

Résumé

Chapitre I : Constitution de l'atome



$$\blacktriangleright \text{Constitution de l'atome : } \begin{cases} N^{bre} \text{ de protons} = Z \\ N^{bre} \text{ de neutrons} = A - Z \\ N^{bre} \text{ d'électrons} = N^{bre} \text{ de protons} = Z \end{cases}$$

$$\blacktriangleright \text{Constitution du noyau (nucléide) : } \begin{cases} N^{bre} \text{ de protons} = Z \\ N^{bre} \text{ de neutrons} = A - Z \end{cases}$$

\blacktriangleright Constitution de l'ion (cation ou anion) :

$$\begin{cases} N^{bre} \text{ de protons} = Z \\ N^{bre} \text{ de neutrons} = A - Z \end{cases}$$

Par contre le nombre d'électron diffère :

$$\text{Cation } ({}^A_ZX^{n+}) : N^{bre} \text{ d'électrons} = Z - n$$

$$\text{Anion } ({}^A_ZX^{n-}) : N^{bre} \text{ d'électrons} = Z + n \text{ (on prend le chiffre positif)}$$

$$\blacktriangleright N^{bre} \text{ de nucléons} = N^{bre} \text{ de protons} + N^{bre} \text{ de neutrons} = A$$

$$\blacktriangleright \text{Masse de l'atome} \cong \text{masse du noyau.}$$

$$\blacktriangleright 1u = \frac{1}{N} = 1,66 \cdot 10^{-24}g = 1,66 \cdot 10^{-27}kg$$

$$\blacktriangleright \text{Masse moyenne pondérée d'un élément : } M_{moy} = \frac{\sum_{i=1}^n M_i A_i}{100}$$

$$\blacktriangleright \text{Défaut de masse : } \Delta m = m_{noyau} - [Z \times m_p + (A - Z) \times m_N] < 0$$

$$\blacktriangleright \text{Energie de liaison (cohésion) du noyau : } \frac{E_{liaison}}{J} = \frac{\Delta m}{kg} \times \frac{c^2}{m.s^{-1}}$$

$$\frac{E_{liaison}}{MeV} \cong 931 \times \frac{\Delta m}{u}$$

$$\blacktriangleright \text{Energie de liaison par nucléon : } \bar{E} = \frac{E_{liaison}}{A}$$

$$\blacktriangleright \bar{E} \uparrow \Rightarrow \text{Stabilité} \uparrow$$

$$\blacktriangleright 1eV = 1,6 \cdot 10^{-19}J$$

➤ $1\text{MeV} = 10^6\text{ eV}$

➤ Le noyau le plus stable : est celui qui vérifie : $N = Z$

Chapitre II : Modèles classiques de l'atome

➤ La fréquence : $\underbrace{\nu}_{\text{s}^{-1}} = \frac{c\text{ (m.s}^{-1}\text{)}}{\lambda\text{ (m)}}$

➤ Spectre de radiations électromagnétiques :

ultraviolet	visible	infrarouge
	400 nm	800 nm

longueur d'onde λ

➤ Loi de Planck : $\Delta E\text{ (J)} = h \underbrace{\nu}_{\text{s}^{-1}} = \frac{h\text{ c}}{\underbrace{\lambda}_{\text{m}}}$

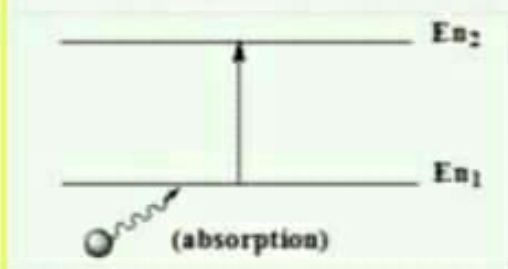
➤ Moment cinétique de l'électron : $mvr = n \frac{h}{2\pi}$

➤ $E_n = E_1^H \times \left(\frac{Z}{n}\right)^2 = \underbrace{-13,6 \left(\frac{Z}{n}\right)^2}_{\text{eV}}$

➤ $r_n = r_n^H \times \left(\frac{n^2}{Z}\right) = \underbrace{0,53 \times \left(\frac{n^2}{Z}\right)}_{\text{\AA}}$

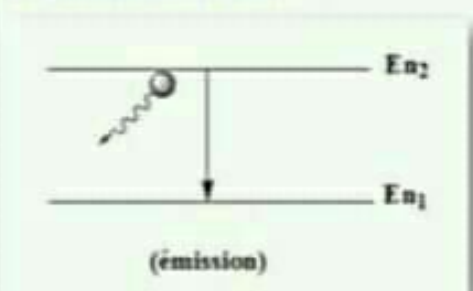
❑ Absorption lumineuse :

Si l'électron saute d'une orbite « n_1 » vers
Une orbite « n_2 » d'énergie supérieure :



❑ Emission lumineuse :

Si l'électron saute d'une orbitale « n_2 » vers une orbitale « n_1 »
d'énergie inférieure :



☛ Loi de Rydberg : $\frac{1}{\lambda} = \frac{R_H Z^2}{R_H(\text{hydrogénoïde})} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) ; n_2 > n_1$

Série	n_1	n_2	Région spectrale
Ly man (1906)	1	2,3,4,5,.....	Ultra-violet
Balmer (1885)	2	3,4,5,6,.....	visible
Paschen (1908)	3	4,5,6,7,...	Proche IR
Brackett (1923)	4	5,6,7,8,9,...	Moyen IR

Pour chaque série, on aura :

1ère raie: $\lambda_1 = \frac{n_1^2 \times n_2^2}{R_H(n_2^2 - n_1^2)}$; raie limite : $\lambda_\infty = \frac{n_1^2}{R_H}$

➤ Diagramme énergétique de l'hydrogène :

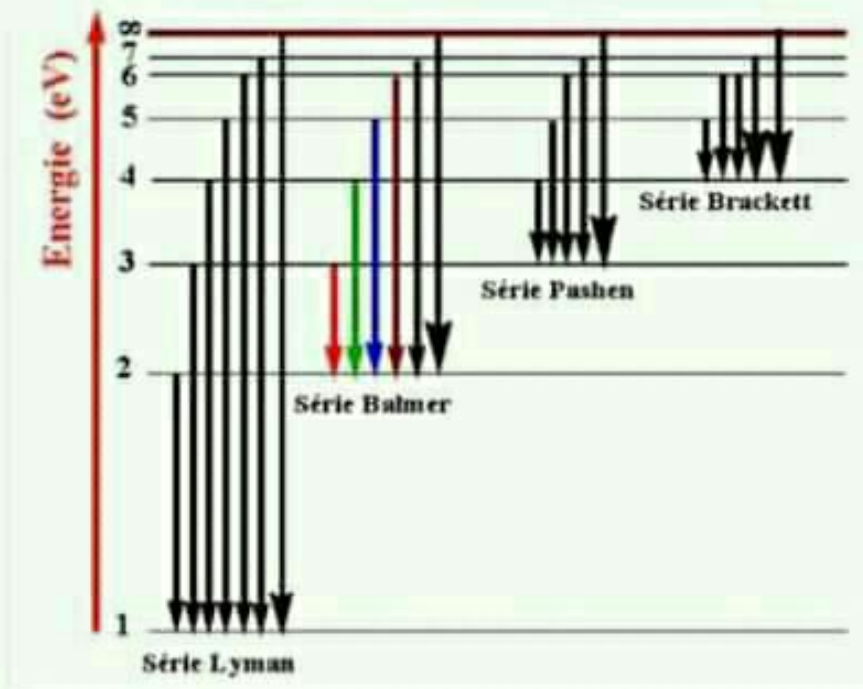


Diagramme énergétique de l'hydrogène.

➤ Energie d'ionisation :

$$E_i = \underbrace{E_{\infty}}_{\text{zéro}} - E_n = +13,6 \left(\frac{Z}{n} \right)^2 \text{ eV}$$

➤ Charge d'un hydrogénoïde (${}_Z^AX^{n+}$) :

$$Z - n = 1 \Rightarrow n = Z - 1$$

Chapitre III : Modèles basés sur la mécanique quantique :

➤ Hypothèse de Broglie : $\lambda = \frac{h}{m \left(\frac{m_e \times v_e}{kg} \frac{m.s^{-1}}{m.s^{-1}} \right)}$

➤ Principe d'incertitude d'Heisenberg :

$$m \cdot \Delta X \cdot \Delta v \geq \frac{h}{2\pi} ; \Delta X \geq \frac{h}{2\pi \Delta v} ; \Delta v \geq \frac{h}{2\pi \Delta X}$$

➤ Le nombre quantique principal : $n \geq 1; n = 1, 2, 3, \dots$

➤ Le nombre quantique secondaire : $0 \leq l \leq n - 1$

Valeur de "l"	0	1	2	3
Lettre utilisée	s	p	d	f

➤ Le nombre quantique magnétique : $-l \leq m_l \leq +l$

n	Valeurs possibles de "l"	(S-couche)	Valeurs possibles de "m _l "	N ^{bre} d'O.A par (s-couche)	N ^{bre} d'O.A par (couche)
1	0	1s	0	1	1
2	0	2s	0	1	4
	1	2p	+1, 0, -1	3	
3	0	3s	0	1	9
	1	3p	+1, 0, -1	3	
	2	3d	+2, +1, 0, -1, -2	5	
4	0	4s	0	1	16
	1	4p	+1, 0, -1	3	
	2	4d	+2, +1, 0, -1, -2	5	
	3	4f	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	7	

✓ Chaque couche "n" contient exactement "n" sous-couches.

✓ Chaque sous-couche est constituée d'un nombre spécifique d' "O.A". Chaque "O.A" correspond à une valeur différente de "m_l". Pour chaque valeur "l", on aura : (2l+1) valeurs permises de "m_l".

✓ Le nombre total d' O.A dans une couche : n^2 .

✓ Chaque orbitale est représentée par une case quantique :

➤ Anomalies :

Les sous-couches d^4 et d^9 sont *instables*. On enlève un électron de la sous-couche «s» et on le place dans la d^4 et d^9 , respectivement, pour avoir la configuration d^5 et d^{10} qui sont *plus stables*.

Remarques :

- ✓ le nombre maximal d'électrons que peut supporter un niveau (couche) «n» est $2n^2$.
- ✓ le nombre maximal d'électrons que peut supporter un sous niveau (sous-couche) «l» est $2(2l+1)$.

Chapitre IV : Classification périodique :

le bloc s : correspond au remplissage des sous-couches "s"

le bloc p : à celui des sous-couches "p"

le bloc d : à celui des sous-couches "d"

le bloc f : à celui des sous-couches "f" (les deux lignes sous le tableau).

Moins les éléments possèdent d'électrons sur leur couche de valence, plus ils ont tendance à perdre des électrons pour réaliser la configuration de la couche de valence du gaz rare les précédant dans la classification : ils ont donc tendance à donner des ions positifs (cations). Ces éléments sont appelés «métaux».

Plus des éléments possèdent d'électrons sur leur couche de valence, plus ils ont tendance à gagner des électrons pour réaliser la configuration de la couche de valence du gaz rare les suivant dans la classification: ils ont donc tendance à donner des ions négatifs (anions). Ces éléments sont les «non-métaux».

➤ **Les principales familles du tableau périodique :**

<i>Colonne</i>	<i>Famille</i>
<i>(I)_A</i>	<i>Alcalins</i>
<i>(II)_A</i>	<i>Alcalins terreux</i>
<i>III_B → II_B</i>	<i>Éléments de transition</i>
<i>(VII)_A</i>	<i>Halogènes</i>
<i>(VIII)_A</i>	<i>Gaz rares (nobles)</i>

Procédure à suivre pour classer les éléments par période et colonne :

On considère la couche de valence de l'élément.

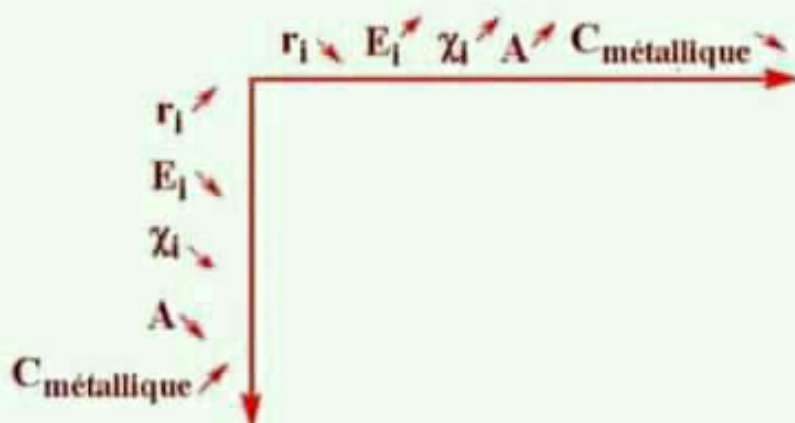
La période : est définie par le nombre quantique « *n* » de la sous-couche « *s* » de la couche de valence.

Le groupe : est défini par le nombre d'électrons de la couche de valence. Quand les sous-couches « *d* » et « *f* » sont saturées, leurs électrons *n'interviennent pas dans la détermination du groupe*.

Le sous-groupe B : concerne les configurations qui comportent la sous-couche « *d* » sans la sous-couche « *p* ».

Le sous-groupe A : concerne le reste des configurations.

Evolution et périodicité des propriétés physico-chimiques des éléments :



- ❑ Un **métal** est tout élément qui a *tendance à perdre facilement* un ou plusieurs électrons.
- ❑ Un **non-métal** est tout élément qui *n'a pas tendance à perdre facilement* un ou plusieurs électrons.
- ❑ Un **métalloïde** est tout élément qui a *un caractère métallique et non métallique à la fois*.

➤ Irrégularités (Energie de première ionisation) :

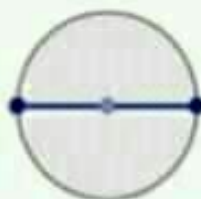
1. L'irrégularité, qui existe toujours entre les éléments des colonnes "**2**" et ceux des colonnes "**13**" (**passage du bloc "s" au bloc "p"**) correspond au fait que *l'ionisation résulte du départ d'un électron d'une sous-couche "ns" pour les premiers et d'une sous-couche "np", énergétiquement moins stable, pour les seconds*.
2. Une autre anomalie se rencontre entre les éléments de la colonne "**15**" et ceux de la colonne "**16**". Elle peut s'interpréter par *la stabilisation particulière des sous-couches à demi remplies*.

Chapitre V : La liaison chimique :

⚡ Théorie V.S.E.P.R (expression AX_mE_n) :

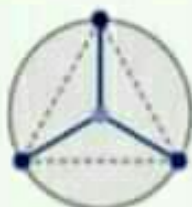
On doit d'abord donner la structure de Lewis de la molécule.

■ $m + n = 2$

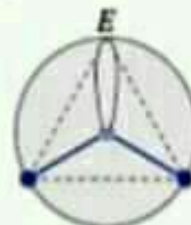


AX_2E_0 : l'édifice est linéaire ; BeH_2 , CO_2 , HCN ,...

■ $m + n = 3$: doublets d'électrons pointant vers les sommets d'un triangle

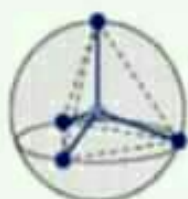


AX_3E_0 : l'édifice triangulaire ;
 $AlCl_3$, NO_3^- , SO_3 ,...



AX_2E_1 : édifice coudé ;
 $SnCl_2$, O_3 , SO_2 ,...

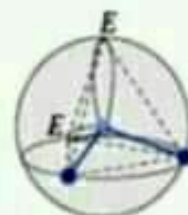
■ $m + n = 4$: doublets d'électrons pointant vers les sommets d'un tétraèdre



AX_4E_0 : édifice tétraédrique ;
 CH_4 , SO_4^{2-} , $OPCl_3$,...

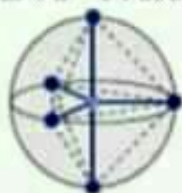


AX_3E_1 : édifice pyramidal
à base triangulaire ;
 NH_3 , $OSCl_2$,...



AX_2E_2 : édifice coudé ;
 H_2O , SCl_2 , ClO_2 ,...

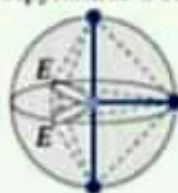
■ $m + n = 5$: doublets d'électrons pointant vers les sommets d'une bipyramide à base triangulaire



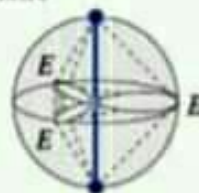
AX_5E_0 : édifice bipyramidal
à base triangulaire
 PCl_5, SOF_4, \dots



AX_4E_1 : édifice tétraédrique
irrégulier en papillon
 SF_4, XeF_2O_2, \dots



AX_3E_2 : édifice en T ;
 ClF_3, \dots



AX_2E_3 : édifice
linéaire ;
 I_3, \dots

■ $m + n = 6$: doublets d'électrons pointant vers les sommets d'un octaèdre



AX_6E_0 : édifice octaédrique ;
 $SF_6, PCl_6^-, IF_5O, \dots$



AX_5E_1 : édifice pyramidal
à base carrée, BrF_5, XeF_4O, \dots



AX_4E_2 : édifice carré ;
 BrF_4^-, XeF_4, \dots

Arrangement spatial : représentation des DL et des DNL. *Géométrie* : représentation des DL uniquement.

➤ Modification des liaisons :

La présence d'un doublet libre entraîne une déformation des angles.
En effet, un doublet libre «E» provoque l'ouverture des angles (E – A – X) et la diminution des angles de liaison (X – A – X).

Un électron célibataire est moins répulsif qu'un doublet libre.

$Répulsion_{(liaison\ triple)} > Répulsion_{(liaison\ double)} > Répulsion_{(liaison\ simple)}$

La présence d'une liaison multiple entraîne **un resserrement** de l'angle $X-A-X$.

✓ **Influence de l'électronégativité** : Plus un atome est électronégatif, *plus il a tendance à attirer vers lui les doublets liants qu'il partage*. Ainsi, si l'atome central est plus électronégatif que les atomes auxquels il est lié, les doublets liants correspondants seront plus proches de lui ; ils vont s'écarter les uns des autres pour minimiser leurs répulsions : les angles entre les liaisons correspondantes augmentent.

➤ Hybridation :

On doit d'abord donner la structure de Lewis de la molécule.

$(n+m)$	Type d'hybridation	Géométrie
6	sp^3d^2	Octaédrique
5	sp^3d	Bipyramide trigonale
4	sp^3	Tétraédrique
3	sp^2	Trigonale plane
2	sp	Linéaire

Théorie des orbitales moléculaires

➤ Ordre de liaison :

$$O.L = \frac{\sum e^-_{liants} - \sum e^-_{anti-liants}}{2}$$

$$\begin{cases} O.L = 1 \Rightarrow \text{Liaison simple} \\ O.L = 2 \Rightarrow \text{Double liaison} \\ O.L = 3 \Rightarrow \text{Triple liaison} \\ O.L = 0 \Rightarrow \text{la molécule n'existe pas.} \end{cases}$$

➤ **Nature des liaisons :**

$$\text{Liaison } \sigma : \frac{\sum e_{\sigma \text{ liants}} - \sum e_{\sigma \text{ anti-liants}}}{2}$$

$$\text{Liaison } \pi : \frac{\sum e_{\pi \text{ liants}} - \sum e_{\pi \text{ anti-liants}}}{2}$$

➤ **D.N.L :**

$$\frac{\sum e_{\text{valence}} - 2 \times O.L}{2} = \frac{\sum e_{\text{valence}} - \sum e_{\text{liaison}}}{2}$$

➤ **Magnétisme :**

Paramagnétique : quand le diagramme des OM montre que la molécule possède 01 ou plusieurs électrons célibataires.

Diamagnétique : quand le diagramme des OM montre que la molécule ne possède aucun électron célibataire.

Remarque s:

$$O.L \uparrow \Rightarrow \begin{cases} \text{Energie de liaison } \uparrow \\ \text{Energie de dissociation } \uparrow \\ \text{Longueur de liaison } \downarrow \end{cases}$$

$$\begin{cases} \Delta E_{(nx,np)} \text{ importante} \Rightarrow \text{pas d'interactions ou (faibles)} \Rightarrow \text{Pas d'inversion.} \\ \Delta E_{(nx,np)} \text{ faible ou nulle} \Rightarrow \text{interactions importantes} \Rightarrow \text{Inversion.} \end{cases}$$