

CHIMIE GENERALE

Pr. Fatiha EL GUEDDARI

CHAPITRE I

ATOMISTIQUE

I – PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

L'atome est le constituant fondamental de la matière.
Il est constitué de trois particules élémentaires:

L'électron, le proton et le neutron.

Ces derniers forment **le noyau.**

1 -L'électron

L'électron est une particule chargée négativement, stable caractérisée par une :

➤ Charge :..... $q_e = -1,602 \cdot 10^{-19}$ Coulomb

➤ Masse :..... $m_e = 9,109 \cdot 10^{-31}$ Kg

(Coulomb c'est l'unité de charge électrique)

2 –Le noyau

Le noyau est formé de particules élémentaires stables appelées **nucléons** qui peuvent se présenter sous deux formes à l'état libre :

le proton et **le neutron**

a) Le proton

C'est une particule de charge positive.

Elle est caractérisée par une :

- Charge : $q_p = 1,602 \cdot 10^{-19}$ Coulomb
- Masse : $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27}$ Kg = 1836 m_e

b) Le neutron

C'est une particule électriquement neutre de masse sensiblement égale à celle du proton.

- Charge :nulle
- Masse : $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27}$ Kg = 1839 m_e

II – REPRESENTATION DE L'ATOME

1°/ Etant donné que les masses de proton et de neutron sont beaucoup plus grande que celle d'électron ($m_p=1836 m_e$ et $m_n=1839 m_e$), alors la masse d'un **atome** est voisine de celle de son **noyau**.

Donc, un **atome** se compose :

- d'un **noyau** qui contient des protons en nombre **Z** et des neutrons en nombre **N**. Il porte donc la charge **+Ze**.
- d'un **cortège d'électrons** qui contient **Z** électrons chargés négativement **-Ze**, circulant autour du noyau.

L'atome est donc électriquement neutre.

2°/ A étant le **nombre de masse**. Il désigne le nombre de **nucléons** qui est la **somme** du nombre de **protons** et du nombre de **neutrons**.

$$\mathbf{A} = \sum \text{protons} + \sum \text{neutrons}$$

$$\sum \text{protons} = \mathbf{Z}$$

$$\sum \text{neutrons} = \mathbf{N}$$

$$\mathbf{A} = \mathbf{Z} + \mathbf{N}$$

Z : est appelé le numéro atomique ou nombre de charge (protons ou électrons), il caractérise un atome donné, c'est-à-dire un élément déterminé.

Remarque : le nombre de masse **A** est toujours représenté par un nombre entier.

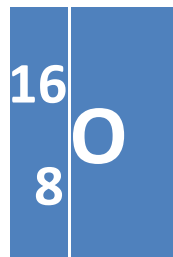
III- IDENTIFICATIONS DES ELEMENTS

Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique **Z**.

Un atome est symbolisé par : $\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} X$

A nombre de masse et **Z** nombre d'électrons.

Exemple :



$$Z = 8 \text{ électrons} = 8 \text{ protons}$$

$$A = Z + N = 16$$

$$N = A - Z = 16 - 8 = 8 \quad \rightarrow \quad N = 8 \text{ neutrons}$$

IV- LES ISOTOPES

- Les **isotopes** sont des nucléides d'un même élément chimique dont les noyaux possèdent le même nombre de protons **Z** et de nombre différent de neutrons **N**.
- Les isotopes ont des propriétés chimiques identiques et des propriétés physiques différentes.

« Ils se distinguent par une masse différente mais surtout une stabilité différente qui confère à certains isotopes un caractère radioactif »

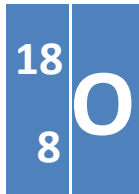
Exemples :



possède 8 protons, 8 électrons et 8 neutrons



possède 8 protons, 8 électrons et 9 neutrons



possède 8 protons, 8 électrons et 10 neutrons

${}^1\text{H}$ (0 neutron) ; ${}^2\text{H}$ (1 neutron) ; ${}^3\text{H}$ (2 neutrons)

V- MASSE ATOMIQUE

La masse atomique d'un élément chimique est :

- ▶ la masse d'une mole d'atome
- ▶ la masse d'un atome gramme
- ▶ la masse molaire atomique
- ▶ la masse de N atomes

N étant le nombre d'AVOGADRO égale à $6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

On distingue deux échelles :

* L'échelle des masses atomiques exprimée en unité de masse atomique (**u.m.a**).

* L'échelle des masses molaires atomiques exprimée en **grammes**.

Le terme de référence étant le carbone 12.

***Par définition :**

L'unité de masse atomique (**u.m.a**) est le douzième de la masse de l'atome de carbone 12 (c-à-d dont le noyau possède 6 protons et 6 neutrons).

$$1\text{u.m.a} = (1/12).m_c$$

*La masse d'un atome de carbone vaut 12u.m.a.

*La masse atomique du carbone correspond à la masse de $6,023 \cdot 10^{23}$ atomes de carbone.

*Une mole d'atome de carbone pèse 12g.

$$12\text{g} = N \text{ atomes}$$

$$12\text{g} = 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 12\text{u.m.a}$$

$$1\text{u.m.a} = 12\text{g} / 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 12 = 1/6,023 \cdot 10^{23} \text{ g} = 1,663 \cdot 10^{-24}\text{g}$$

$$\mathbf{1\text{u.m.a} = (1/N) \text{ g}}$$

♣ Les masses atomiques de tous les éléments sont des masses relatives à la masse du carbone 12.

Exemple :

La masse de l'atome de $^{14}\text{N} = 14\text{u.m.a}$

La masse d'une mole d'azote = $\text{N} \cdot 14 \cdot (1/\text{N}) \text{ g} = 14\text{g}$

▶ La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atome ou de molécules.

Ex : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18\text{g}$

♣ **Le calcul de la masse atomique d'un élément tient compte de la présence de ses isotopes.**

EX : l'élément chlore est composé de 2 isotopes :
le chlore 35 et le chlore 37.

Elément	Isotopes	Abondance	Masse atomique des isotopes
Chlore	^{35}Cl	75,77%	34,9689
	^{37}Cl	24,23%	36,9659

La masse atomique du **chlore** est donc :

$$\frac{(75,77 \times 34,9689) + (24,23 \times 36,9659)}{100} = 35,45\text{g}$$

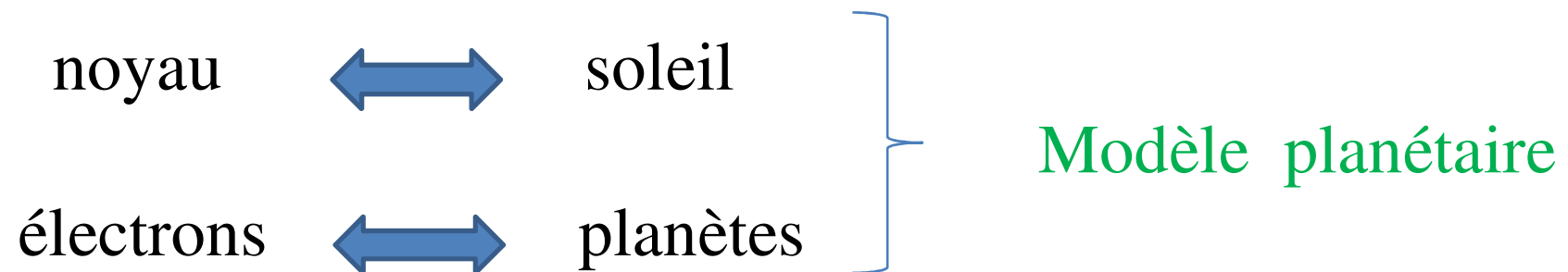
Remarque : pour un élément qui n'existe que sous une seule forme isotopique, la valeur de sa masse est égale au nombre de masse A.

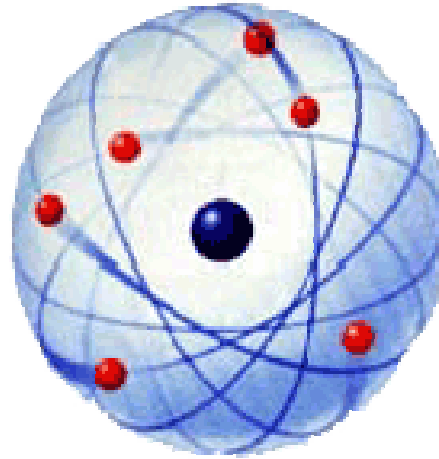
VI- MODELES ATOMIQUES

A/ Modèle atomique de Rutherford

L'atome est composé d'un noyau autour duquel un ou plusieurs électrons sont en mouvement.

Rutherford propose un modèle planétaire (disposition analogue au système solaire), c'est-à-dire :





Entre le noyau et le rayon atomique, il existe donc un vide dans lequel les électrons se déplacent, on dit que : L'atome possède une **structure lacunaire**.

D'après **Rutherford** :

La stabilité mécanique de l'atome est assurée par la compensation des forces d'attraction électrostatique (dues à la différence de charges noyaux-électrons) et des forces centrifuges (dues à la rotation de l'électron autour du noyau sur des trajectoires circulaires).

Le problème posé par ce modèle :

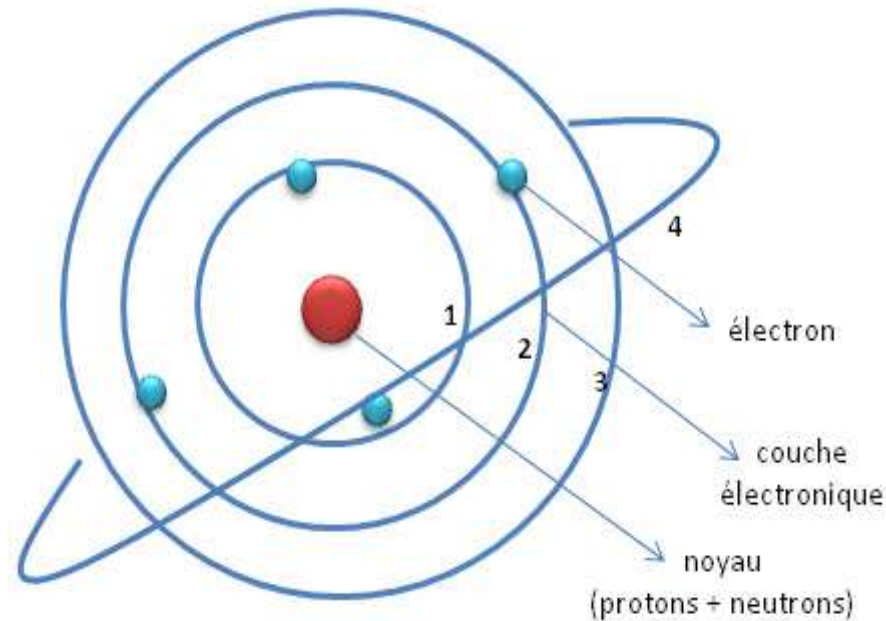
Les lois de l'électromagnétisme imposent que l'électron en mouvement doit perdre de l'énergie sous forme de rayonnement, par conséquent il finira par s'écraser sur le noyau.

B/ Modèle atomique de Niels Bohr

Ce modèle est un complément du modèle planétaire de **Rutherford**.

Il impose arbitrairement des orbites électroniques bien précises, notamment en ce qui concerne l'énergie de chaque groupe d'électrons.

Le modèle de l'atome quantique de Bohr porte aussi le nom de modèle en **couches électroniques** (ou **niveau d'énergie**).



Bohr propose d'ajouter deux contraintes :

✓ L'électron **ne rayonne aucune énergie** lorsqu'il se trouve sur une orbite stable (ou orbite stationnaire).

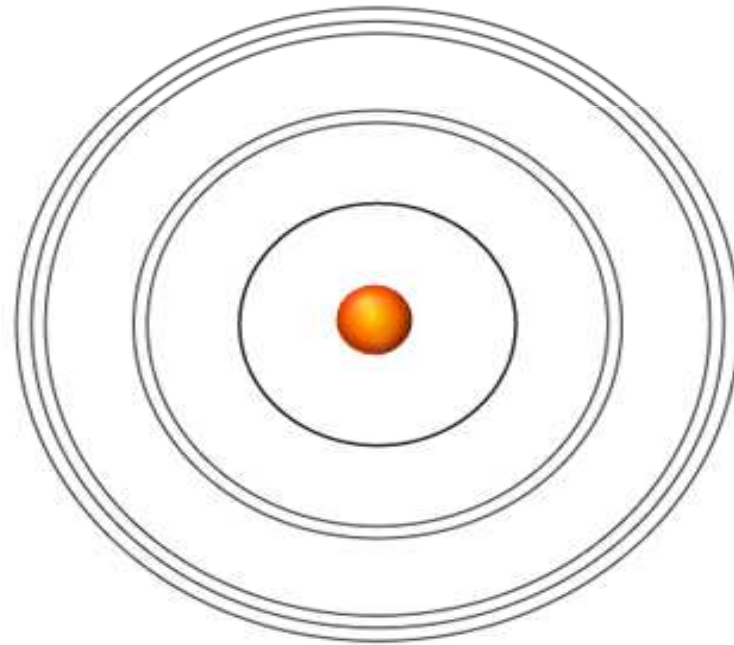
➤ Ces orbites stables sont différenciées, quantifiées.

➤ Ce sont les seules orbites permises sur lesquelles les électrons peuvent graviter.

✓ L'électron ne rayonne ou n'absorbe de l'énergie que lors d'un changement d'orbite.

B/ Modèle atomique de Sommerfeld

Il découvre que dans chaque couche électronique, il y a un certain nombre de sous couches électroniques.



VII – ORBITALE ATOMIQUE

1) Définition

Une orbitale atomique indique la probabilité de présence d'un électron autour du noyau d'un atome isolé. Elle dépend de la fonction d'onde de l'électron (et plus précisément de son module au carré), déterminée par l'équation de Schrödinger :

$$\mathbf{H} \Psi = \mathbf{E} \Psi$$

H est un opérateur appelé Hamiltonien

Ψ est la fonction d'onde

E est l'énergie associée à cette fonction d'onde

Ainsi la probabilité de trouver un électron dans un volume V autour d'un point M de coordonnées (x, y, z) est donnée par la relation :

$$dP = \Psi^2(x, y, z) \cdot dV$$

**Ψ^2 est la densité volumique de probabilité de présence
ou
densité électronique**

$$\Psi^2(x, y, z) = dP/dV$$

Remarque :

L'équation de Schrödinger ne peut être résolue que pour les systèmes à **un seul électron** :

Hydrogène et ions Hydro-génoïdes avec Z protons, $A-Z$ neutrons et **un seul électron**.

Exemple : ${}_2\text{He}^+$; ${}_3\text{Li}^{2+}$; ${}_4\text{Be}^{3+}$;

Dans le cas de plusieurs électrons les calculs se font avec des approximations.

A chaque orbitale occupée par un électron correspond des paramètres définissant son **énergie**, sa **forme** et son **orientation**.

L'état le plus stable de l'atome, qui correspond à la position des électrons sur les niveaux d'énergie les plus bas, est appelé **état fondamental**.

2) Nombres quantiques

L'état d'un électron dans un atome peut être déterminé, par quatre paramètres appelés, nombres quantiques :

n, **l**, **m** et **m_s**. Les trois premiers fournissent les propriétés de l'orbitale atomique dans laquelle se trouve l'électron.

Le nombre quantique principal « **n** »

- ♣ C'est un nombre entier non nul. $n = 1, 2, 3, \dots$
- ♣ Il indique le **niveau d'énergie** (c'est à dire **la couche**).
- ♣ Le nombre **maximal d'électrons** pouvant appartenir à une couche est **$2n^2$** .

Valeur du nb quantique n	1	2	3	4	5	6	7
Désignation de la couche	K	L	M	N	O	P	Q

Le nombre quantique secondaire (ou azimutal) « **l** »

♣ Il peut prendre n'importe quelle valeur entière dans l'intervalle $[0 ; n-1]$. $(0 \leq l \leq n-1)$

♣ Il définit **les sous-couches : s, p, d et f.**

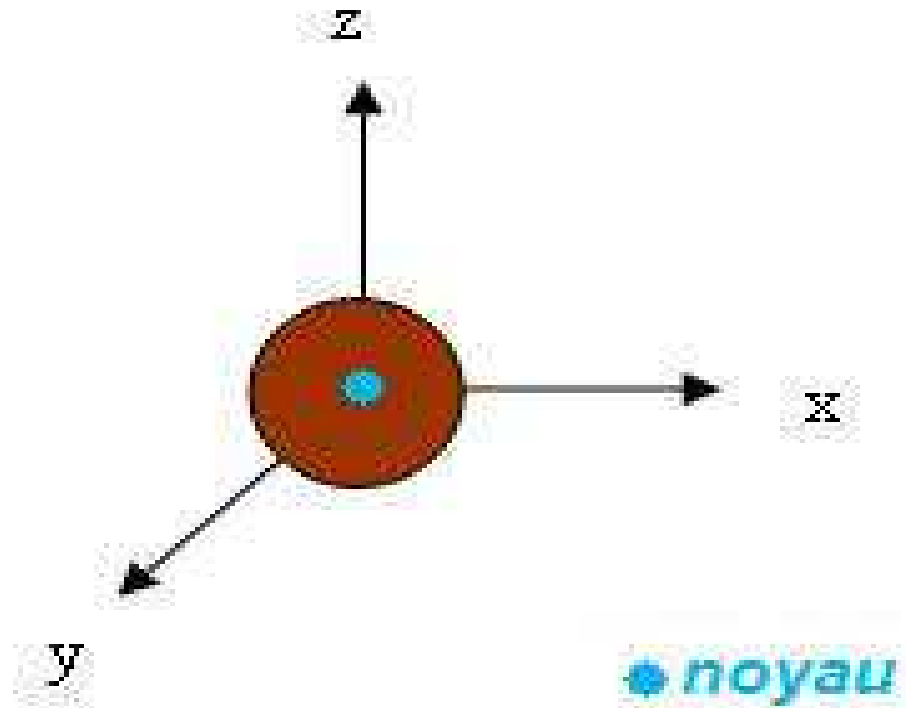
♣ Il détermine la **forme et la symétrie de l'orbitale.**

♣ Le nombre **maximal d'électrons** pouvant appartenir à une sous couche est **$2 \times (2l+1)$.**

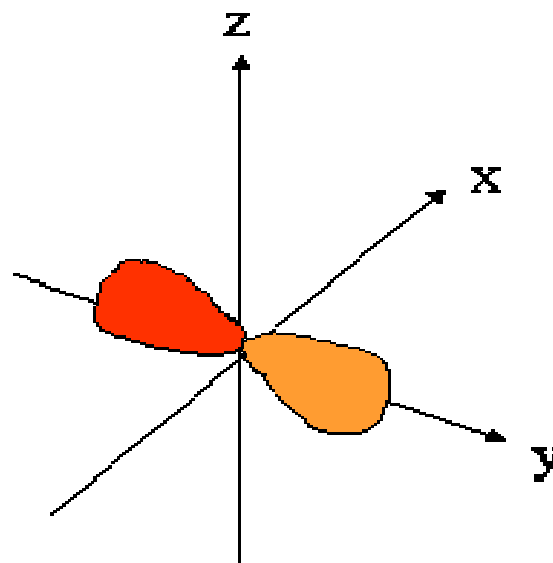
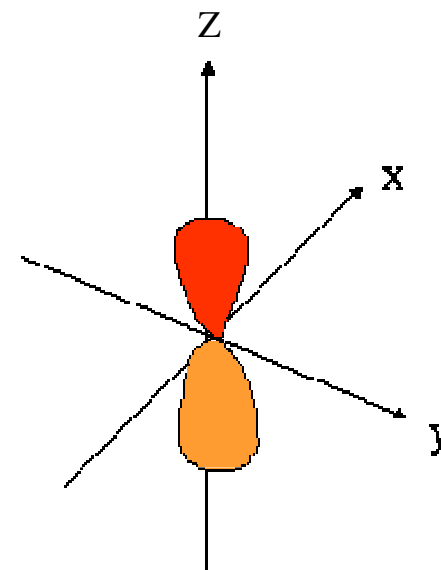
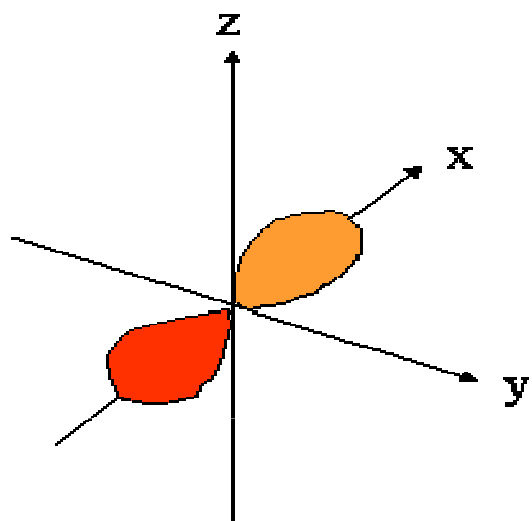
Valeur de l	0	1	2	3
Sous couche	s	p	d	f
Nombre d'ē	2	6	10	14

Forme de l'orbitale

♣ $l=0$, on a la sous-couche s (scharp) : forme sphérique



♣ $l=1$, on a la sous-couche **p** (**p**rincipal) : symétrie axiale




♣ $l=2$, on a la sous-couche **d** (**d**iffuse) : 4 lobes avec 2 surfaces nodales (symétrie complexe)

♣ $l=3$, on a la sous-couche **f** (**f**ondamental) : symétrie complexe

Le nombre quantique magnétique « **m** »

♣ Il peut prendre n'importe quelle valeur entière comprise dans l'intervalle $[-l ; +l]$. $(-l \leq m \leq +l)$

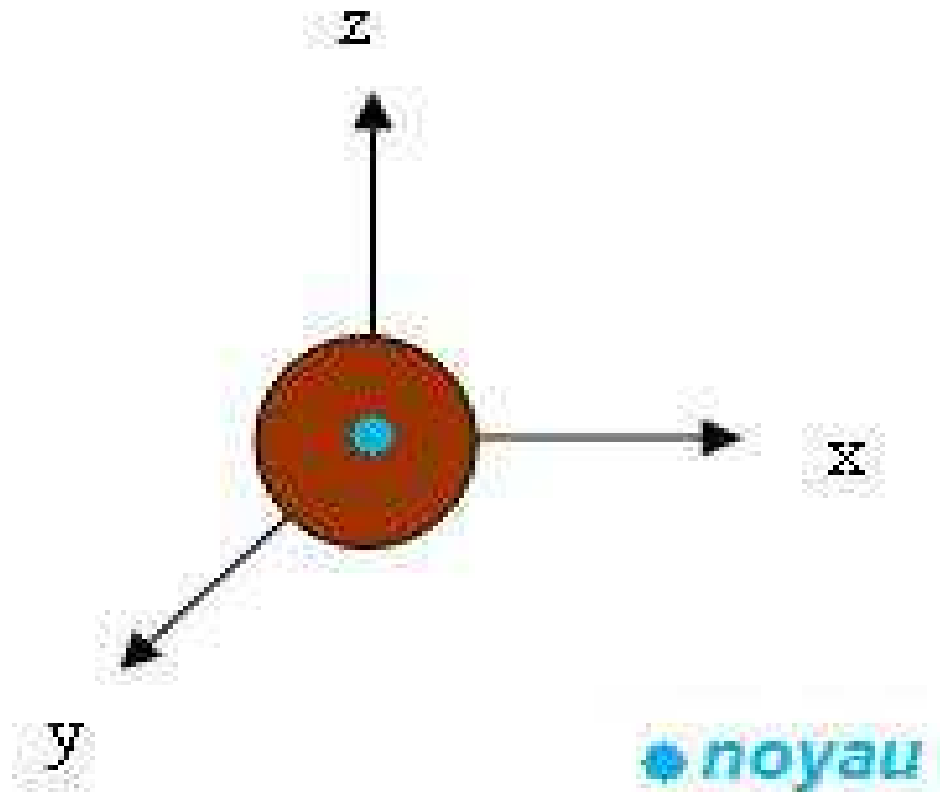
♣ Il indique l'**orientation de l'orbitale** .

■ Il y a $(2l+1)$ valeurs de m possibles, donc $(2l+1)$ orientations  $(2l+1)$ orbitales.

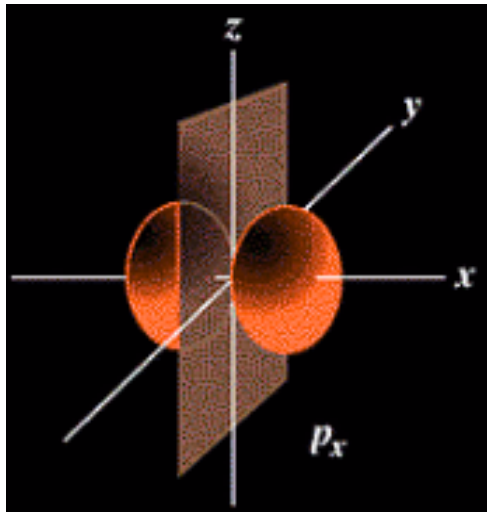
- $l=0$ $m= 0$
- $l=1$ $m= -1, 0, +1$
- $l=2$ $m= -2, -1, 0, +1, +2$
- $l=3$ $m= -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

Ainsi chaque orbitale existe en différentes orientations dans l'espace :

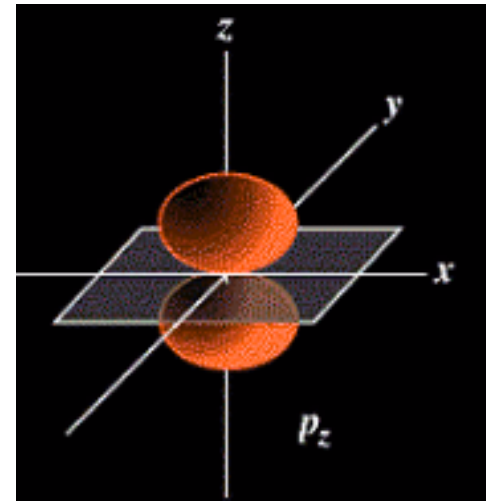
a) orbitale s : sphérique [$l=0$, $m=0$]



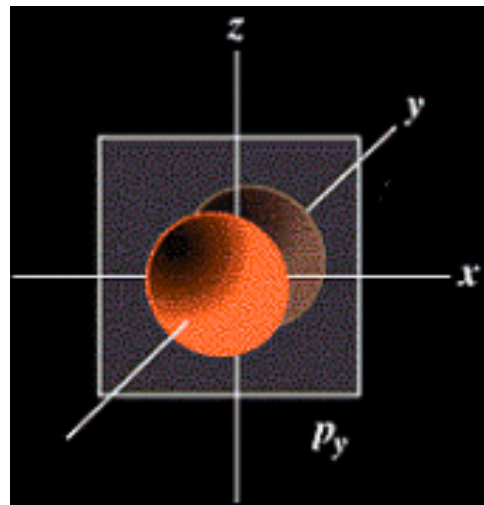
b) orbitale p : plan nodal



p_x ($m=-1$)

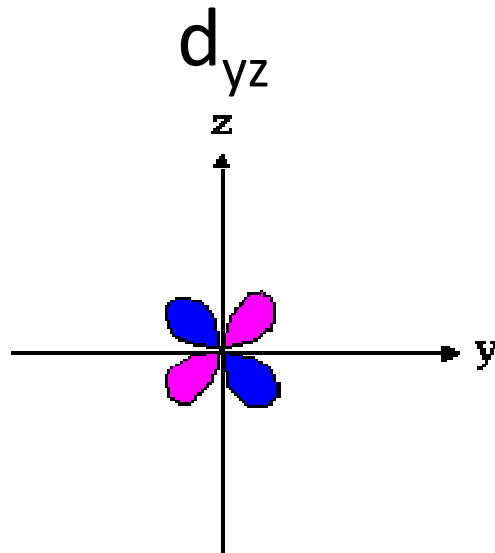
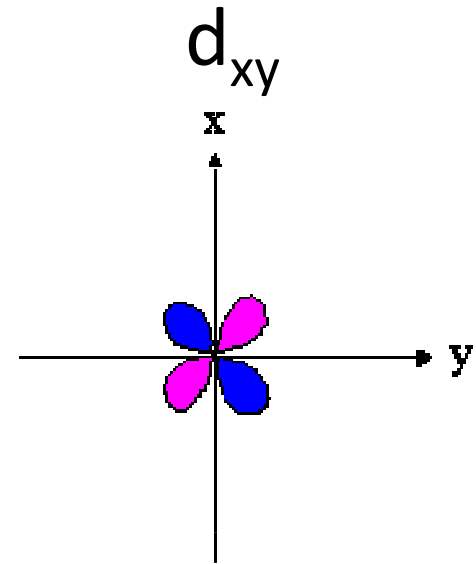
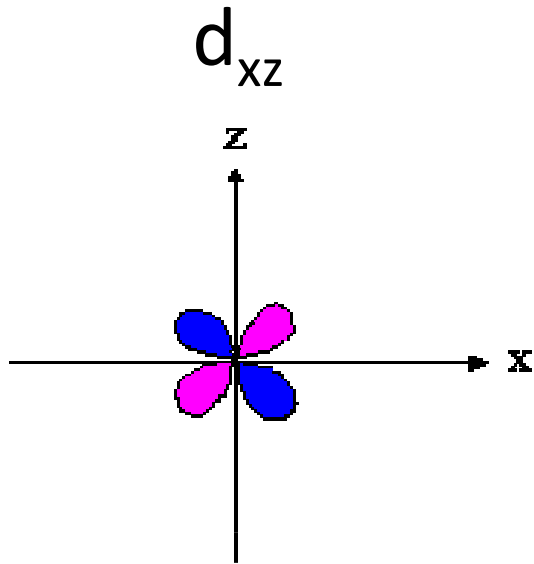


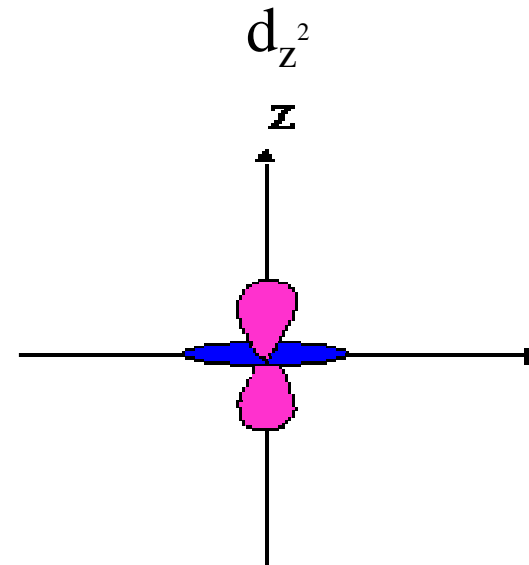
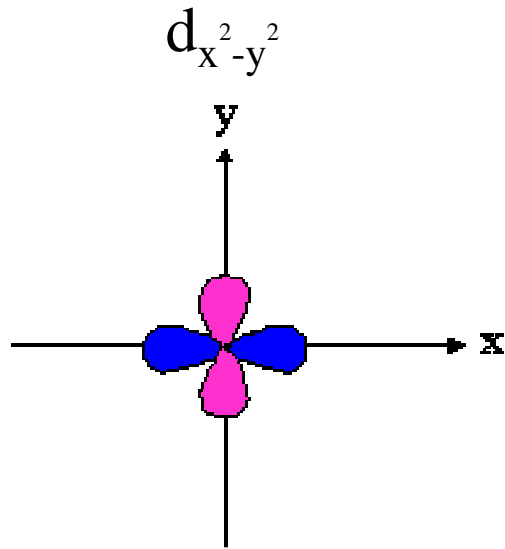
p_z ($m=+1$)



p_y ($m=0$)

c) orbitale **d** : 4 lobes avec 2 surfaces nodales





En résumé, on aura alors la correspondance suivante entre les désignations des orbitales (nombre quantique l) et les différentes orientations possibles de celles-ci (nombre quantique m):

Orbitale	Valeurs de l	Orientations possibles	Valeurs de m	Désignation des orbitales obtenues
s	0	1	0	orbitale s (1 case)
p	1	3	-1; 0; +1	orbitale p _x ; orbitale p _y ; orbitale p _z . (3 cases)
d	2	5	-2; -1; 0; +1; +2	orbitale d _{xy} ; orbitale d _{xz} ; orbitale d _{yz} ; orbitale d _{x²-y²} ; orbitale d _{z²} . (5 cases)
f	3	7	-3; -2; -1; 0; +1; +2; +3	Ne portent pas de désignation particulière. (7 cases)

Le nombre quantique de spin « m_s » ou « s »

♣ Il exprime le sens de **rotation de l'électron** sur lui-même

♣ Il prend comme valeur **+1/2** ou **-1/2**, valeurs représentées conventionnellement par \uparrow et \downarrow .



3) Règle de KLECHKOWSKI

Cette règle de KLECHKOWSKI est un moyen pour se rappeler l'ordre de remplissage successif des orbitales par les électrons.

La règle de **KLECHKOWSKI** énonce que :

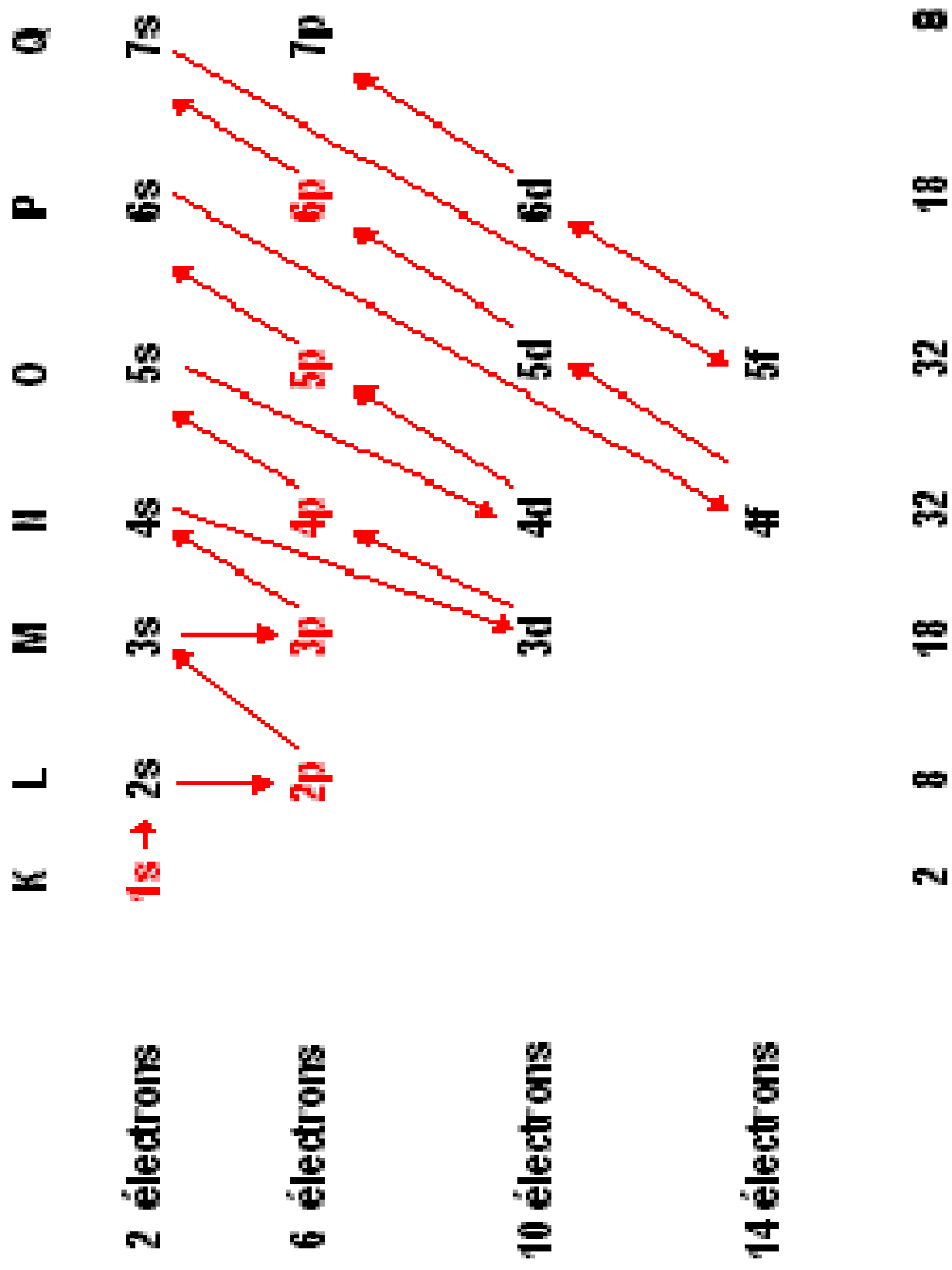
« Les sous-couches sont remplies de sorte que $n + l$ soit croissant »

De plus,

« En cas d'égalité, la sous-couche ayant le plus petit n est remplie en premier »

L'ordre de remplissage est donné par les diagonales successives :

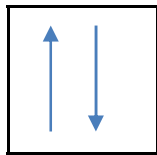
Couche-K	1s			
Couche-L	2s	2p		
Couche-M	3s	3p	3d	
Couche-N	4s	4p	4d	4f
Couche-O	5s	5p	5d	5f
Couche-P	6s	6p	6d	



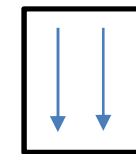
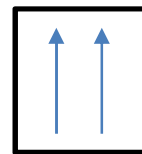
4) Principe d'exclusion de PAULI

Deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir les mêmes valeurs des quatre nombres quantiques.

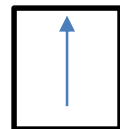
Conséquence : Une case ne peut être occupée au maximum que par deux électrons ayant des valeurs de s (spin) opposées (c-à-d : antiparallèles ou appariés).



Et non pas



- Une orbitale ne contenant qu'un seul électron, est dit électron **célibataire**.

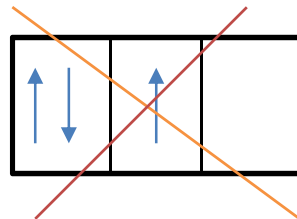
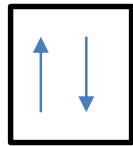
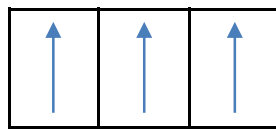
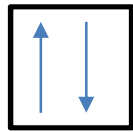


5) Règle de HUND

*A l'état fondamental les orbitales atomiques se remplissent par ordre d'énergie croissante.

*Toutes les cases d'une sous-couche doivent être occupées par un électron avant que l'une d'entre elle puisse être occupée par un second électron.

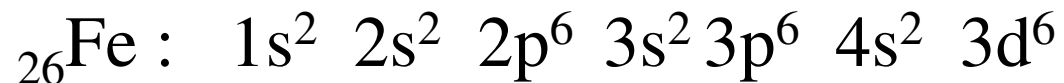
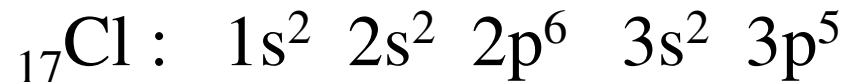
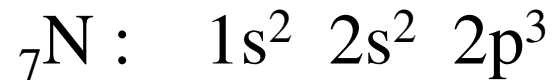
Ex : $2s^2$ $2p^3$



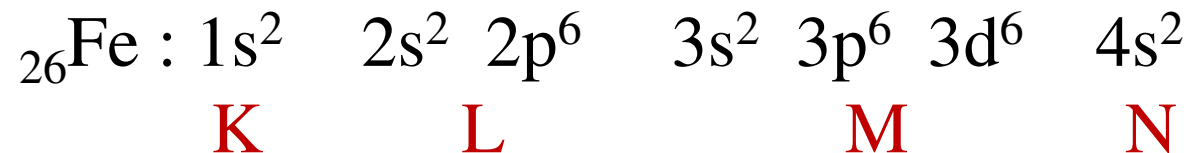
6) Configuration électronique

C'est la formule quantique donnant la répartition électronique des Z électrons, dans les différentes orbitales atomiques des couches et des sous couches en respectant les règles citées ci-dessus.

Exemples :

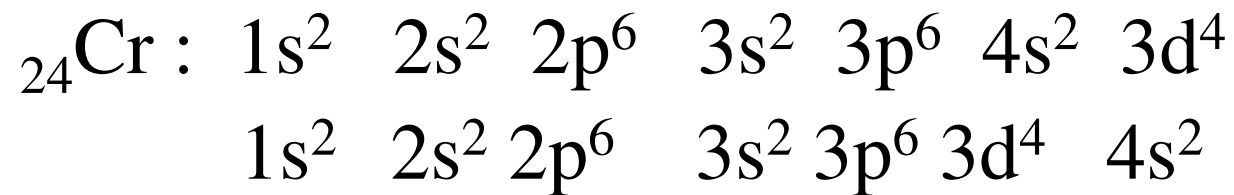


Mais il est préférable d'écrire:



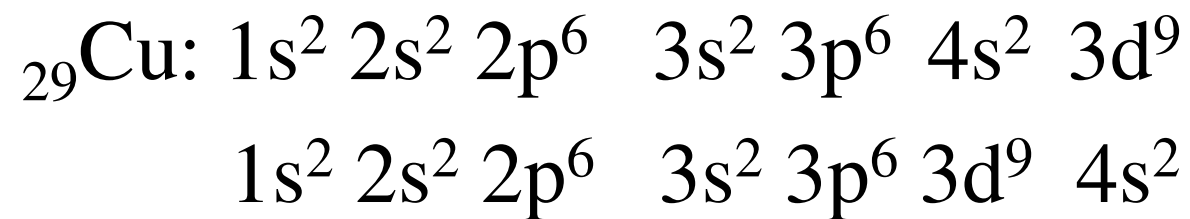
*Il existe cependant 2 exceptions à cette règle :
le Chrome et le Cuivre.*

En effet, ceux-ci acquièrent une énergie électronique plus basse si leur orbitale 3d est remplie entièrement ou à moitié.



Plus **stable** sous cette forme :





Plus **stable** sous cette forme:



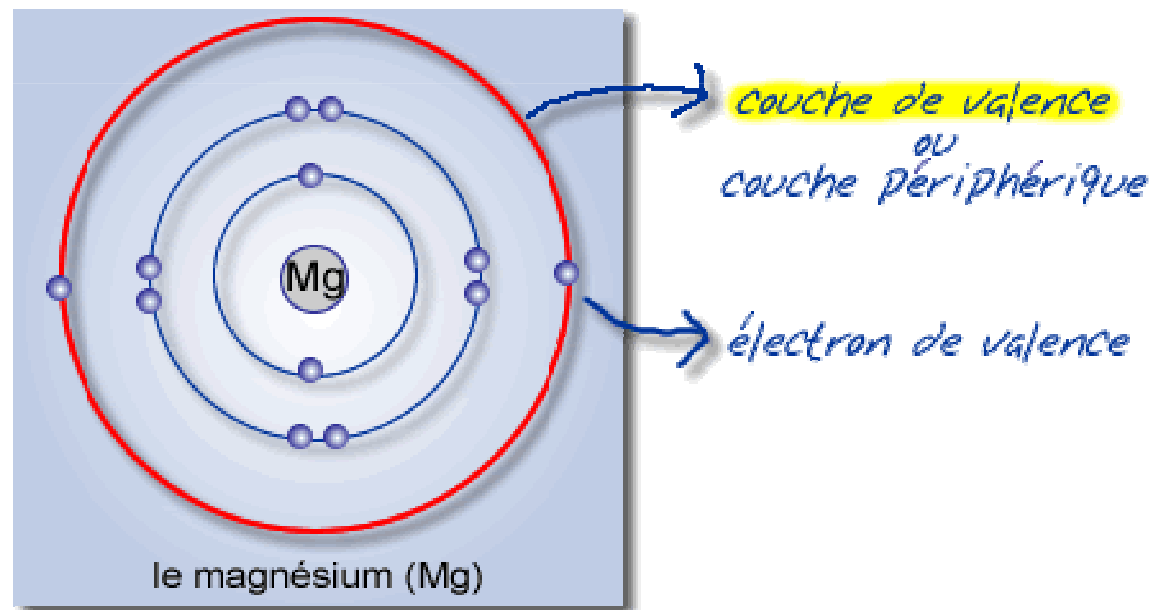
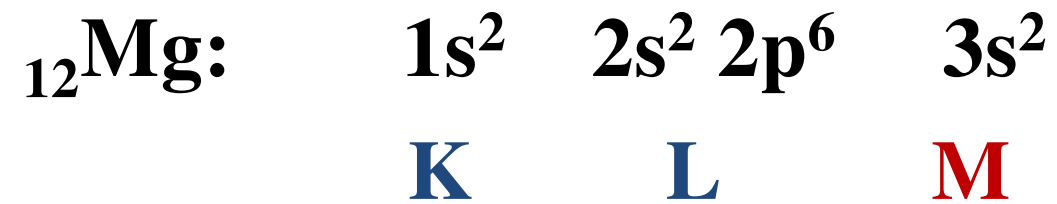
7) Couche de valence et électrons de valence

La couche de valence est la **couche électronique externe** : dite **périphérique**. C'est la couche qui a la valeur du nombre quantique **n** la plus élevée.

Electrons de valence : **électrons dont le nombre quantique principal est le plus grand et ceux qui appartiennent à des sous couches en cours de remplissage.**

Ce sont des électrons qui se trouvent sur la couche de valence et qui sont susceptibles d'intervenir dans l'établissement des liaisons chimiques entre différents atomes pour former une molécule.

EX :

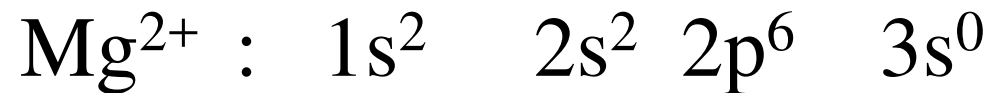


8) *Configuration électronique des ions*

1) **Cations**

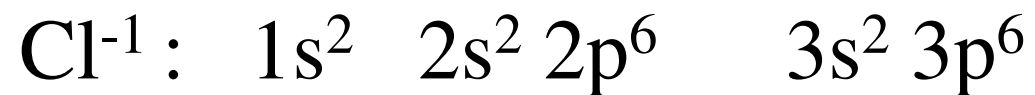
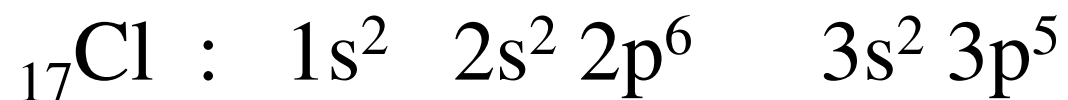
On enlève les électrons les moins liés à l'atome, autrement dit les plus énergétiques pour obtenir la configuration électronique du cation.

Exemple:



2) Anions

On utilise les règles citées ci-dessus.

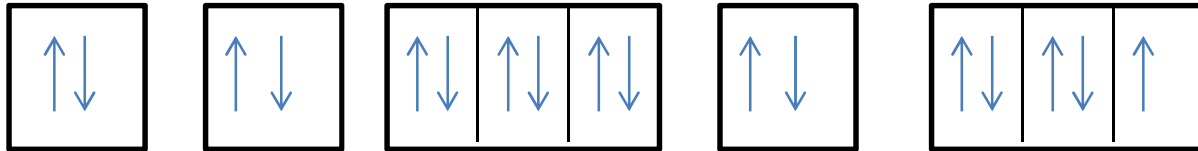
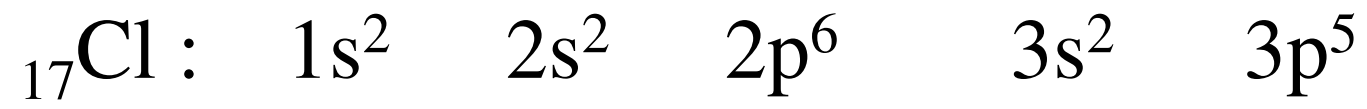


9) Représentation de LEWIS

Les électrons de la couche de valence sont les seuls mis en évidence dans la représentation de l'atome par **LEWIS**.

Au tour du symbole de l'atome, dans cette représentation :

- Les électrons célibataires sont notés par des points
- Les paires d'électrons (ou doublet d' \bar{e}) par des traits



Cl.

VIII – TABLEAU PERIODIQUE DES ELEMENTS

Le **tableau périodique des éléments**, également appelé **table de Mendeleïev**, **classification périodique des éléments** ([CPE](#)) ou simplement **tableau périodique**, représente tous les [éléments chimiques](#), classés par [numéro atomique](#) Z du plus petit au plus grand et organisés en fonction de leur configuration électronique et donc de leurs propriétés chimiques respectives.

Le tableau se compose :

- horizontalement de 7 lignes.
- Elles sont appelées **périodes** et correspondent aux différentes couches caractérisées par le nombre quantique principal **n**.

Les éléments d'une même période ont le même même nombre quantique principal n de la couche de valence.

- verticalement de 18 colonnes.
- Elles sont appelées **familles** et regroupent des éléments qui ont des propriétés chimiques voisines.
- Le **numéro** du **groupe** correspond au **nombre d'électrons de la couche de valence**.

Les éléments d'une même famille (même groupe) ont le même nombre d'électrons sur la couche de valence.

LES FAMILLES

Numéro du groupe	Couche externe	Nom de la famille
Groupe IA	ns^1 (1 électron)	Famille des Alcalins
Groupe IIA	ns^2 (2 électrons)	Famille des Alcalino-terreux
Groupe IIIA	$ns^2 np^1$ (3 électrons)	Famille du Bore « Terreux »
Groupe IVA	$ns^2 np^2$ (4 électrons)	Famille du Carbone « Carbonides »
Groupe VA	$ns^2 np^3$ (5 électrons)	Famille de l'Azote « Pnictogènes »
Groupe VIA	$ns^2 np^4$ (6 électrons)	Famille de l'Oxygène « Chalcogènes »
Groupe VIIA	$ns^2 np^5$ (7 électrons)	Famille des Halogènes
Groupe VIIIA	$ns^2 np^6$ (8 électrons)	Les gaz nobles

Alors que les groupes numérotés **IB** jusqu'au **VIIIB** rassemblent :

♣ les éléments de transition : remplissage de la sous-couche **d** incomplète.

♣ les lanthanides et les actinides : remplissage de la sous-couche **f** incomplète.

Tableau Périodique des Éléments

1 1A	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H Hydrogène 1.00794	2 He Hélium 4.002602	3 Li Lithium 6.941	4 Be Béryllium 9.012182	5 B Bore 10.811	6 C Carbone 12.0107	7 N Azote 14.00674	8 O Oxygène 15.9994	9 F Fluor 18.9984032	10 Ne Néon 20.1797	11 Na Sodium 22.989770	12 Mg Magnésium 24.3050	13 Al Aluminium 26.981538	14 Si Silicium 28.0855	15 P Phosphore 30.973761	16 S Soufre 32.065	17 Cl Chlore 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.955910	22 Ti Titane 47.887	23 V Vanadium 50.9415	24 Cr Chrome 51.9961	25 Mn Manganèse 54.938049	26 Fe Fer 55.8457	27 Co Cobalt 58.933200	28 Ni Nickel 58.6934	29 Cu Cuivre 63.546	30 Zn Zinc 65.409	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.64	33 As Arsenic 74.92160	34 Se Sélénium 78.96	35 Br Brome 79.904	36 Kr Krypton 83.798
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90585	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90638	42 Mo Molybdène 95.94	43 Tc Technétium (98)	44 Ru Ruthénium 101.07	45 Rh Rhodium 102.90550	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Argent 107.8682	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Étain 118.710	51 Sb Antimoine 121.760	52 Te Tellure 127.60	53 I Iode 126.90447	54 Xe Xénon 131.293
55 Cs Césium 132.90545	56 Ba Baryum 137.327	57 to 71 Lanthanides	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantale 180.9479	74 W Tungstène 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platine 195.078	79 Au Or 196.96655	80 Hg Mercure 200.59	81 Tl Thallium 204.3833	82 Pb Plomb 207.2	83 Bi Bismuth 208.98038	84 Po Polonium (209)	85 At Astaté (210)	86 Rn Radon (222)
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 to 103 Actinides	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (262)	106 Sg Seaborgium (266)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (269)	109 Mt Meitnerium (268)	110 Ds Darmstadtium (271)	111 Rg Roentgenium (272)	112 Uub Ununbium (285)	113 Uut Ununtrium (284)	114 Uuq Ununquadium (289)	115 Uup Ununpentium (288)	116 Uuh Ununhexium (282)	117 Uus Ununseptium	118 Uuo Ununoctium

C Solide
Br Liquide
H Gaz
Tc Artificiel

Métaux alcalins
Métaux alcalino-terreux
Métaux de transition
Lanthanides

Actinides
Métaux pauvres
Non-métaux
Gaz rares

Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

Design Copyright © 1997 Michael Davah (michael@davah.com) http://www.dayah.com/periodic/

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

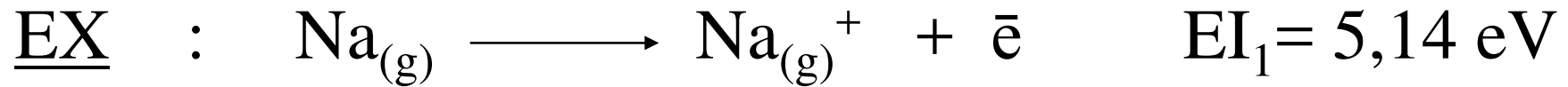
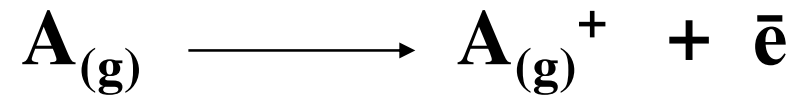
IX- PROPRIETES PERIODIQUES DES ELEMENTS

I/ ENERGIE D'IONISATION

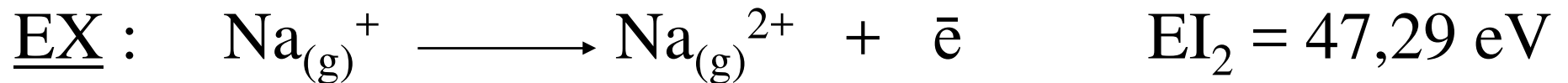
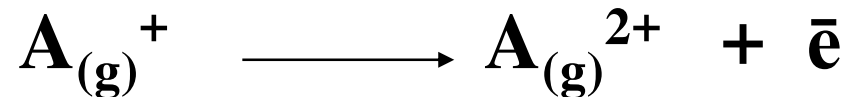
Energie d'ionisation (EI) ou potentiel d'ionisation (PI) est l'énergie qu'il faut fournir à un atome neutre pour arracher un électron de sa couche de valence à l'état gazeux et former un ion positif.

- ❖ L'énergie d'ionisation s'exprime en électron -volts ou en joules ($1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{J}$).
- ❖ C'est une **grandeur** qui est toujours **positive**.

La réaction de première ionisation de l'atome A s'écrit :

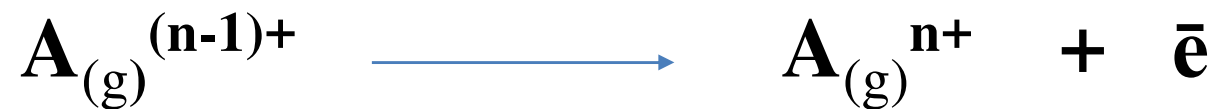


La réaction de deuxième ionisation de l'atome A s'écrit :



Généralement, la nième énergie d'ionisation est l'énergie requise pour arracher le nième électron après que les n-1 premiers électrons aient été arrachés.

*La réaction de nième énergie d'ionisation s'écrit :



Variation de EI dans le tableau périodique

- Dans une **colonne** de haut en bas, **EI diminue** :
 - Z augmente \longleftrightarrow nombre de couches augmente
 - r augmente \longleftrightarrow distance noyau- \bar{e} périphérique augmente (rayon atomique) : « **effet distance** »
 - Force d'attraction noyau- \bar{e} périphérique diminue
 \longrightarrow \bar{e} de plus en plus libre

- Dans une **période** de gauche à droite, **EI augmente** :
 - Nombre quantique principal **n** est le même
 - **Z augmente** \longleftrightarrow nombre de charges positives augmente dans le noyau : « **effet charge** »
 - **r diminue** \longleftrightarrow distance noyau- \bar{e} périphérique diminue
 - Force d'attraction noyau- \bar{e} périphérique augmente

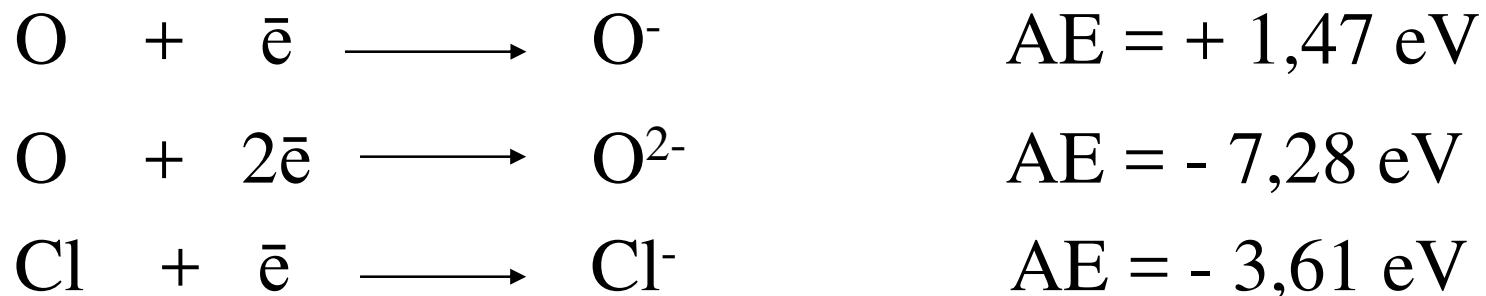
II/ AFFINITE ELECTRONIQUE

Affinité électronique (AE) est l'énergie libérée par un atome qui capte un électron.

L'AE d'un atome est positive si l'ion négatif formé est moins stable que l'atome.

L'AE d'un atome est négative si l'ion négatif formé est plus stable que l'atome et possède la structure des gaz rares le plus proche.

EX:



III/ ELECTRONEGATIVITE

Electronégativité (EN) d'un élément est sa **capacité à attirer les électrons** lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément.

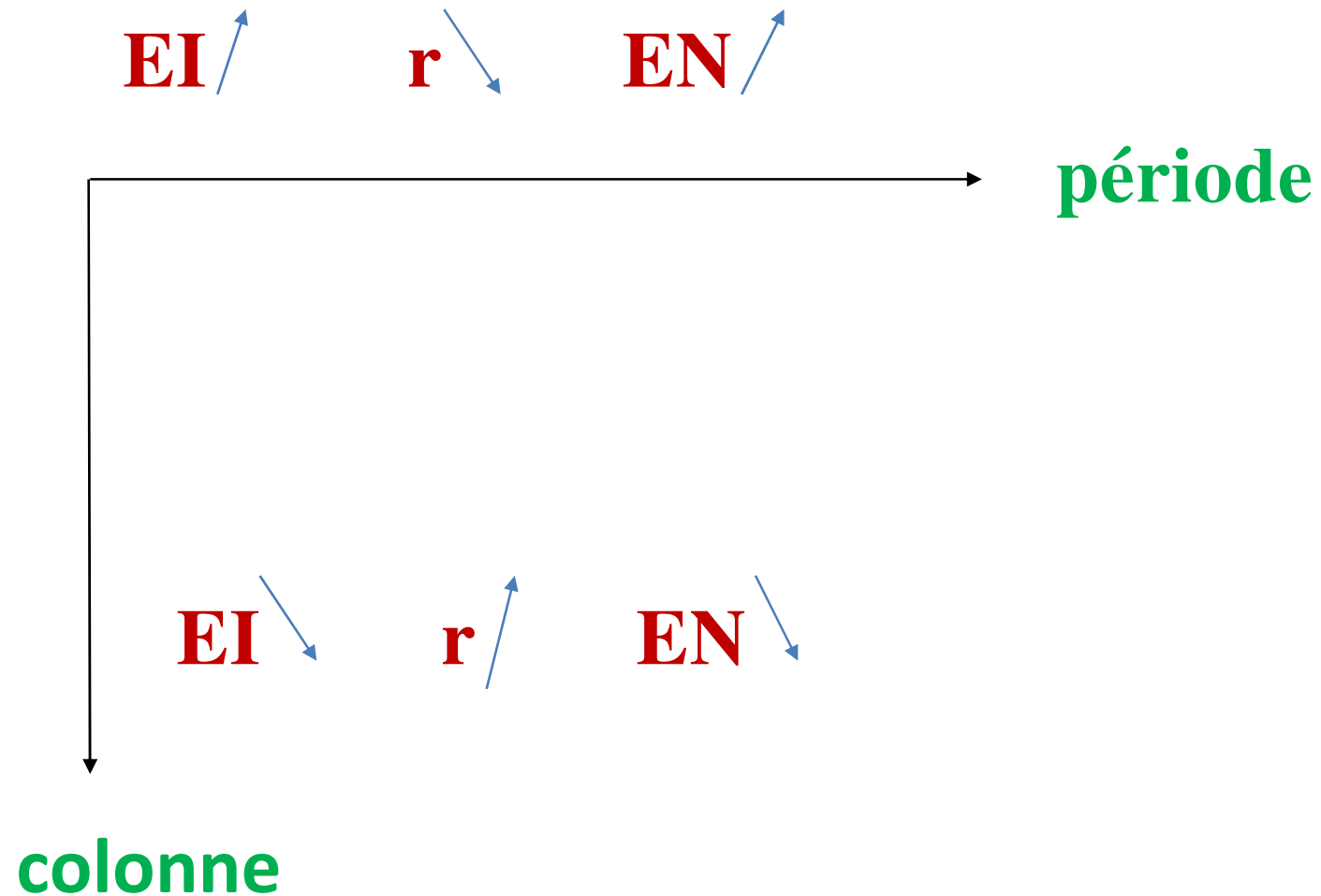
Dans le tableau périodique, l'électronégativité augmente de gauche à droite le long d'une période et de bas en haut le long d'une famille.

Echelle de PAULING

Cette échelle classe les éléments les plus courants par ordre d'électronégativité décroissante :

F, O, (Cl \approx N), Br, S, I, C, H, Si, Al, Mg, (Na \approx Ca), Fr

Résumé



LES BIOELEMENTS

Les **bioéléments** ou **des éléments biogènes** sont des éléments chimiques présents chez les êtres humains .

Éléments principaux

- ✓ Les éléments les plus abondants dans la matière vivante ou bioéléments primaires sont :
carbone **C** ; hydrogène **H** ; oxygène **O** ; azote **N** ;
phosphore **P** ; soufre **S**

- ✓ Ils représentent plus de 90% de la matière vivante
- ✓ Ces bioéléments sont des éléments essentiels pour former les biomolécules (glucides, lipides, protéines acides nucléiques).
- ✓ D'autres apparaissent sous forme d'ions :

Na⁺ ; K⁺ ; Mg²⁺ ; Ca²⁺ ; Cl⁻

Oligo-éléments

Ce sont des éléments indispensables au bon fonctionnement de notre organisme. Ils sont présents en **faible quantité** ou à l'état de **traces**.

Fe, Cu, Zn, Mn, Co, I, V, Ni, Cr, F, Se, Si, Sn, Mo, B, Al

CHAPITRE II

LES LIAISONS CHIMIQUES

→ Les éléments se combinent entre eux pour former des molécules .

→ Il se crée entre les éléments des liaisons de différentes forces.

→ La molécule est un assemblage d'au moins deux éléments identiques ou différents.

✓ Molécules constituées d'éléments identiques.

Ex : (H_2 ; Cl_2 ; O_2 ; N_2)

✓ Molécules formées d'éléments différents.

Ex : (HCl ; H_2O ; H_3PO_4 ; CH_3COOH)

A- Liaisons interatomiques

1/ Liaison covalente

Une liaison chimique covalente se forme:

- entre deux atomes d'électronégativité équivalente ou voisine.
- par mise en commun de deux électrons célibataires, chacun des atomes fournissant un électron.

Seuls les électrons de la couche externe interviennent.

- par recouvrement de deux orbitales atomiques pour former une orbitale moléculaire où les deux électrons célibataires s'apparient et forment un doublet liant les deux atomes.

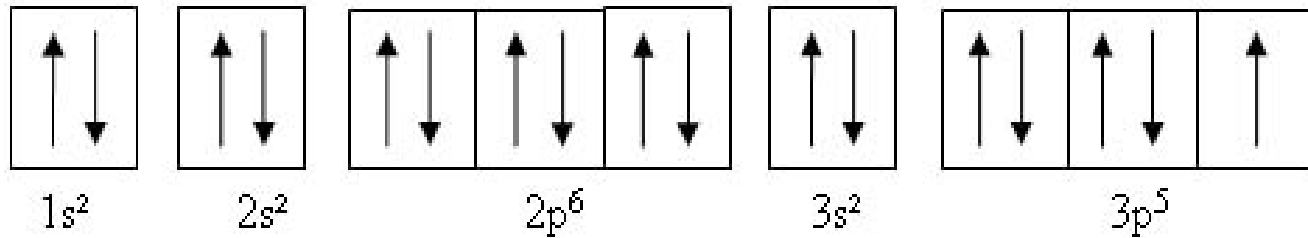
Exemples :

□ La molécule H_2



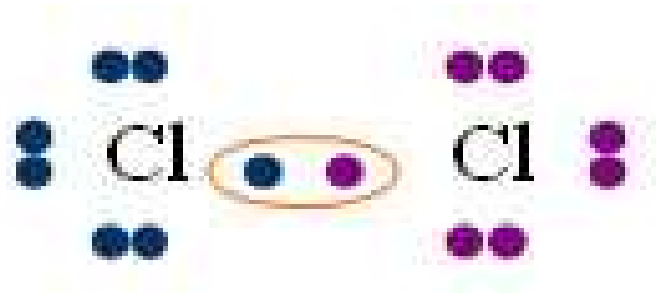
□ La molécule Cl_2

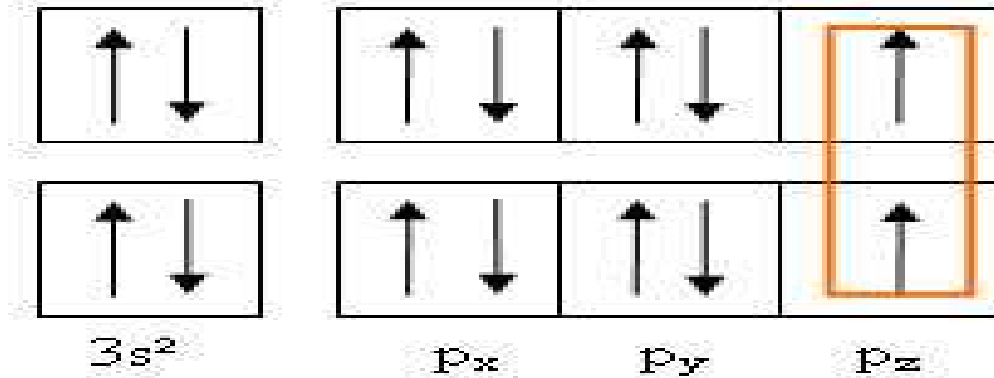
La configuration électronique du Cl ($Z= 17$) :



La dernière case quantique ne contient qu'un seul électron.

La mise en commun de cet électron avec un électron d'un autre atome de chlore va permettre la formation d'une liaison chimique covalente.





Les orbitales p_x et p_y contiennent 2 électrons. La liaison se forme par recouvrement axial de l'orbitale p_z .

Remarques importantes

- ❖ Le **recouvrement axial** d'orbitale conduit à la formation de liaisons covalentes simples σ .
- Le partage de deux ou trois paires d'électrons s'appellent respectivement « **double liaison** » et « **triple liaison** ».



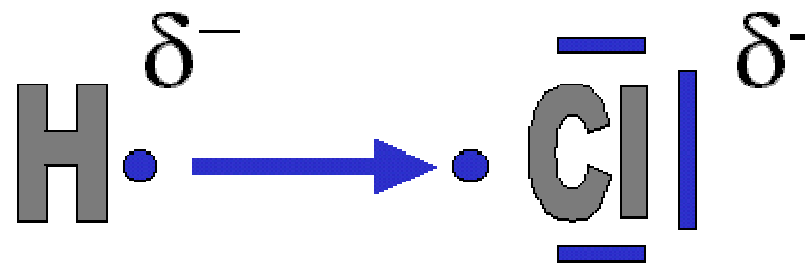
- ❖ Le **recouvrement latéral** d'orbitale conduit à la formation de liaisons π formant ainsi des doubles ou triples liaisons.

2/ Liaison covalente polarisée

Elle s'établit entre deux atomes :

- de nature différente.
- d'électronégativité légèrement différente :
« l'atome le plus électronégatif attire le doublet de la liaison de son côté , il aura une charge partielle négative δ^- et l'autre atome aura une charge partielle positive δ^+ »

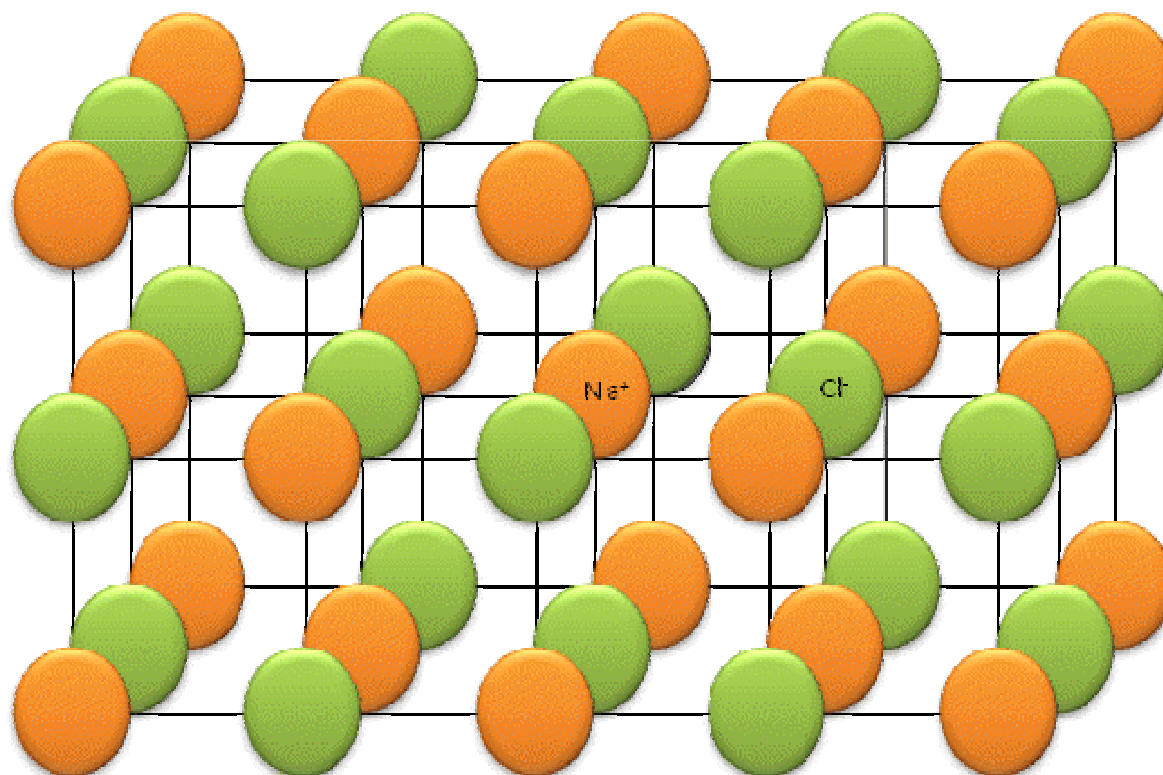
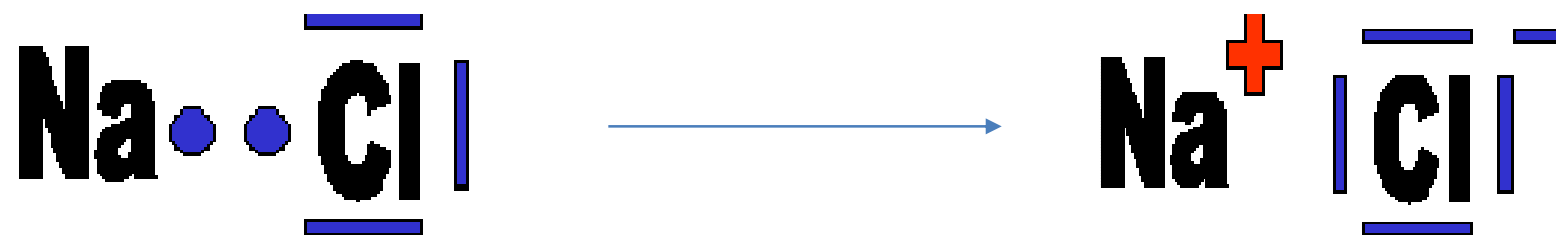
Ex :



3/ Liaison ionique (ou électrovalente)

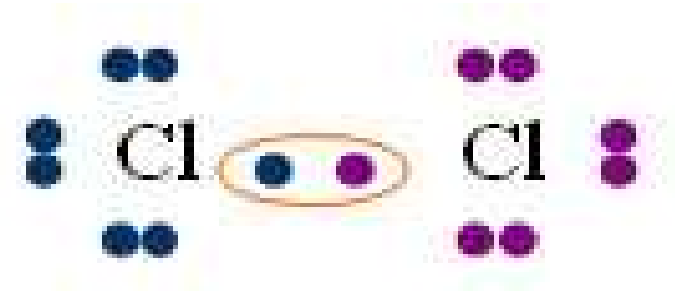
- se forme entre deux atomes d'électronégativité très différente.
- résulte d'une attraction électrostatique entre ions formés par transfert d'électrons de l'atome le moins électronégatif vers l'atome le plus électronégatif.
- se rencontre dans un cristal et maintient les anions et les cations au contact.

Ex :

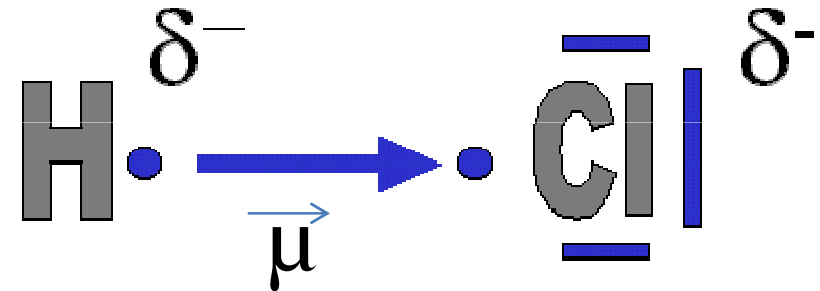


En résumé

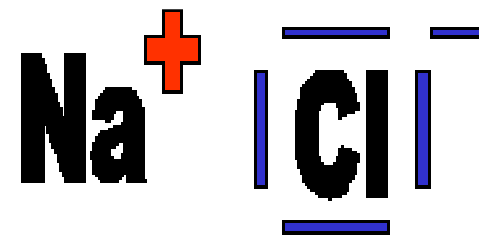
Liaison covalente



Liaison covalente polarisée



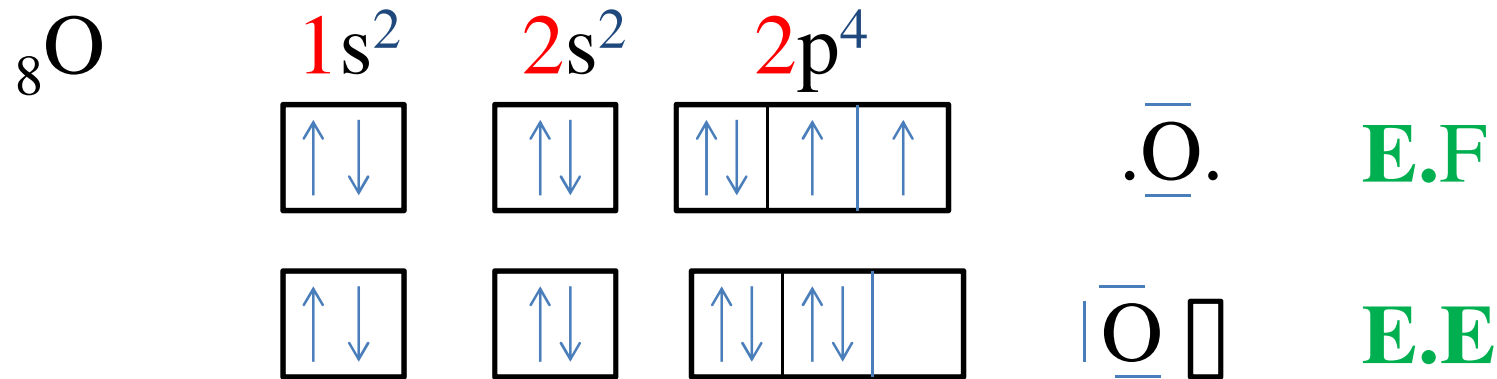
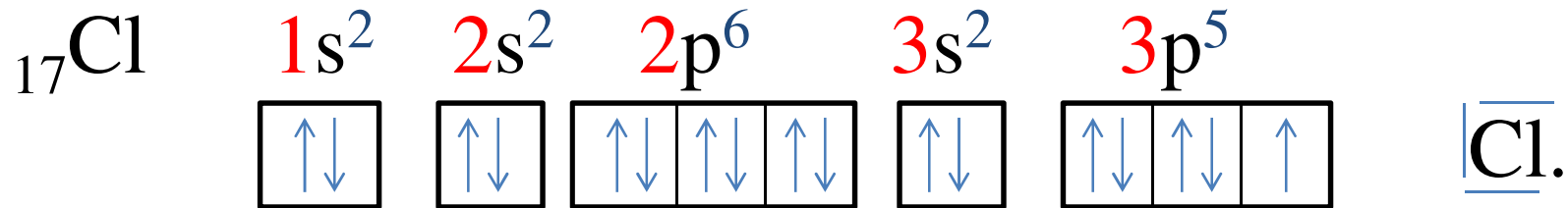
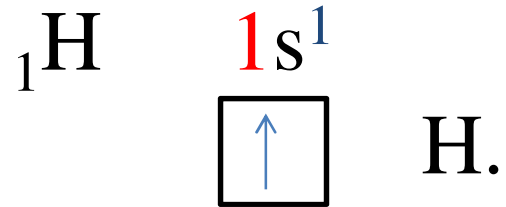
Liaison ionique

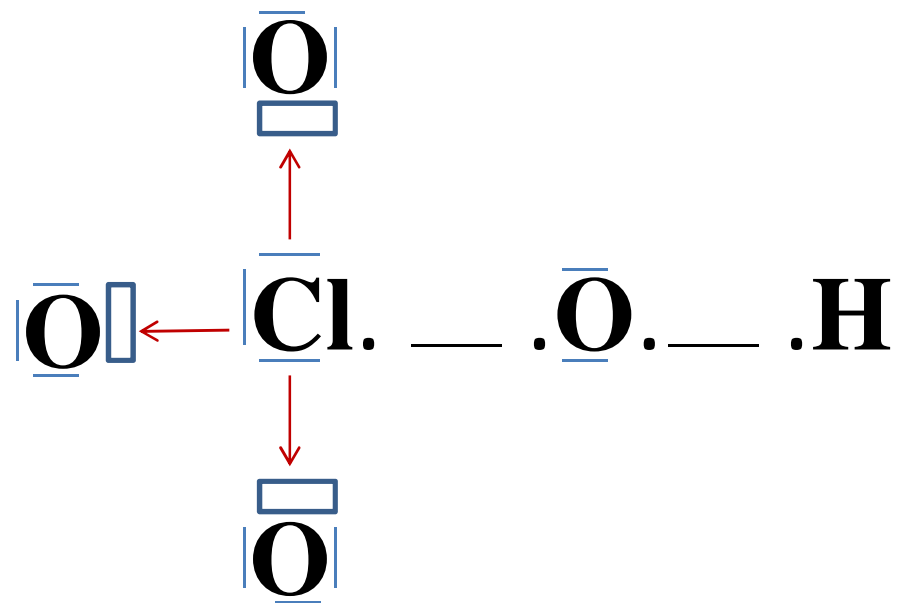


4/ Liaison semi-polaire ou de coordinence

- s'établit entre un atome donneur de doublet et un atome présentant une orbitale vide.
- se forme par mise en commun d'un doublet provenant d'un seul des atomes.
- Elle est représentée par une flèche orientée du donneur vers l'accepteur.

EX : HClO_4 acide perchlorique





COMPLEXE DE COORDINATION

➤ Un complexe est constitué d'un **atome central** et de **ligands**.

✓ **Atome central** : est un **cation métallique** ayant des **orbitales vides** capables d'accepter des **doublets d'électrons**.

Ex: Cr^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+}

✓ **Ligands** : ce sont des **ions** ou des **molécules** neutres porteurs de **doublets libres**.

▪ molécules neutres: H_2O , NH_3

▪ ions: Cl^- , Br^- , CN^- , OH^-

Ligands

Liaisons semi-polaires



Cation
métallique
central

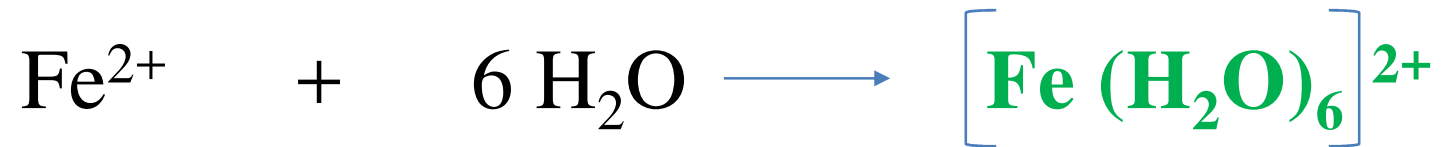
Propriété magnétique des complexes

Le caractère magnétique du complexe est lié à la présence ou non d'électrons célibataires dans la structure du métal complexé.

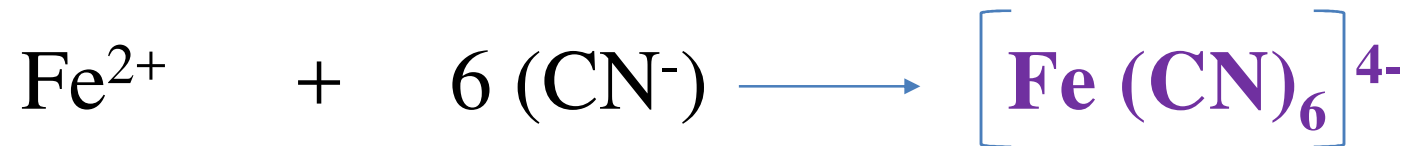
- Complexe qui **possède des électrons célibataires**
 - Complexe **attiré** par un **champ magnétique**
- } paramagnétique
- Complexe **sans électrons célibataires**
➔ *tous les électrons sont appariés*
 - Complexe **repoussé** par le **champ magnétique**
- } diamagnétique

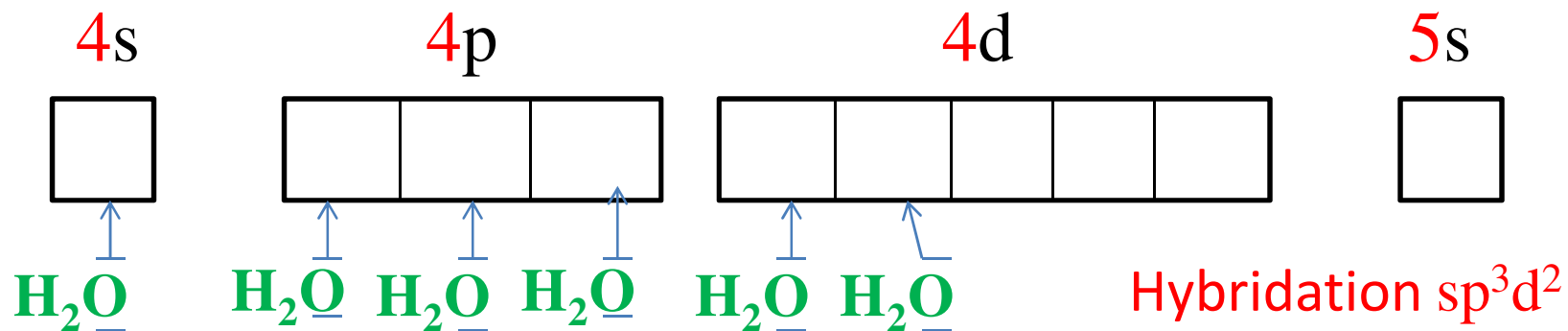
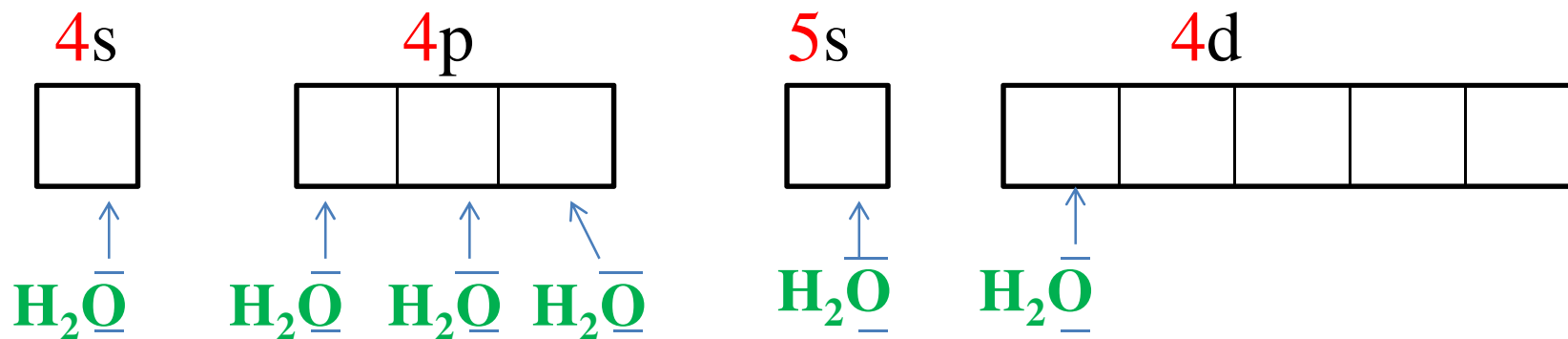
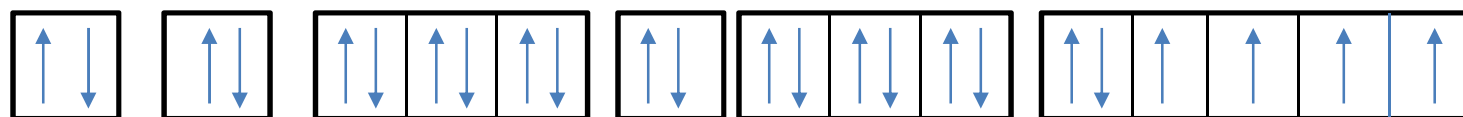
Exemples :

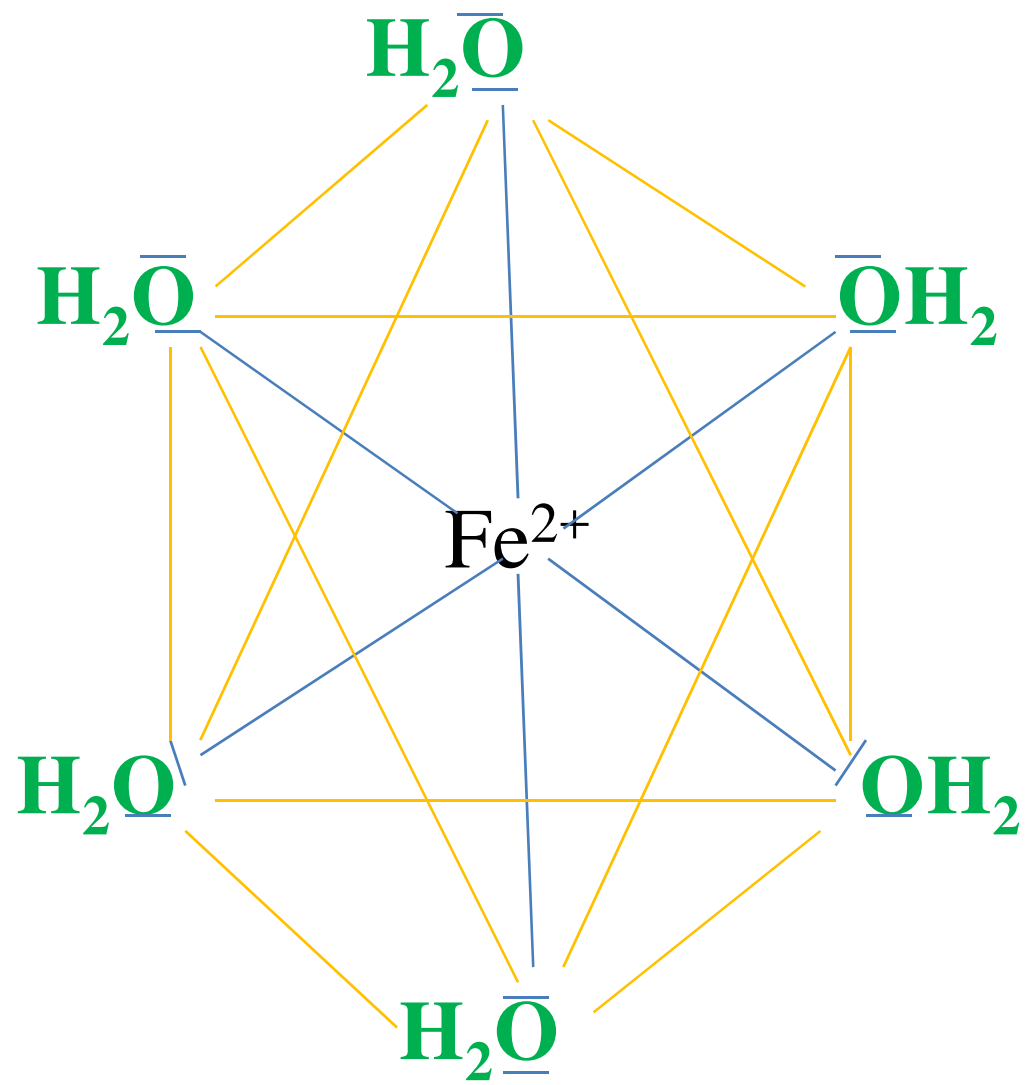
❖ paramagnétique



❖ diamagnétique







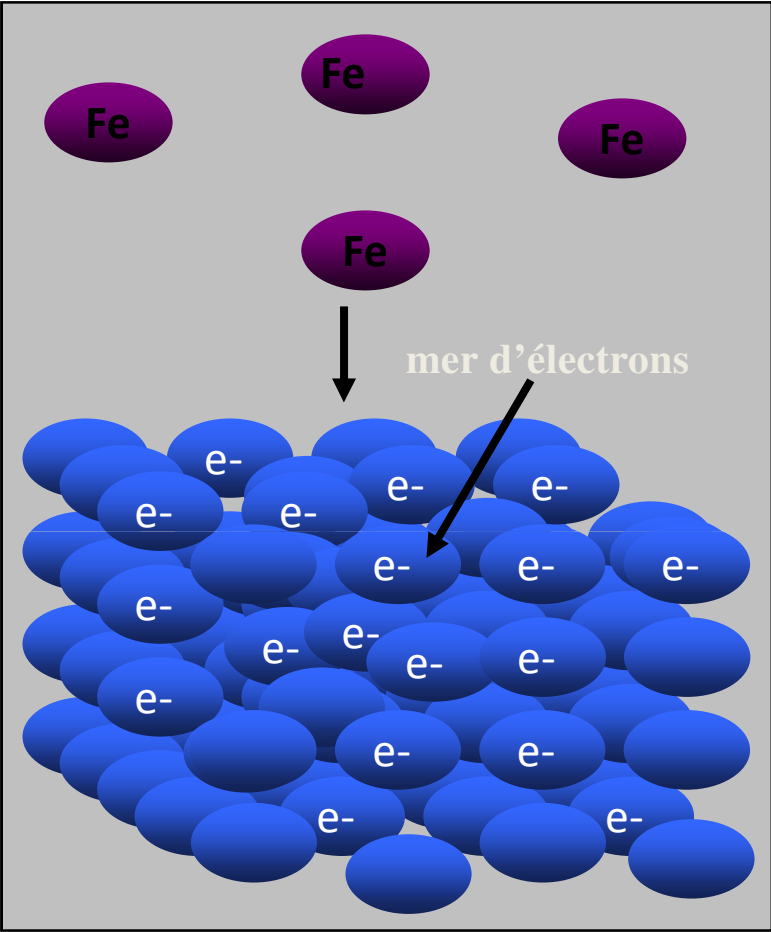
5/ Liaison métallique

- se forme entre atomes d'électronégativités voisines et faibles.
- assurée par un faible nombre d'électrons sur la couche externe: situation rencontrée dans le cas des métaux.
- est un ensemble d'ions positifs: les électrons faiblement liés au noyau, peuvent facilement être arrachés et les atomes sont alors transformés en ions positifs.

➤ est la mise en commun de tous les électrons de la couche de valence entre tous les atomes du métal.

Cette **théorie** permet d'expliquer les caractéristiques des métaux:

- ❖ grande conductibilité électrique et thermique
- ❖ malléabilité
- ❖ ductilité



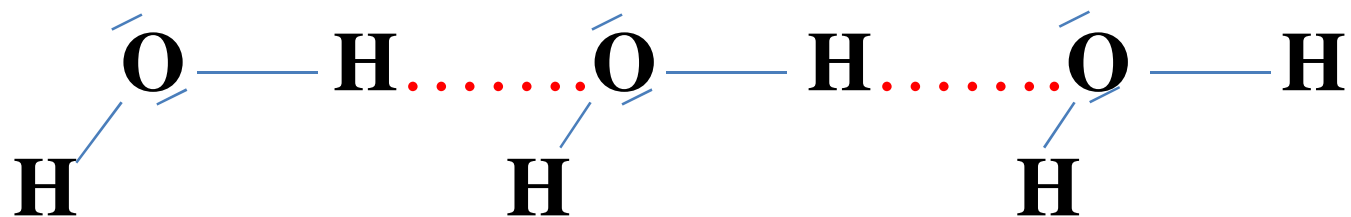
B- Liaisons intermoléculaires

1/ Liaison Hydrogène intermoléculaire

- ❖ Elle est due à l'attraction entre un **hydrogène** d'une molécule, lié à un atome électronégatif donc **porteur d'une charge partielle positive** et un **atome électronégatif** possédant un **doublet libre** d'une autre molécule.

- ❖ Elle associe les molécules d'eau, d'acide, d'alcool, ect.....entre elles.

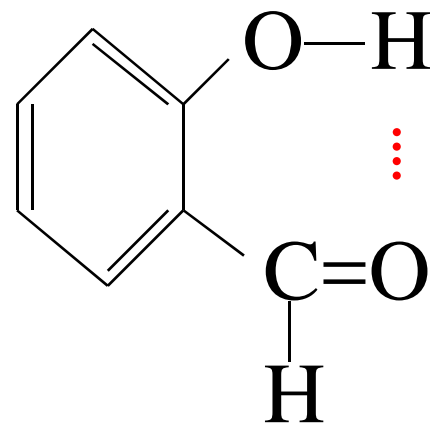
Exemple:



2/ Liaison Hydrogène intramoléculaire

- ❖ Elle peut se former à l'intérieur d'une même molécule lorsque la géométrie de la molécule le permet. Elle est appelée « **Chelation** »

Ex: aldéhyde salicylique



B) LIAISONS DE VAN DER WAALS

Ce sont de faibles interactions entre dipôles. Elles sont de trois types:

1) Interaction de Keesom

- ✓ C'est une force d'orientation
- ✓ Elle résulte de l'interaction entre dipôles électriques permanents
(c-à-d entre deux molécules polaires)

2) Interaction de Debye

- ✓ C'est une force d'induction
- ✓ Elle provient de l'interaction entre dipôle permanent et dipôle induit
(c-à-d entre une molécule polaire et une molécule apolaire)

3) Interaction de London

- ✓ C'est une force de dispersion
- ✓ Elle résulte de l'interaction entre deux dipôles induits
(c-à-d entre deux molécules apolaires)