$N^{ère}$ nucléons = A
charge
N^{er} atomique = Z

$^{A}_{Z}X^{q}_{Y}$

N = A − Z

neutrons (=) — mass — Proton (+)

q = Ion

x^+ (cation) — x^- (Anion)

perder — gagner

⇒ Remarque :

N^{bre} Proton = N^{ber} éléctron

eg : $^{24}_{12}Mg^{2+}$ ⇒ P = 12, é = 10

$^{2-}$ ⇒ P = 12, é = 14

X = Z − q

Y ⇒ N^{er} de l'Atome dans Un molécule

A ⇒ N^{er} de masse, N^{bre} de nucléons dans le noyau

Z ⇒ N^{bre} atmique, N^{bre} proton, N^{bre} éléctron

q ⇒ La charge de l'Atome

Le noyau de l'atome :

noyau ⇒ 10^{-5} m
(100 000 fois plus petit que l'atome)

- $Z = P^+ \Rightarrow \begin{cases} 1.6 \cdot 10^{-19}\ C \\ m_p = 1,673 \cdot 10^{-27}\ Kg \end{cases}$
- $N = n° \Rightarrow m_n = 1.675 \cdot 10^{-27}\ Kg$
- $e^- \Rightarrow \begin{cases} q_é = -1.6 \cdot 10^{-19}\ C \\ m_é \simeq 9,1 \cdot 10^{-31}\ Kg \end{cases}$

Les isotopes :

- caractérisés par le même numéro atomique Z (N^{bre} de protons et éléctrons) mais de nombres du nucléons A (N^{bre} neutrons) différents
- atomes du même élément
- même propriétés chimiques (car ils ont même nombre d'éléctrons)
- même nom et symbole

* Masse Atomique :

$m_{atome} = Z m_p + N m_N$
$= Z m_p + (A - Z) m_N$

Remarque :

Eg : $^{12}C \Rightarrow u.m.a = \frac{1}{12} m_C$

* Masse atomique moyenne d'un élément :

$$MAM = \frac{M_1 . a_1 + M_2 . a_2 + ---}{100} = -- u.m.a$$

$M = (A)$, $a = \%$

* Masse molaire :

① atomique : Eg :

$M_C = 12,011$ g/mole

② moléculaire :

$M_{CO_2} = M_C + 2 M_O$

Remarque :

$N_A = 6,023 . 10^{23}$

$1 u.m.a = 1 Da = \frac{1}{N_A}$
$= 1,66 . 10^{-24}$ g

N :

M_i = l'abondance %

a_i = les isotopes (masse)

Eg : $^{16}_{18}O$ $M_i = 99,7\%$
$a_i = 15,99$

– La charge totale d'une mole d'électrons est :

$|Q| = |N_A . e| = 96.485$ C/mol
$= 1F$

Exercice :

La masse d'une ^4_2He

* $m_p = 1,6726 . 10^{-27}$ kg
* $m_n = 1,6749 . 10^{-27}$ kg
* $m_{e^-} = 9,1095 . 10^{-31}$ kg

$\Rightarrow {}^4_2He \rightarrow 2p, 2n, 2e^-$

Donc =

$m(^4_2He) = 2(1,6726 . 10^{-27} + 1,6749 . 10^{-27} + 9,1095 . 10^{-31})$

1 mol = $6,02 . 10^{23}$ molécules

CHapitre II :

- Orbite = مدار ، فلك
Orbitale atomique = [illegible]

n = La couche = رقم الطبقة
$\neq 0$

$n = 1, 2, 3 \ldots 7$

$\boxed{é = 2(n)^2}$ $\boxed{\text{orbitale} = n^2}$

$$\left.\begin{array}{l} n = 1 \rightarrow K \rightarrow 2 \\ n = 2 \rightarrow L \rightarrow 8 \\ n = 3 \rightarrow M \rightarrow 18 \\ n = 4 \rightarrow N \rightarrow 32 \\ n = 5 \rightarrow O \rightarrow \ldots \\ n = 6 \rightarrow P \rightarrow \ldots \\ n = 7 \rightarrow Q \rightarrow \ldots \end{array}\right\} 2.(n)^2$$

n = Le N^bre quantique principal

l = Sous_couche "Géométrie"
"Le N^bre quantique secondaire"

$\boxed{l = 0 \leq l \leq n-1} \Rightarrow$ n valeurs

n = l عدد قيم

Eg :

$n = 1 : 0 \leq l \leq 0 \Rightarrow l = 0 \rightarrow S$

$n = 2 : 0 \leq l \leq 1 \Rightarrow l = \underset{S}{0}, \underset{P}{1}$

l =
0 → S 1 → P 2 → d 3 → f

m : Le N^bre quantique magnétique

$\boxed{m = -l \leq m \leq +l}$ رقم جزء

(2l + 1) Valeurs
عدد الغرف

Case quantique

Eg :

$l = 0 \Rightarrow -0 \leq m \leq +0 \Rightarrow m = 0$ S $\boxed{}$ 0

$l = 2 \Rightarrow m = -2, -1, 0, 1, 2$

$l = 2 \Rightarrow d = (2(2)+1) = 5$ case

d
$\boxed{}\boxed{}\boxed{}\boxed{}\boxed{}$
-2 -1 0 1 2

S, **m_s** : le mouvement de l'électron "Le N^bre quantique de spin"

$S = +\frac{1}{2} \uparrow$, $S = -\frac{1}{2} \downarrow$

R :

$K = n = 1 \Rightarrow l = 0 \rightarrow S$

$\Rightarrow m = 0 \Rightarrow$ S $\boxed{}$ 0

Case (2l + 1) :

$S = 0 + 1 = \boxed{}$

$P = 3$ $\boxed{}\boxed{}\boxed{}$

électrons : $(2l + 1) \times 2$

S = 2é , P = 6é , d = 8é

f = 18é

é(n, l, m, s)

① Régle de Klechkobski :

T_1 :

$n=1 \rightarrow l=0 \rightarrow \boxed{1s} \rightarrow 1+0=1$ (n+l)

$n=2 \rightarrow l=0 \rightarrow \boxed{2s} \rightarrow 2+0=2$

$\quad\;\; \rightarrow l=1 \rightarrow \boxed{2p} \rightarrow 2+1=3$

T_2 :

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

n+l = 10

T_3 :

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

T_4 :

$ns \cdot (n-2)f \cdot (n-1)d \cdot np$

Eg: $n=1 \rightarrow \boxed{1s} \cdot 1f \cdot 0d \cdot 1p$

$n=2 \rightarrow \boxed{2s} \cdot 0f \cdot 1d \cdot \boxed{2p}$

$$\boxed{s^2 \cdot p^6 \cdot d^{10} \cdot f^{14}}$$

Eg :

${}_{79}Au = [{}_{54}Xe] \cdot 6s^1 \underbrace{4f^{14} \cdot 5d^{10}}_{\text{couch. V}}$

$\Rightarrow 1é$

${}_{30}Zn = [{}_{18}Ar] \cdot 4s^2\, 3d^{10}$

$\Rightarrow 2é$

Les gaz rares :

$Z_m =$

$2 \rightarrow He \rightarrow 1$

$10 \rightarrow Ne \rightarrow 2$

$18 \rightarrow Ar \rightarrow 3$

$36 \rightarrow Kr \rightarrow 4$

$54 \rightarrow Xe \rightarrow 5$

$86 \rightarrow Rn \rightarrow 6$

Eg :

${}_7N = [{}_2He] \cdot 2s^2 \cdot 2p^3$

Eg :

${}_{17}Cl = [{}_{10}Ne] \cdot 3s^2 \cdot 3p^5$

${}_{17}Cl^- = [{}_{10}Ne] \cdot 3s^2 \cdot 3p^6$

${}_{17}Cl^+ = [{}_{10}Ne] \cdot 3s^2 \cdot 3p^4$

R :

$$\boxed{d^4 \rightarrow d^5 \cdot d^9 \rightarrow d^{10} \; (f)}$$

Eg :

${}_{79}Au = [{}_{54}Xe] \cdot 6s^2 \cdot 4f^{14} \cdot 5d^9$

${}_{79}Au = [{}_{54}Xe] \cdot 6s^1 \cdot 4f^{14} \cdot 5d^{10}$

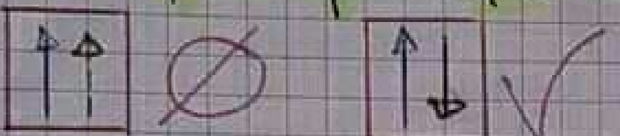
R :

e.V. Externe

$ns\,(n-2)f\,(n-1)d\,np$

e.V. interne

② Le Principe de Pauli :



③ Le Principe de Hund :

⇒ électrons de valence :

Eg : $_{24}Cr = [_{18}Ar]\, 4s^2\, 3d^4$

→ instable

$_{24}Cr = [_{18}Ar]\, 4s^1\, 3d^5$

→ plus stable

Eg 2 :

$_{79}Au = [_{54}Xe]\, \underbrace{6s^1\, 4f^{14}\, 4d^{10}}_{\text{couche V}}$

⇒ $\boxed{1e^-}$

Les configuration :

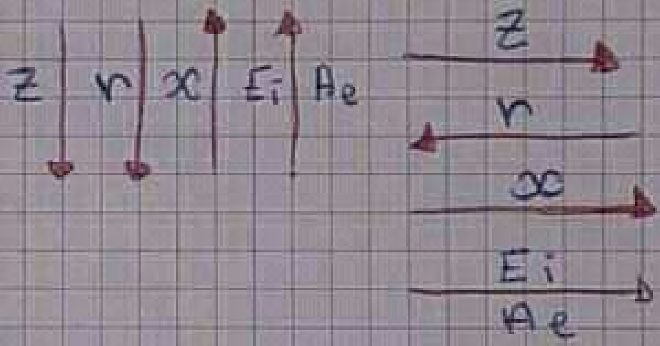
$_{21}Sc^{3+} = [_{18}Ar]\, 4s^0\ (-3e^-)$

$_8O = [_2He]\, 2s^2\, 2p^4$

$_8O^{-2} = $ 〃 〃 $2p^6\ (+2e^-)$

I ionique : كهروسلبية
χ

s^x, p^y :
- عنصرين لهما نفس
- يقعان في نفس العمود
- عنصرين لهما نفس n
- يقعان في نفس السطر



I ionique χ : كهروسلبية

ع. عكسية مع r

rayon atomique : r نصف قطر ع

سطر : ع. عكسية مع Z

عمود : 〃. طردية مع Z

Energie d'ionique : Ei طاقة التأين

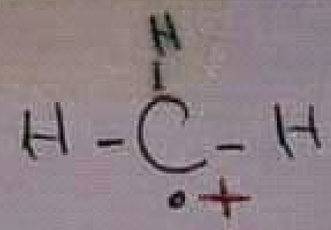
ع. عكسية مع r

A.E : الألفة الإلكترونية

Affinité électronique

- ع طردية مع Ei
- ع. عكسية مع r

CH_3^+



$Cf(H) = 1 - 1 - 0$

$= \boxed{0}$

$Cf(C) = 4 - 3 - 2(0)$

$= \boxed{1}$

Chap III :

Les liaison chimique :

$\boxed{\uparrow\downarrow}$ غير رابط (••) $\boxed{\uparrow}$ رابط • $\boxed{\ }$ ▭

modèle de Lewis :

① $\boxed{\uparrow}$ A $\boxed{\uparrow}$ B $\Rightarrow$ A — B

② A $\boxed{\uparrow\downarrow}$ B $\boxed{\ }$ $\Rightarrow$ A — B

• ذرة مركزية : أقل كهروسلبية
• " محيطية : أكثر "

La régle de l'octel :

كل ذرة تحيط بها 8é أو
4 liaison

$N_{ev} = \sum é v / 2 = \alpha$ doublets

(للتحقق من روابط صيغة لويس)

Distribution de é :

توزيع الالكترونات

$N_e = \sum N_v - Z$

مجموع éV جميع ذرات الصيغة

La charge (+ ou −)

$N_e / 2$ = Les doublet
ou = " + 1 célibataire

La charge formelle :

$C_f = \underbrace{N_v}_{éV} - \underbrace{N_L}_{\text{روابط مع عناصر أخرى}} - 2\underbrace{D_L}_{\text{doublet libre}}$

La charge de l'atome :

Eg : HCO_3^-

$C_{fC} + 3(C_{fO}) + C_{fH} = \boxed{-1}$

0,5 — 1,7

L. covalent (non polaire) | covalent polaire | Ionique

L. covalent :

— σ , = π , ≡ 2π

Simple, double, triple

Géométrie :

AX_2E_1

$A\ X_n\ E_p$

A : atome central

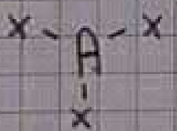
n : n^{bre} d'atome liés à l'atome central

p : n^{bre} des doublet libre sur l'atome central

① AX_2E_0 (Sp)

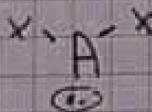
x − A − x linéaire (180°)

② AX_3E_0 (Sp^2)



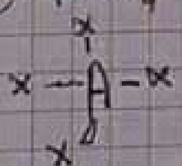
traingulaire (120°)

③ AX_2E_1 (Sp^2)



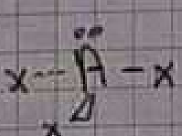
forme V (≈ 120°)

④ AX_4E_0 (Sp^3)



Tétraédrique (109°)

⑤ AX_3E_1 (Sp^3)

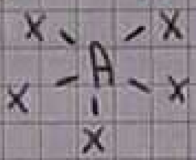


Pyramide trigonal (≈ 109°)

⑥ AX_2E_2 (Sp^3)

forme V (≈ 109°)

⑦ AX_5 (Sp^3d^1)

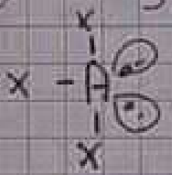


Pyramide trigonal

⑧ AX_4E_1 (Sp^3d^1)

Tétraèdre non régulier

⑨ AX_3E_2 (90°)

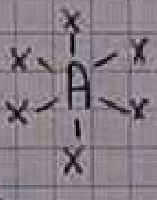


Géometrie en T

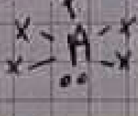
⑩ AX_2E_3 linéaire

(gaz rares (Xe))

⑪ AX_6 Octaédrique



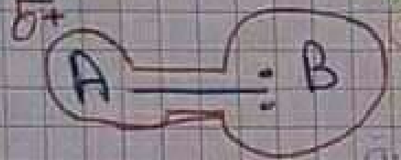
⑫ AX_5E_1 Pyramide à base carrée



⑬ AX_4E_2 plan-carrée

Le moment dipolaire :

δ^+ δ^-



الأكثر كهروسلبية

Ionocovalent

$\delta^- \longleftarrow \delta^+$

$\vec{u}$

* le direction de moments

* l'ordre décroissant de polarité :

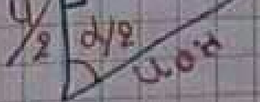
(Valeur de l'électronégativité)

Eg : O(3,44) & H(2,2)

$O-H = \Delta x = 3,44 - 2,2$
$= \boxed{1,24}$

* le moment dipolaire dans molécule

Selon L'Angle :



$\cos\frac{\alpha}{2} = \frac{u/2}{u_{OH}}$

$u = 2 \cdot u_{OH} \cdot \cos\frac{\alpha}{2}$

Debye

Calcule le moment dipolaire

$u = \delta \cdot e \cdot d = q \cdot d$

$\delta = \frac{u}{e \cdot d}$

$1,6 \cdot 10^{-19}$

$q = e \cdot \delta$

la charge

Pourcentage Ionique (CI %) :

$CI\,\% = \delta \cdot 100$

$q = e \cdot \delta = \frac{CI}{100}$

* $1D = 3,33 \cdot 10^{-30}\ C \cdot m$

* $1A^\circ = 10^{-10}\ m$

$u = \delta \cdot e \cdot d$

C m $(\times 10^{-10})$

$CI\,\% = \frac{u}{e \cdot d}$ — $C \cdot m\ (3,33 \cdot 10^{-30})$

$1,6 \cdot 10^{-19}\ C$ m $(\times 10^{-10})$