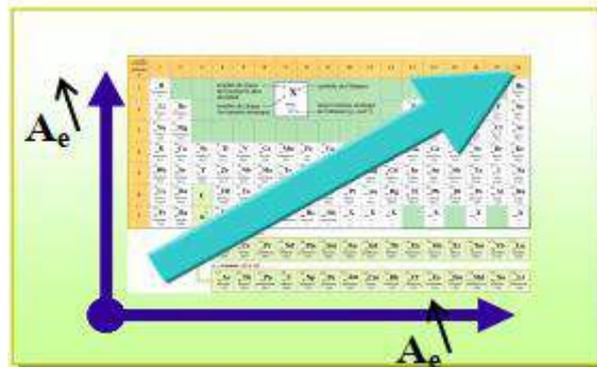
Par comparaison avec l'énergie d'ionisation, l'affinité électronique lui serait équivalente en valeur absolue. Ceci indique que A.E varie dans le même sens que E.I dans le tableau périodique.



d. L'électronégativité (χ)

L'électronégativité (E.N) d'un atome ne se manifeste qu'en présence d'un autre atome. Il traduit la capacité d'un atome d'incorporer un électron d'un autre atome, dans son cortège électronique. Il tient compte à la fois du potentiel d'ionisation PI et de l'affinité électronique AE.

- Dans une ligne du tableau périodique, l'électronégativité des éléments croit de gauche à droite.
- Dans une colonne elle croit de bas en haut.



L'électronégativité est une grandeur relative, elle est évaluée par les échelles de **Pauling** et de **Mulliken**.

a. Echelle de Pauling :

Soit une molécule A-B ; supposons que B est plus électronégative que A : $\chi_B > \chi_A$ (χ : électronégativité).

$$\text{Alors on a : } \chi_B - \chi_A = K \sqrt{E_{A-B} - \sqrt{E_{A-A} \cdot E_{B-B}}}$$

Avec :

E_{A-B} , E_{A-A} et E_{B-B} : énergie de liaison de A-B, A-A et B-B.

Remarques :

- $K = 0,208$ si les énergies sont exprimées en kcal/mol.
- $K = 0,102$ si les énergies sont exprimées en kj/mol.
- Pauling a attribué d'une manière arbitraire à l'élément le plus électronégatif, le fluor la valeur 4 ($\chi_F^P = 4$).

b. Echelle de Mulliken

Selon Mulliken l'électronégativité est définie par :

$$\chi_X^M = 1/2(E. I + A. I)$$

PI : l'énergie d'ionisation (Kcal.mol⁻¹).

AE : d'affinité électronique (Kcal.mol⁻¹).

COURS DE LIAISON CHIMIQUE

I. Introduction

Le modèle de l'atome que nous avons étudié représente l'atome isolé. Or, à part les gaz rares, très peu de corps sont formés d'atomes isolés. Dans la plupart des corps qui nous entourent, les atomes sont liés les uns aux autres pour former des molécules dont l'énergie est plus faible que celle des atomes qui les constituent. La molécule est le résultat d'un assemblage d'atomes (2 ou plusieurs), liés entre eux par des liaisons chimiques.

a. Principaux types de liaison chimique

Il existe plusieurs types de liaisons chimiques :

- **Liaisons interatomiques** : Liaison covalente, Liaison ionique, Liaison métallique
- **Liaisons intermoléculaires** : Liaison hydrogène, Liaison de Van Der Waals

Dans ce chapitre, on se limitera à l'étude de la liaison covalente.

II. La liaison covalente

La liaison covalente est obtenue quand l'E.N de l'atome A est égale ou voisine de celle de B. Les atomes mettent en commun deux électrons en formant un doublet électronique.

a. Représentation de Lewis

C'est un moyen simple pour représenter les liaisons covalentes dans une molécule. Dans ce schéma ne figurent que les électrons de valence, ces électrons sont responsables des propriétés de la réactivité des éléments.

On représente par :

- ☞ Des tirets — les électrons appariés ou doublet libre.
- ☞ Des points • les électrons célibataires.
- ☞ Case quantique vide par un rectangle.

❖ Valence d'un atome :

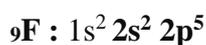
Le nombre d'électrons célibataires donne la valence de l'atome, c.à.d le nombre de liaison que peut former un atome.

- ✓ L'hydrogène possède 1 électron célibataire : il est monovalent.
- ✓ L'oxygène possède 2 électrons célibataires : il est divalent.
- ✓ L'azote possède 3 électrons célibataires : il est trivalent.
- ✓ L'atome de carbone possède 4 électrons célibataires : il est tétravalent.

i. Liaison covalente simple

Lorsque deux atomes mettent en commun un doublet un doublet d'électron, ils forment la liaison simple.

▪ Exemple :



ii. Liaison covalente multiple

Deux atomes peuvent s'unir entre eux par plusieurs liaisons simultanément, on parle alors de liaisons multiples. Il existe trois de types de **liaisons simple, double et triple** qu'on symbolise par des **traits**.

Le modèle de Lewis prévoit également la formation de liaisons doubles ou triples.

▪ Exemple :

Liaison	Représentation	Lewis
Simple		$\text{H} - \text{H}$
Double		$\langle \text{O} = \text{O} \rangle$
Triple		$\text{N} \equiv \text{N}$

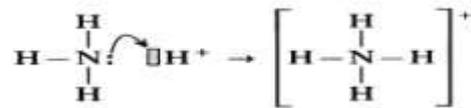
Application : Donner la structure de Lewis des molécules suivantes : PCl_3 ; NCl_3 ; H_2O ; H_3O^+ .

iii. Liaison de coordinance ou liaison covalente dative

L'un des deux atomes (le **donneur : A**) fournit un doublet de sa couche externe. L'autre (l'**accepteur : B**) reçoit ce doublet dans sa case vide de sa couche externe, la liaison dative est identique à la liaison covalente, cependant, elle est représentée par une flèche du donneur à l'accepteur.

La liaison **covalente simple et dative**, sont totalement identique et indiscernable, il ne diffèrent que dans leurs modes de construction sur le papier.

- **Exemple :** Ion NH_4^+ , est obtenu à partir de NH_3 (ammoniac) en milieu acide.



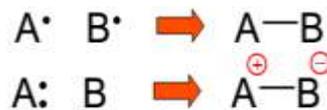
N.B : Dans une molécule, les doublets assurant des liaisons sont dits **liants** et ceux qui n'assurent pas de liaisons sont dits **non-liants (ou doublets libres)**.

b. Règle de l'octet

Les atomes de 2^{ème} et 3^{ème} ligne de la classification cherche en générale à compléter ses cases quantiques pour s'entourer de huit électrons (octet), en adoptant ainsi la configuration électronique $ns^2 np^6$ (gazes rares).

III. Charges formelles

Au cours de la formation d'une liaison, il peut y avoir mise en commun d'un e^- par chaque atome, ou bien un des deux atomes "**apporte**" les **2 e^- de la liaison**.



Dans le second cas, on fait apparaître des charges formelles pour indiquer qu'il y a eu "perte" d'un e^- pour A et "gain" d'un électron pour B.

La somme des charges formelles est égale à la charge réelle portée par la molécule.

$$\text{Charge formelle (CF)} = n_{\text{électrons valance}} - \underbrace{n_{\text{électrons attribués dans la molécule}}}_{\begin{array}{l} - 1 \text{ liaison} = 1 e^- \\ - 1 \text{ doublet (non liant)} = 2 e^- \end{array}}$$

c. Insuffisance du modèle de Lewis

Le modèle de Lewis est basé sur un ensemble d'observations et de constatations, mais ne repose sur aucune loi physique. Ce modèle est incapable :

- D'interpréter en détail la structure électronique des molécules.
- De donner des informations sur la géométrie des molécules.

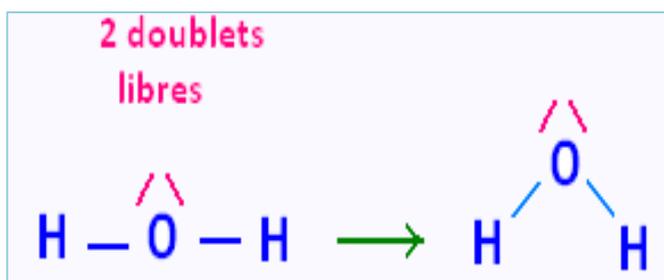
IV. Théorie VSEPR (Répulsion des Paires Électronique de la Couche Valence)

1. Intérêt et principe

Intérêt : La théorie **VSEPR** prévoit la forme géométrique d'une molécule à partir de la représentation de LEWIS. Cette méthode mise au point le chimiste canadien R.J Gillespie.

Principe : Autour de chaque atome, les paires d'électrons de valence (libres ou de liaison) s'éloignent le plus possible les unes des autres afin de minimiser leur répulsion électrique.

▪ Exemples de la molécule d'eau



2. La méthode VSEPR

Dans cette théorie la molécule est représentée par :



A : atome central

X : ligand, avec un nombre **n**

E : doublet électronique libre, de nombre **m** sur la couche de valence de l'atome A.

Sans la présence de paires non liantes, la molécule est symbolisée par : AX_n .

Un couple de valeurs (**m**, **n**), correspond une forme moléculaire bien précise.

La détermination des nombres m et n se fait à partir des représentations de Lewis.

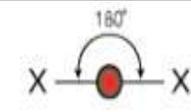
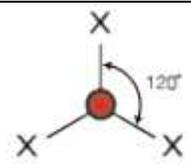
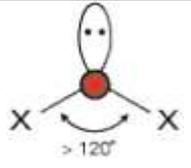
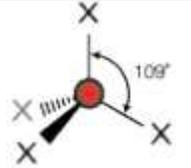
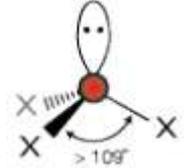
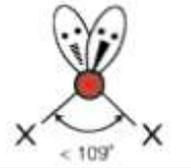
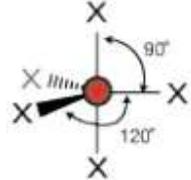
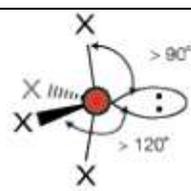
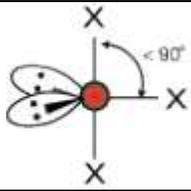
3. Règles de Gillespie

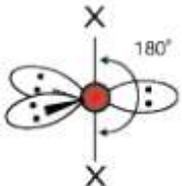
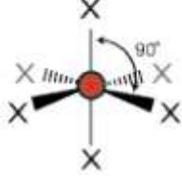
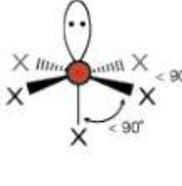
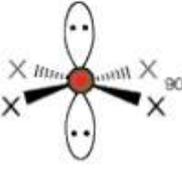
☞ Tous les doublets (liants et libres) de la couche de valence de l'atome central A sont placés à la surface d'une sphère centrée sur le noyau.

☞ Les doublets d'électrons se positionnent de telle sorte que les répulsions électroniques soient minimales (les doublets sont situés aussi loin que **possible les uns des autres**).

4. Figures de répulsion

La géométrie de base de la molécule est imposée par le nombre de directions prises par les doublets $p = n + m$ autour de l'atome central A.

p	m	n	Type	Figure de répulsion	Forme de la molécule	Géométrie de la molécule	Exemples			
2	2	0	AX ₂	Droite	Linéaire		BeCl ₂ , CO ₂ , HgCl ₂ BeF ₂ , MgF ₂ , NO ₂ ⁺			
	1	1	AXE							
3	3	0	AX ₃	Triangle équilatéral	Triangle équilatéral		CO ₃ ²⁻ , COF ₂ , BF ₃ , I ₃ ; AlCl ₃ , BCl ₃ , SO ₃ , NO ₃ ⁻ ,			
	2	1	AX ₂ E					Coudée forme V		SnCl ₂ , SO ₂ NO ₂ ⁻
4	4	0	AX ₄	Tétraèdre	Tétraèdre		CH ₄ ; Ni(CO) ₄ ; SO ₄ ²⁻ ; SO ₄ ²⁻ ; BeF ₄ ²⁻ , ClO ₄ ⁻			
	3	1	AX ₃ E					Pyramide déformée		NH ₃ ; SOCl ₂ ; SO ₃ ²⁻ ClO ₃ ⁻ ; H ₃ O ⁺ ;
	2	2	AX ₂ E ₂					Coudée Forme V		H ₂ O; SCl ₂ ; NH ₂ ⁻ ; ClO ₂ ⁻
5	5	0	AX ₅	Bi-pyramide triangle	Bi-pyramide triangle		PCl ₅ ; PF ₅ ; PF ₃ Cl ₂			
	4	1	AX ₄ E					Pyramide déformée		SeF ₄ ; TeCl ₄ ; SF ₄ ;
	3	2	AX ₃ E ₂					Forme T		BrF ₃ ; ClF ₃

	2	3	AX_2E_3		Linéaire (3 atomes)		XeF_2
6	6	0	AX_6	Octaèdre	Octaèdre		SeF_6 ; TeF_6 ; SF_6 ; PF_6^-
	5	1	AX_5E		Pyramide carré		BrF_5 ; IF_5 ; $XeOF_4$
	4	2	AX_4E_2		Carré (plane)		ICl_4^- ; XeF_4 ; BrF_4^-

Bon courage



LIENS UTILES 🙌

Visiter :

1. <https://biologie-maroc.com>

- Télécharger des cours, TD, TP et examens résolus (PDF Gratuit)

2. <https://biologie-maroc.com/shop/>

- Acheter des cahiers personnalisés + Lexiques et notions.
- Trouver des cadeaux et accessoires pour biologistes et géologues.
- Trouver des bourses et des écoles privées

3. <https://biologie-maroc.com/emploi/>

- Télécharger des exemples des CV, lettres de motivation, demandes de ...
- Trouver des offres d'emploi et de stage

