

1. Liaisons chimiques.

1.1. Schéma de Lewis.

- Schéma de Lewis d'un atome.

Chaque atome est entouré d'un nombre de points égal au nombre d'électrons de valence. Ex: $\text{H}^\bullet$; $\cdot\ddot{\text{Cl}}:$

- Schéma de Lewis d'une molécule.

Les atomes s'unissent en mettant chacun en commun un ou plusieurs électrons appartenant à leur couche de valence. Ex: $\text{H}\bullet\bullet\text{H}$

1.2. Règle de l'octet.

- Gaz rares $\Rightarrow$ Configuration stable $\Rightarrow$ **Huit électrons sur la couche externe** (sauf pour He : 2 électrons) $\Rightarrow$ **OCTET**
- Chaque atome engagé dans une liaison cherche à acquérir la configuration électronique du gaz rare qui le suit dans la classification périodique :

$\Rightarrow$ **OCTET**

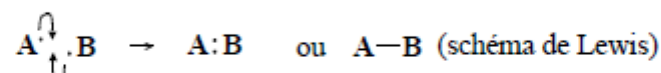
2

1.3. Types de liaisons.

1) Liaison covalente : ΔEN faible < 2 (EN = électronégativité).

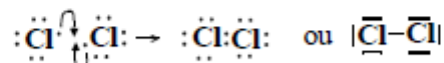
C'est une mise en commun d'un ou de plusieurs doublets d'électrons entre deux atomes identiques ou ayant des électronégativités voisines.

Chacun des deux atomes fournit un ou plusieurs électrons de sa couche externe.

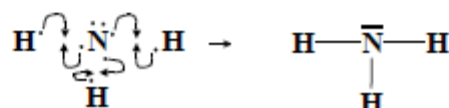


Exemples.

- Formation de la molécule de dichlore Cl_2 : $17\text{Cl} : \dots / 3s^2 3p^5 \Rightarrow 7 \text{ électrons de valence}$

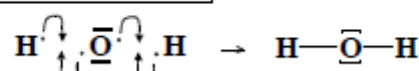


- Formation de la molécule d'ammoniac NH_3 : $7\text{N} : \dots / 2s^2 2p^3 \Rightarrow 5 \text{ électrons de valence}$



3

$8\text{O} : \dots / 2s^2 2p^4 \Rightarrow 6 \text{ électrons de valence}$



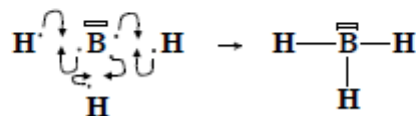
Les doublets assurant des liaisons $\Rightarrow$ doublets liants.

Les doublets n'assurant pas de liaison $\Rightarrow$ doublets non liants ou doublets libres.

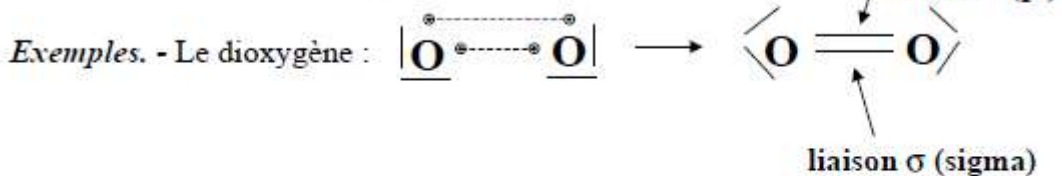
- La formation de liaisons ne conduit pas nécessairement à la saturation de la couche externe par huit électrons (configuration de gaz rare).

- Il peut subsister dans la molécule des cases vides (orbitales) sur certains atomes.

Exemple. Dans l'hydruure de bore BH_3 , le bore possède une orbitale restée vide : c'est une lacune électronique.

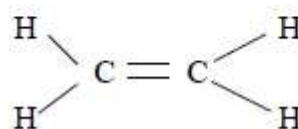
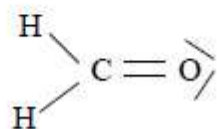
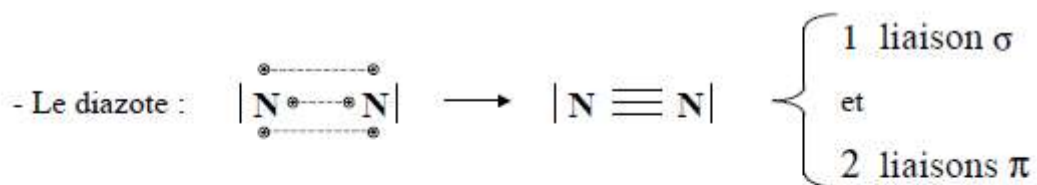


• Liaisons covalentes multiples



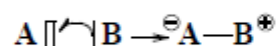
Les deux liaisons σ et π ne sont pas de même nature.

Elles ont des énergies différentes.



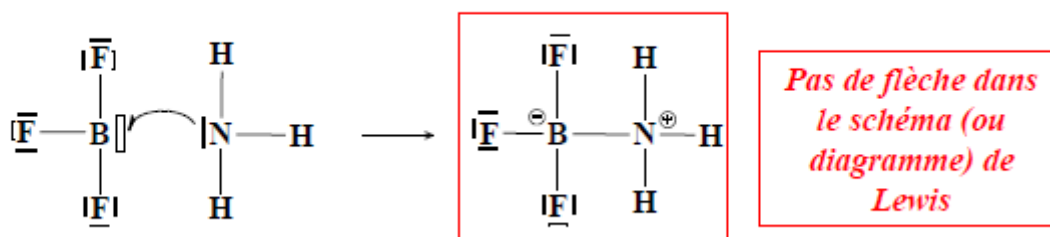
2) Liaison covalente dative.

C'est une mise en commun d'électrons entre un atome B qui possède un doublet libre (non liant) et un autre atome A qui comporte une lacune électronique :

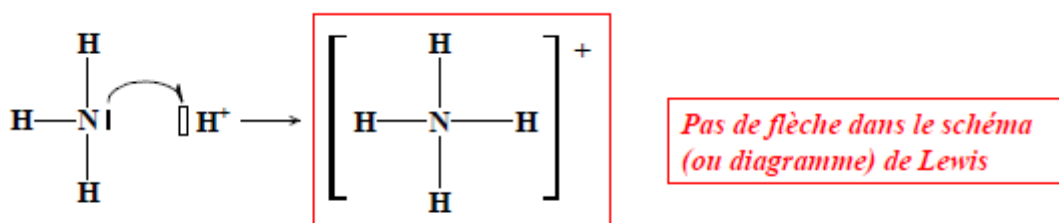
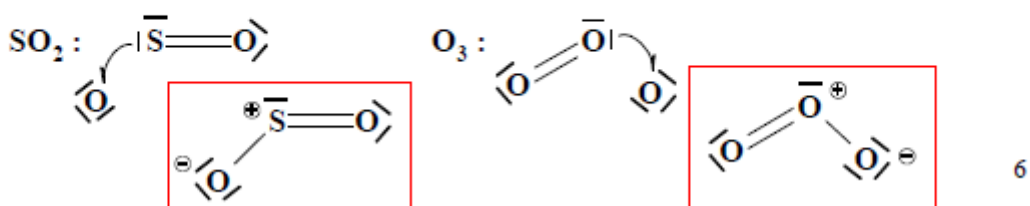


Symbole : Flèche du donneur vers l'accepteur OU tiret avec des charges formelles. L'usage actuel est d'utiliser le symbolisme : $\text{A}^{\ominus} \text{---} \text{B}^{\oplus}$

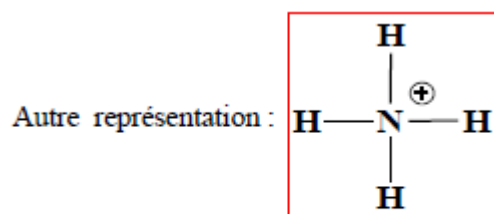
Exemples : le trifluorure de bore BF_3 et l'ammoniac NH_3 forment un composé d'addition.



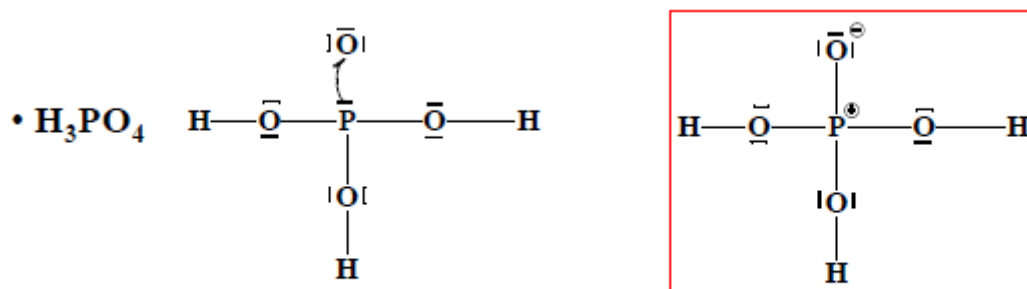
$_{16}\text{S} : \dots / 3s^2 3p^4 \Rightarrow 6 \text{ électrons de valence}$



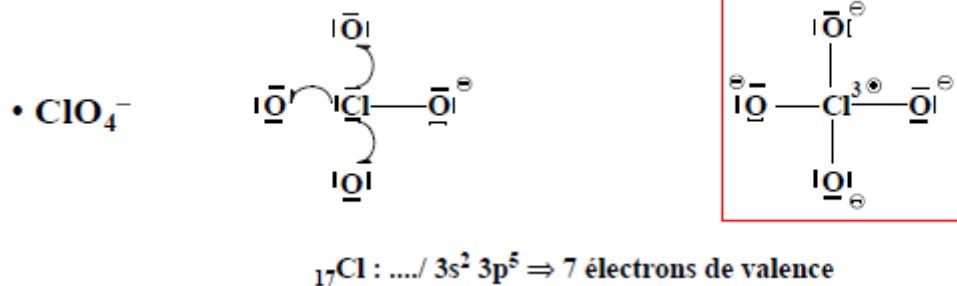
Les quatre liaisons N-H sont identiques



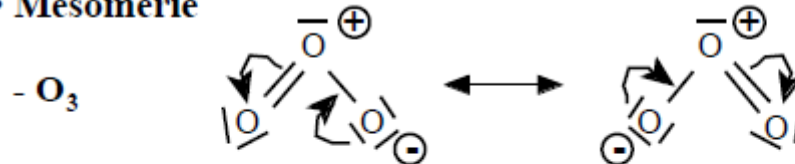
L'azote a en effet fonctionné comme donneur et a perdu un électron.



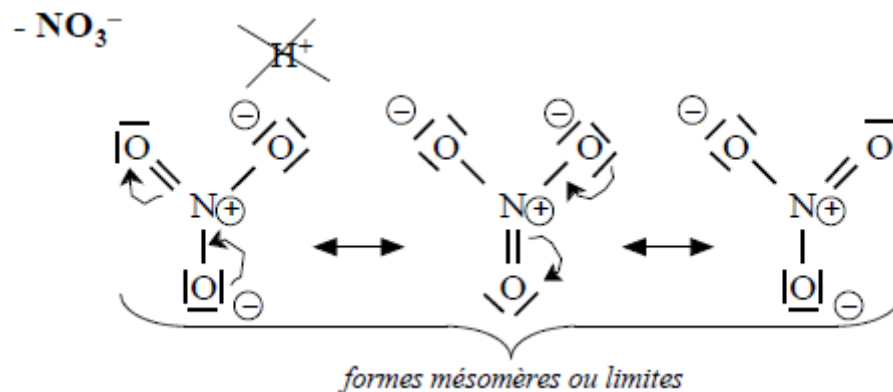
$_{15}\text{P} : \dots / 3s^2 3p^3 \Rightarrow 5 \text{ électrons de valence}$



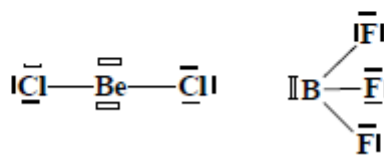
• **Mésomérie**



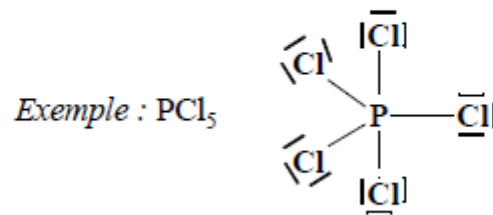
Les liaisons O–O ne sont ni simples, ni doubles $\Rightarrow$ longueur et énergie sont intermédiaires (indice de liaison moyen : $N_l = \frac{1+2}{2} = 1,5$)



- Octet étendu et hypervalence : non respect de la règle de l'octet.
- Pour les éléments de la deuxième période $\Rightarrow$ la règle de l'octet est respectée.
Exceptions : le béryllium Be dans BeCl_2 ou le bore B dans BF_3 .



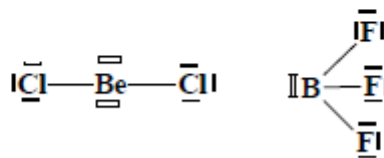
- Pour les autres éléments de la classification périodique : la règle de l'octet n'est pas toujours respectée : extension de l'octet $\Rightarrow$ Hypervalence.



(10 e^- autour de P : hypervalence)

10

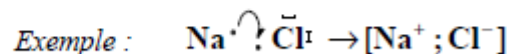
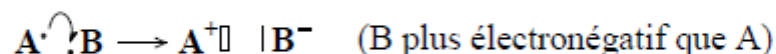
- Octet étendu et hypervalence : non respect de la règle de l'octet.
- Pour les éléments de la deuxième période $\Rightarrow$ la règle de l'octet est respectée.
Exceptions : le béryllium Be dans BeCl_2 ou le bore B dans BF_3 .



3) Liaison ionique : $\Delta \text{EN grand} > 2$ (EN = électronégativité).

Condition : une très forte différence d'électronégativité entre les deux atomes.

Il y a un transfert total d'un ou de plusieurs électrons de l'élément le moins électronégatif vers l'élément le plus électronégatif $\Rightarrow$ formation de deux ions :



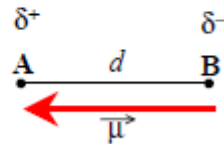
$$\text{EN}(\text{Cl}) = 3,1 ; \text{EN}(\text{Na}) = 0,9$$

4) Liaison covalente polaire dans un composé A-B.

A et B ont des électronégativités différentes :

⇒ déplacement du nuage électronique vers l'élément le plus électronégatif (*par exemple B*);

⇒ apparition de charges partielles δ^+ sur A et δ^- sur B.



Par convention, le vecteur $\vec{\mu}$ est orienté de la charge **négative** vers la charge **positive**.

⇒ apparition de moment dipolaire réel : $\|\vec{\mu}\| = |\text{charge}| \cdot \text{distance}$

$$\|\vec{\mu}\| = |e \cdot \delta| \cdot d$$

dans une liaison covalente polaire

Si la liaison est purement IONIQUE : $\Rightarrow \delta = 1$; $[A^+ ; B^-] \Rightarrow \mu_i = |e| \cdot d$ (en C.m)

$$\Rightarrow \mu_{\text{ionique}} \text{ (en C.m)} = \mu_i = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot d_{(\text{m})} = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot d_{(\text{\AA})} \cdot 10^{-10} = 1,6 \cdot 10^{-29} \cdot d_{(\text{\AA})}$$

or $1 \text{ Debye} = \frac{1}{3} \cdot 10^{-29} \text{ C.m} \Rightarrow \mu_i \text{ (en Debye)} = 1,6 \times 3 \cdot d_{(\text{\AA})} = 4,8 \cdot d_{(\text{\AA})}$

- Détermination du pourcentage de caractère ionique (% i) d'une liaison covalente A-B polaire (A et B sont des éléments monovalents).

Le pourcentage de caractère ionique (% i) d'une liaison A-B est lié à la valeur de δ :

- si $\delta = 0$: la liaison est covalente à 100 % $\Rightarrow (\% i) = 100 \delta = 0 \%$
- si $\delta = 1$: la liaison est ionique à 100 % $\Rightarrow (\% i) = 100 \delta = 100 \%$

Comme : $\mu_{\text{réel}} = |\delta \cdot e| \cdot d$ on en déduit : $\delta = \frac{\mu_{\text{réel}}}{|e| \cdot d} = \frac{\mu_{\text{réel}}}{\mu_i}$

$$(\% i) = 100 \delta = \frac{\mu_{\text{réel}}}{\mu_i} \times 100$$

avec : $\mu_{\text{réel}} = \frac{(\% i)}{100} \cdot \mu_i$

Exemple : H-F

$$\mu_{\text{réel}} = 1,98 \text{ D} = 6,60 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$$

$$\mu_i = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot d_{(\text{m})} = 14,72 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$$

$$d = 0,92 \text{ \AA} = 0,92 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

$$\mu_i = 4,8 \cdot d_{(\text{\AA})} = 4,42 \text{ D}$$

$$(\% i) = \frac{\mu_{\text{réel}}}{\mu_i} \times 100 = \frac{1,98}{4,42} \times 100 = 45 \%$$

$$\delta = 0,45 \Rightarrow +0,45 \text{ H} - \text{F}^{-0,45}$$

1.4. Limites et insuffisances du modèle de Lewis.

Le modèle de Lewis :

- permet d'interpréter d'une façon satisfaisante les mécanismes fondamentaux de formation et de rupture des liaisons.
- n'explique pas les propriétés magnétiques des molécules ou des ions moléculaires.
- n'apporte pas d'éléments sur l'orientation géométrique des liaisons, la différence de comportement entre les liaisons σ et les liaisons π .

2. Géométrie des édifices covalents. Règles de GILLESPIE.

Ce n'est pas une nouvelle théorie de la liaison, mais un procédé de raisonnement (simple et efficace) qui permet de prévoir de **façon qualitative** la géométrie des petites molécules covalentes. Ce modèle est basé sur **la répulsion des paires électroniques de la couche de valence**.

V. S. E. P. R.
(Valence Shell Electron Pair Repulsion)



A : atome central
X : atome lié à A
m : nombre d'atomes X liés à A
E : doublet libre autour de A
n : nombre de doublets libres autour de A

Règles de Gillespie

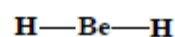
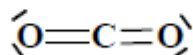
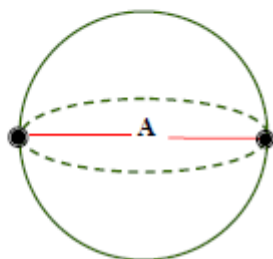
- 1) Tous les doublets (liants et libres) de la couche de valence de l'atome central A sont placés à la surface d'une sphère centrée sur le noyau.
- 2) Les doublets d'électrons se positionnent de telle sorte que les répulsions électroniques soient minimales (les doublets sont situés aussi loin que possible les uns des autres).



m + n	Géométries de base
2	linéaire
3	triangulaire plane
4	tétraédrique
5	bipyramide trigonale
6	octaédrique



Géométrie de base linéaire



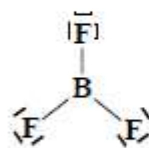
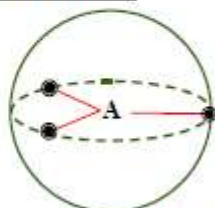
La géométrie adoptée est celle qui éloigne au maximum les deux doublets

$$\Rightarrow \alpha = 180^\circ$$

Molécule linéaire

AX₃

Géométrie de base triangulaire plane

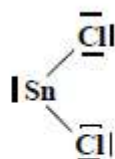
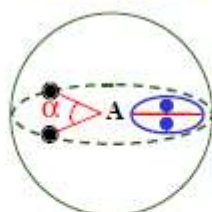


$\alpha = 120^\circ$
Molécule triangulaire plane

Exemple : BF3

AX₂E

$\alpha < 120^\circ$



Molécule coudée ou angulaire

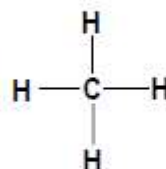
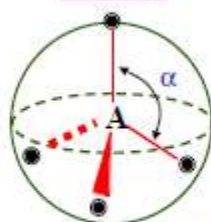
Exemple : SnCl2

Un doublet libre E occupe un volume supérieur à celui d'un doublet liant au voisinage de l'atome central $\Rightarrow \alpha \searrow$; $\alpha < 120^\circ$

18

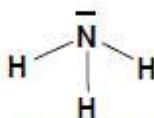
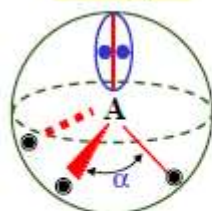
AX₄

Géométrie de base tétraédrique



Exemple : CH4
 $\alpha = 109^\circ 28'$

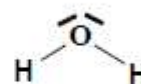
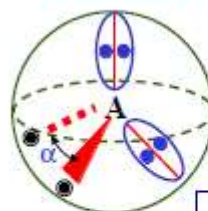
AX₃E



Pyramide trigonale

Exemple : NH3
 $\alpha = 107^\circ$

AX₂E₂

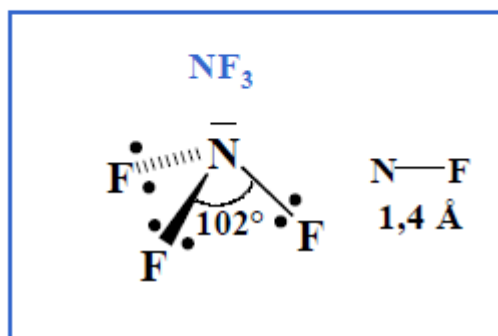
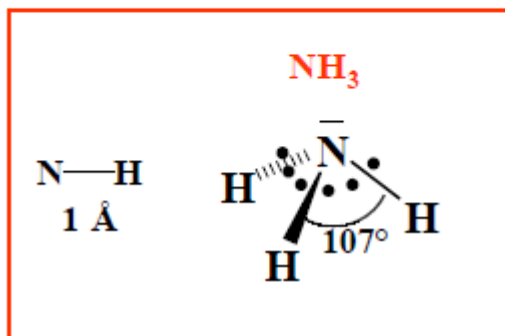


Molécule coudée en forme de V ou angulaire

Exemple : H2O
 $\alpha = 104^\circ$

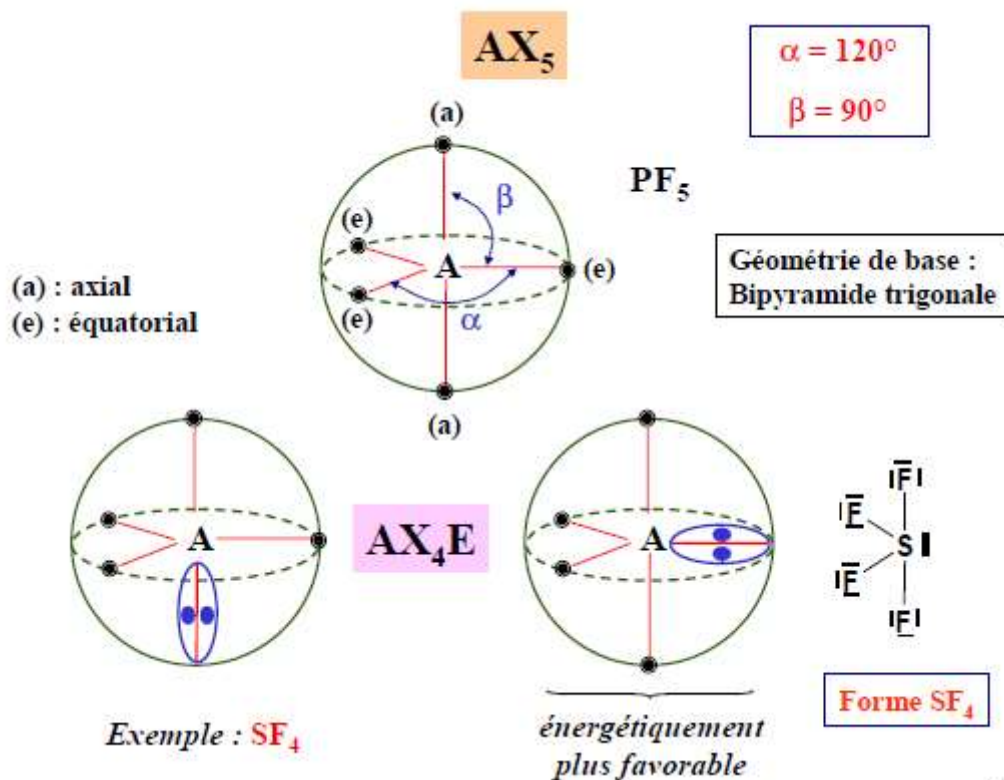
19

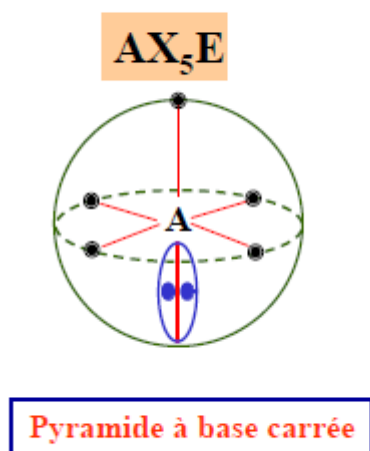
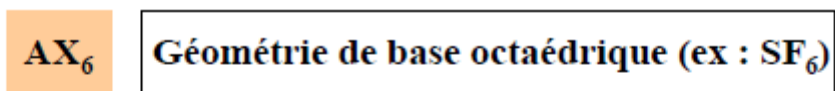
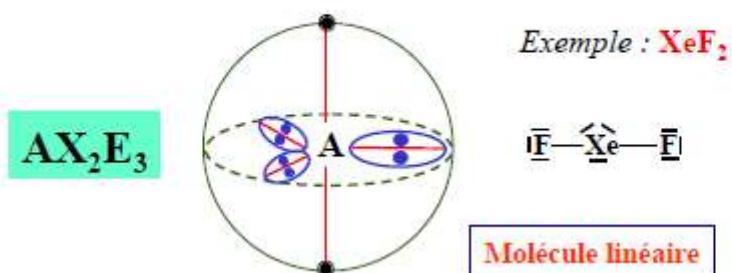
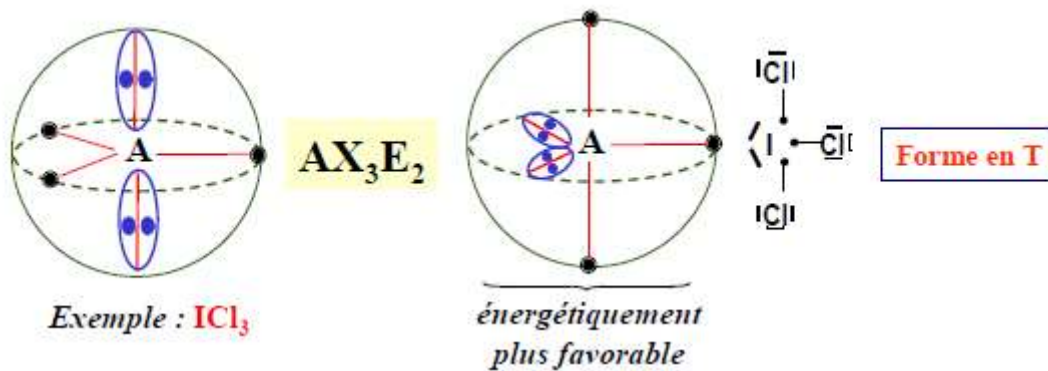
AX₃E



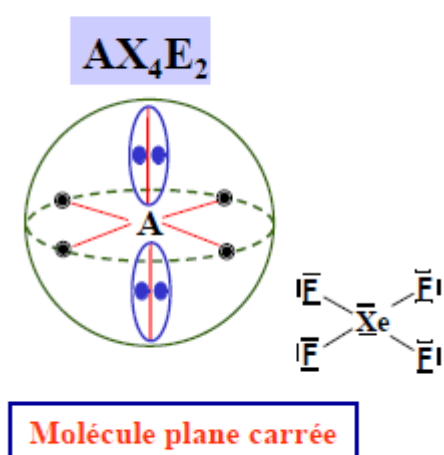
$$\alpha_{\text{NH}_3} > \alpha_{\text{NF}_3}$$

$\text{EN}(\text{F}) > \text{EN}(\text{H}) \Rightarrow$ les doublets liants dans NH_3 sont localisés au voisinage de N
 $\Rightarrow$ répulsion entre les doublets liants $\nearrow \Rightarrow \alpha \nearrow$

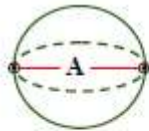




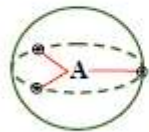
Exemple : BrF₅



Exemple : XeF₄



2 doublets AX_2
linéaire : $\alpha = 180^\circ$



3 doublets AX_3
triangle plan : $\alpha = 120^\circ$, mais aussi AX_2E_1
 $\Rightarrow \alpha < 120^\circ$



4 doublets AX_4
tétraèdre : $\alpha = 109^\circ 28'$, mais aussi AX_3E_1 et
 $AX_2E_2 \Rightarrow \alpha < 109^\circ 28'$



5 doublets AX_5
 $\alpha = 120^\circ$, $\beta = 90^\circ$
bipyramide à base triangulaire, mais aussi :
 AX_4E_1 , AX_3E_2 et AX_2E_3



6 doublets AX_6
octaèdre : $\alpha = 90^\circ$,
mais aussi : AX_5E_1 , AX_4E_2 , AX_3E_3 et
 AX_2E_4

3. Théorie des orbitales moléculaires.

Méthode : C.L.O.A. : Combinaison Linéaire des Orbitales Atomiques.

3.1. Règles générales.

Diagramme d'énergie des orbitales moléculaires.

La répartition des électrons de la molécule dans les orbitales moléculaires suit les règles données pour les orbitales atomiques :

- remplissage prioritaire des niveaux d'énergie les plus bas (remplissage par énergie croissante);
- sur un même niveau : remplissage du plus grand nombre possible d'orbitales avec des spins parallèles (Règle de Hund).

1) Les orbitales moléculaires sont obtenues par **combinaison linéaire d'orbitales atomiques** :

- d'énergies voisines ($\Delta E < 12 \text{ eV}$)
- de symétries compatibles (**recouvrement non nul**)

2) Le nombre des orbitales moléculaires (O.M.) est égal au nombre des orbitales atomiques (O.A.) utilisées dans la combinaison linéaire.

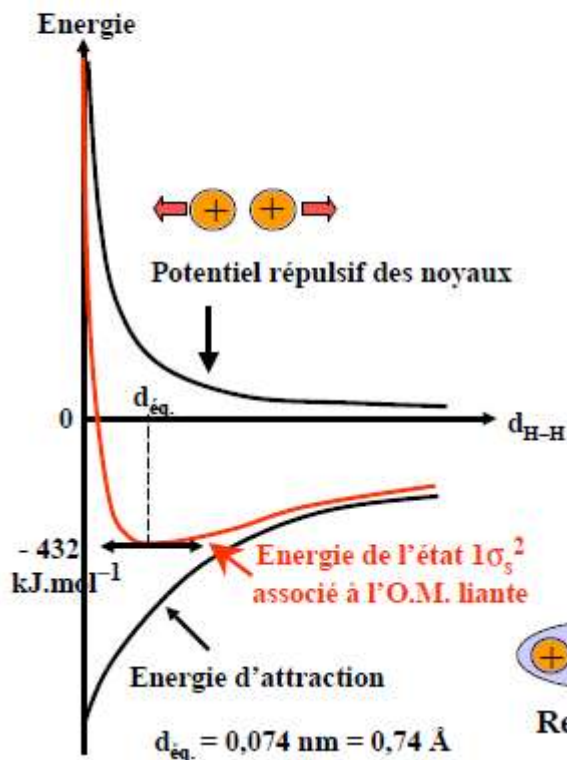
3) Types d' O.M. :

- O.M. liantes**
- O.M. antiliantes**
- O.M. non liantes**

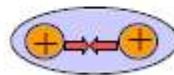
4) Le nombre des électrons dans les O.M. est égal au nombre des électrons dans les O.A.

3.2. Cas de la molécule du dihydrogène H_2 .

3.2.1. Variation de l'énergie en fonction de la distance H-H.



- L'énergie potentielle du système formé par les deux atomes varie en fonction de leur distance.
- Elle est minimale pour la distance d'équilibre d_{eq} .
- Pour écarter ou rapprocher les deux atomes à partir de leur distance d'équilibre, il faut fournir un travail. Ce travail augmente l'énergie potentielle du système.

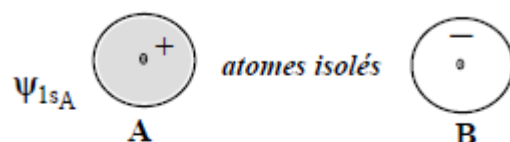


Recouvrement des deux O.A.

26

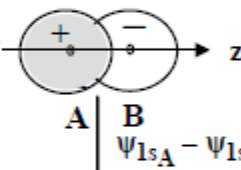
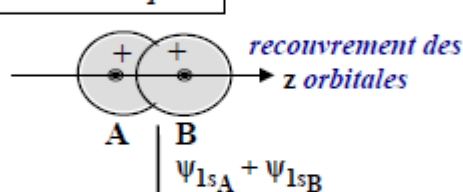
3.2.2. Combinaison des orbitales 1s dans H_2 .

L'orbitale s est de symétrie sphérique car sa valeur en un point ne dépend que de la distance de ce point au noyau.



Le signe - correspond à la fonction $(-\psi_{1sB})$

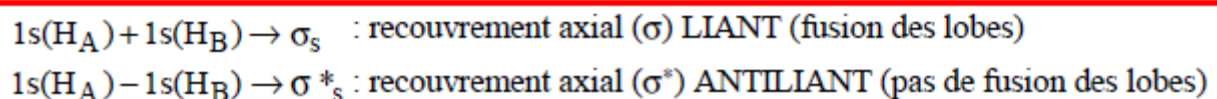
Orbitales en phase



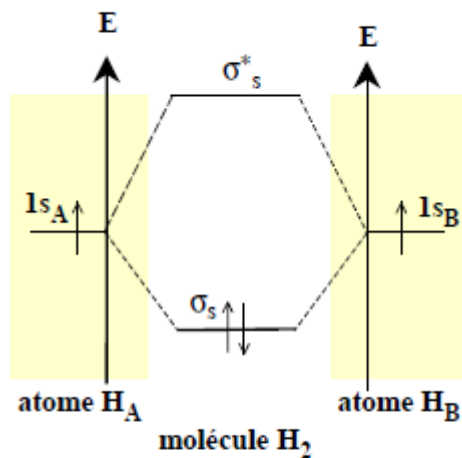
Orbitales en opposition de phase

Plan nodal

Volumes symbolisant la distribution électronique



3.2.3. Diagramme des orbitales moléculaires de H_2 .



σ_s : orbitale moléculaire liante
 σ_s^* : orbitale moléculaire antiliante

- Configuration électronique de H_2 : $\sigma_s^2, \sigma_s^{*0}$
- Indice de liaison N_l
 $N_l = 1/2 (\text{nb } e^- \text{ OM liantes} - \text{nb } e^- \text{ OM antiliantes})$
 $N_l = 1/2 (2 - 0) = 1$

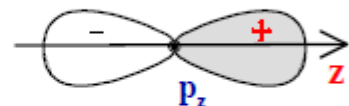
Diagramme d'énergie des O.M.

- 2 O.A. $\Rightarrow$ 2 O.M.
- Nombre des e^- dans les O.M. = nombre des e^- dans les O.A. = 2
- Les règles de Klechkowski, Hund et Pauli s'appliquent.

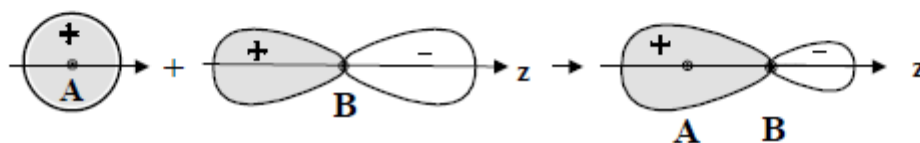
3.3. Combinaison des orbitales s et p .

3.3.1. Recouvrement axial d'une orbitale s d'un atome A et d'une orbitale p_z d'un atome B.

(par convention : l'axe internucléaire est l'axe z)

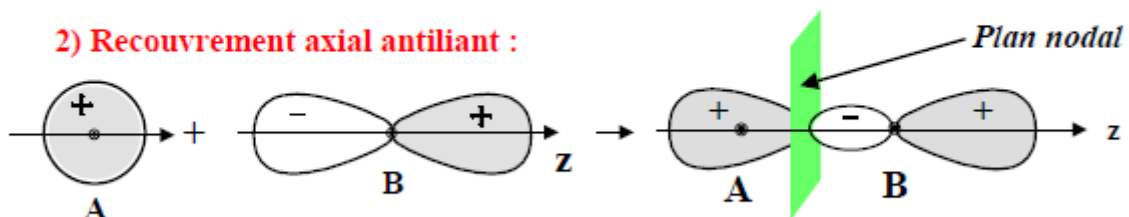


1) Recouvrement axial liant :



$s_{(A)} - p_{z(B)} \rightarrow \sigma_{sp}$: recouvrement liant (fusion des 2 lobes)

2) Recouvrement axial antiliant :

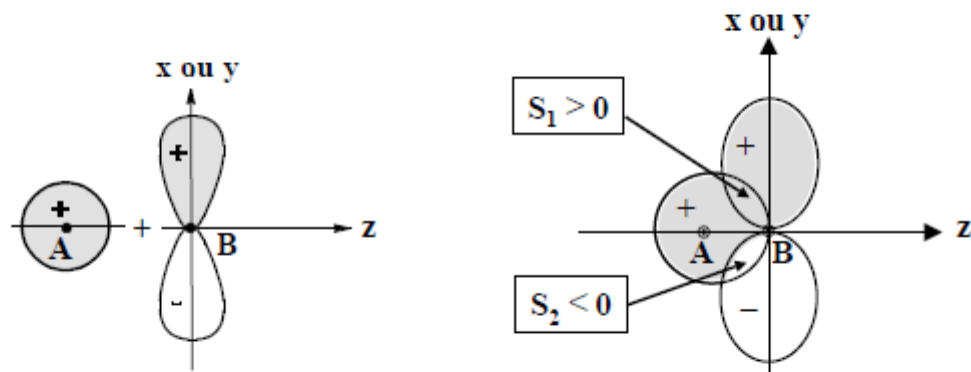


$s_{(A)} + p_{z(B)} \rightarrow \sigma_{sp}^*$: recouvrement antiliant

3.3.2. Recouvrement entre une orbitale s et une orbitale p_x ou p_y .

$$s(A) + p_{x,y}(B) \rightarrow \text{rien (pas de recouvrement)}$$

(les symétries des O.A. ne sont pas compatibles)



$$\text{L'intégrale de recouvrement : } S = S_1 + S_2 = 0 \\ \Rightarrow \text{recouvrement NUL (non liant)}$$

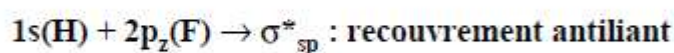
3.3.3. Application : cas du fluorure d'hydrogène HF.

1) Données : $E_{1s}(H) = -13,6 \text{ eV}$; $E_{2s}(F) = -43 \text{ eV}$; $E_{2p}(F) = -20 \text{ eV}$

2) Combinaisons linéaires des O.A. :

- pas de combinaison linéaire entre $1s(H)$ et $2s(F)$, car $\Delta E > 12 \text{ eV}$
- pas de combinaison entre $1s(H)$ et $2p_x$ ou $2p_y(F)$, car le recouvrement est nul ($S = 0$)
- combinaison linéaire entre $1s(H)$ et $2p_z(F)$
 - $\Delta E = 6,4 \text{ eV}$
 - recouvrement axial non nul (recouvrement possible)

3) Le nombre des O.M. = le nombre des O.A. = 2



4) Forme des O.M. σ_{sp} et σ_{sp}^* (voir 3.3.1.)

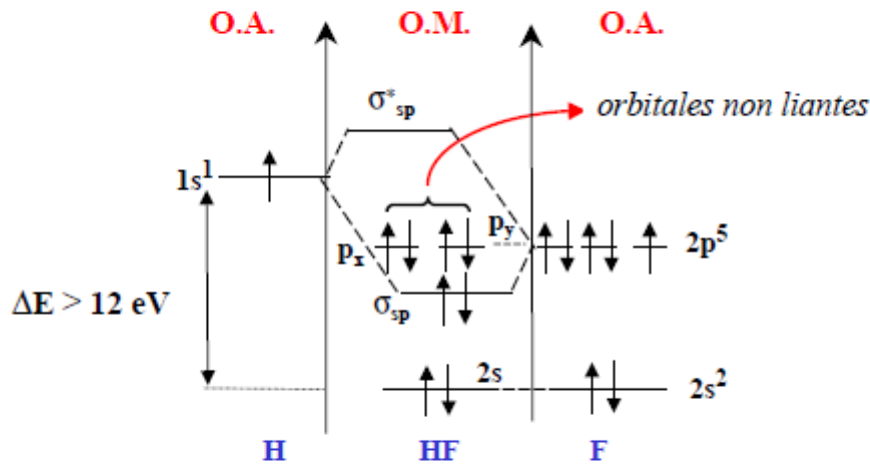
5) Diagramme d'énergie des O.M. de HF.

Données en eV :

$$E_{1s}(H) = -13,6; E_{2s}(F) = -43; E_{2p}(F) = -20$$

$\Rightarrow$

Pas de combinaison linéaire
entre $1s(H)$ et $2s(F)$, car
 $\Delta E > 12 \text{ eV}$



Configuration électronique : ... / $2s^2, \sigma_{sp}^2, (p_x^2, p_y^2), \sigma_{sp}^{*0}$

$$\text{Indice de liaison } N_l = \frac{2-0}{2} = 1$$

La liaison H-F est polarisée : les électrons liants sont plus proches de F que de H $\Rightarrow$ liaison covalente polaire.

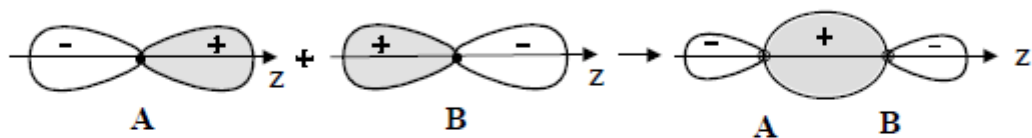
$$\begin{array}{cc} +\delta & -\delta \\ \text{H} - \text{F} & \delta = 0,45 \end{array}$$

32

3.4. Combinaison des orbitales p_x, p_y, p_z .

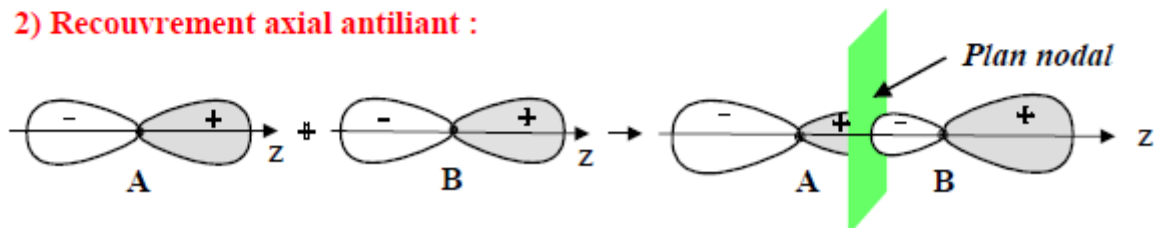
3.4.1. Recouvrement axial de deux orbitales p_z appartenant à 2 atomes A et B.

1) Recouvrement axial liant :



$p_z(A) - p_z(B) \rightarrow \sigma_z$: recouvrement axial LIANT (fusion de 2 lobes)

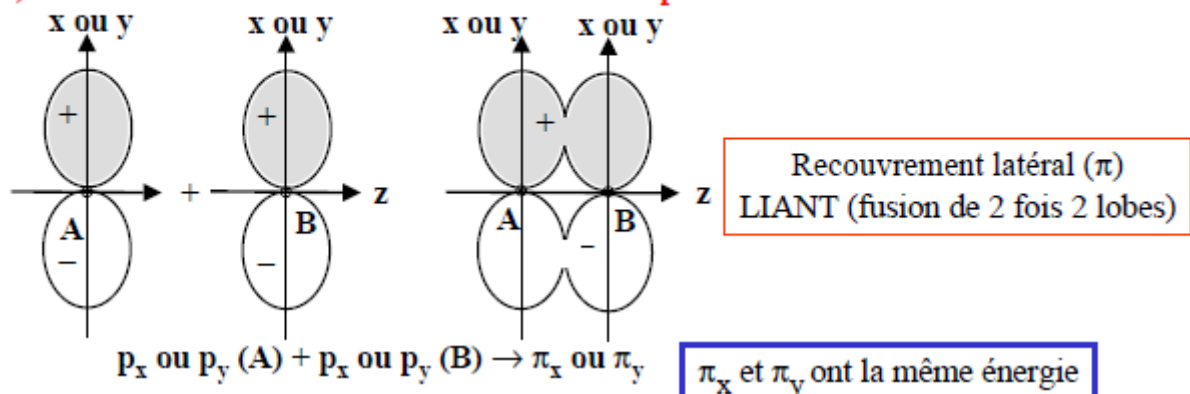
2) Recouvrement axial antiliant :



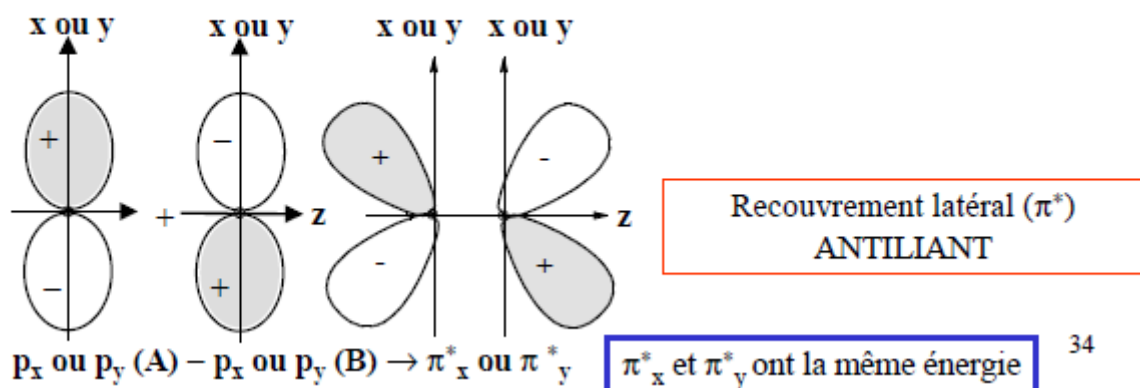
$p_z(A) + p_z(B) \rightarrow \sigma_z^*$: recouvrement axial ANTILIANT (pas de fusion de lobes)

3.4.2. Recouvrement latéral de deux orbitales p_x ou p_y appartenant à 2 atomes A et B.

1) Recouvrement latéral liant entre 2 orbitales parallèles.



2) Recouvrement latéral antiliant entre 2 orbitales parallèles.



3.5. Applications.

3.5.1. Dioxygène : O_2

- On s'intéresse uniquement aux O.A. de valence des deux atomes O_A et O_B (ici 2s et 2p).
- Données : $E_{2s}(O) = -34 \text{ eV}$; $E_{2p}(O) = -17 \text{ eV}$ (voir tableau en fin de paragraphe 3)
- Pas de combinaison linéaire entre $2s(O_A)$ et $2p_z(O_B)$, car $\Delta E > 12 \text{ eV}$
- Le nombre des O.M. = le nombre des O.A. = 8

- $2s(O_A) \pm 2s(O_B) \rightarrow \sigma_s \text{ et } \sigma_s^*$
- $2p_x(O_A) \pm 2p_x(O_B) \rightarrow \pi_x \text{ et } \pi_x^*$
- $2p_y(O_A) \pm 2p_y(O_B) \rightarrow \pi_y \text{ et } \pi_y^*$
- $2p_z(O_A) \pm 2p_z(O_B) \rightarrow \sigma_z \text{ et } \sigma_z^*$

5) Forme des orbitales moléculaires :

$\sigma_s \text{ et } \sigma_s^* \Rightarrow$ comme dans H_2 (voir 3.2.2.)

$(\pi_x \text{ et } \pi_y) \text{ et } (\pi_x^* \text{ et } \pi_y^*) \Rightarrow$ Recouvrement latéral liant et antiliant (voir 3.4.2.)

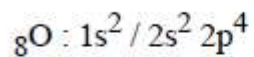
$\sigma_z \text{ et } \sigma_z^* \Rightarrow$ Recouvrement axial liant et antiliant (voir 3.4.1.)

6) Ordre énergétique :

$$\sigma_s < \sigma_s^* < \sigma_z < \pi_x = \pi_y < \pi_x^* = \pi_y^* < \sigma_z^*$$

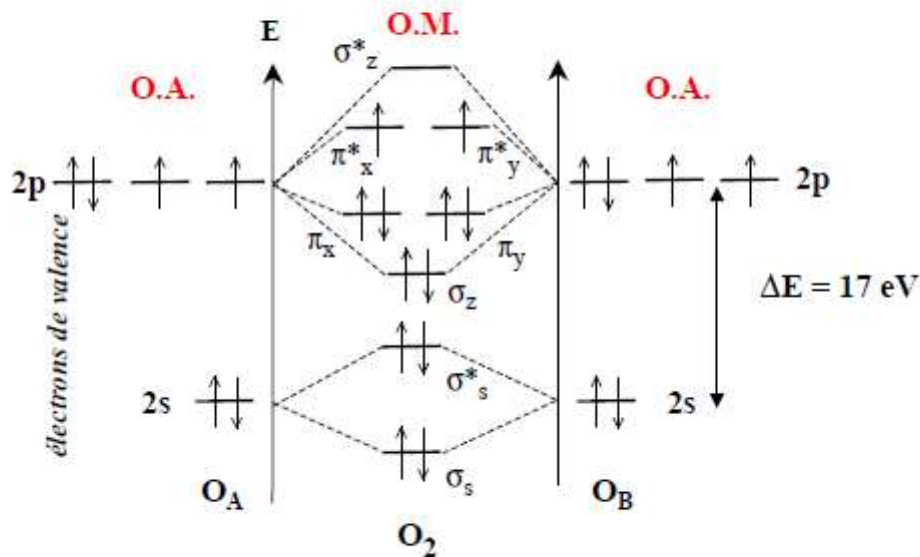
35

7) Diagramme d'énergie des O.M. de O_2 : **Cas $\Delta E_{(2s/2p)} > 12 \text{ eV}$**



$\Delta E_{(2s/2p)} > 12 \text{ eV}$: pas de recouvrement entre 2s et $2p_z$

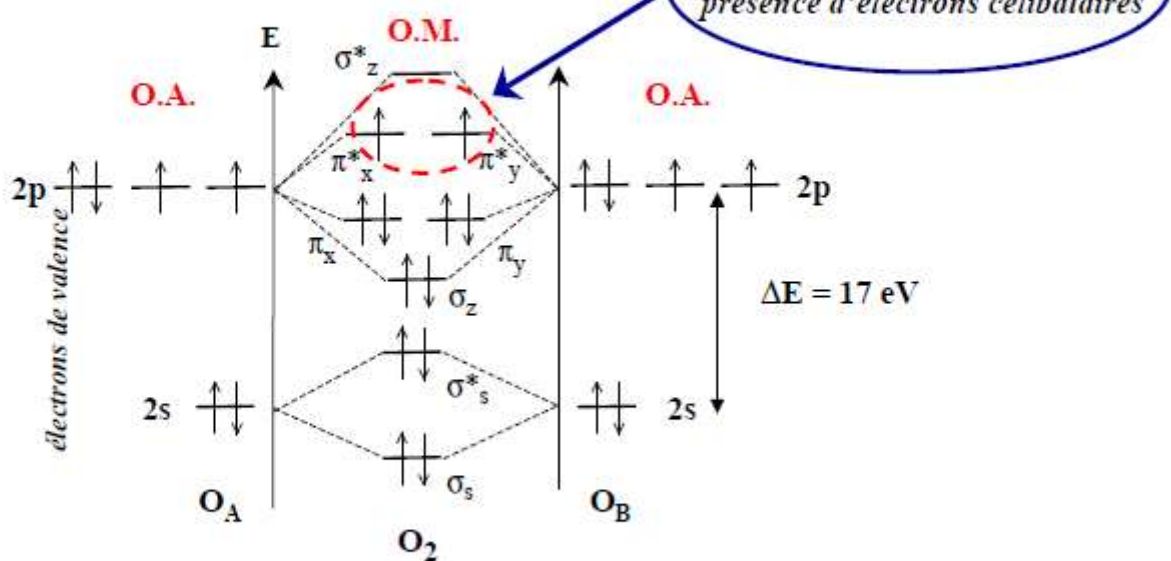
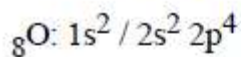
$E(\sigma_z) < E(\pi_x, \pi_y)$



Configuration électronique de la molécule O_2 :
 $\sigma_s^2, \sigma_s^{*2}, \sigma_z^2, (\pi_x^2, \pi_y^2), (\pi_x^{*1}, \pi_y^{*1}), \sigma_z^{*0}$

36

Exemple : O_2



Configuration électronique de la molécule O_2 :
 $\sigma_s^2, \sigma_s^{*2}, \sigma_z^2, (\pi_x^2, \pi_y^2), (\pi_x^{*1}, \pi_y^{*1}), \sigma_z^{*0}$

37

Indice (ou ordre) de liaison :

$$N_l = \frac{(\text{nb électrons O.M. liantes} - \text{nb électrons O.M. antiliantes})}{2}$$

Dans O_2 l'indice de liaison est : $N_l = \frac{8-4}{2} = 2$

Lorsque l'indice de liaison N_l augmente :

- ⇒ 1 - l'énergie de dissociation E_{diss} de la liaison augmente
- ⇒ 2 - la distance interatomique (longueur de liaison) diminue

Molécule	N_l	E_{diss} (kJ.mol ⁻¹)	Longueur de liaison (Å)
F_2	1	153	1,41
O_2	2	494	1,21
O_2^+	2,5	652	1,12
N_2^+	2,5	853	1,12
N_2	3	945	1,10

38

3.5.2. Diazote : N_2

- 1) On s'intéresse uniquement aux O.A. de valence ($2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$) de 2 atomes d'azote.
- 2) Données : $E_{2s}(N) = -26 \text{ eV}$; $E_{2p}(N) = -15 \text{ eV}$. Comme la différence d'énergie ΔE entre E_{2s} et E_{2p_z} est inférieure à 12 eV, on doit aussi envisager les C.L.O.A. entre les orbitales $2s$ et $2p_z$.
- 3) Le nombre des O.M. = le nombre des O.A. = 8
 - $2p_x(N_A) \pm 2p_x(N_B) \rightarrow \pi_x \text{ et } \pi_x^*$
 - $2p_y(N_A) \pm 2p_y(N_B) \rightarrow \pi_y \text{ et } \pi_y^*$
 - $2s(N_A) \pm 2s(N_B) \pm 2p_z(N_A) \pm 2p_z(N_B) \rightarrow \sigma_s, \sigma_s^*, \sigma_z \text{ et } \sigma_z^*$
- 4) L'expérience montre que l'énergie des O.M. suit l'ordre :

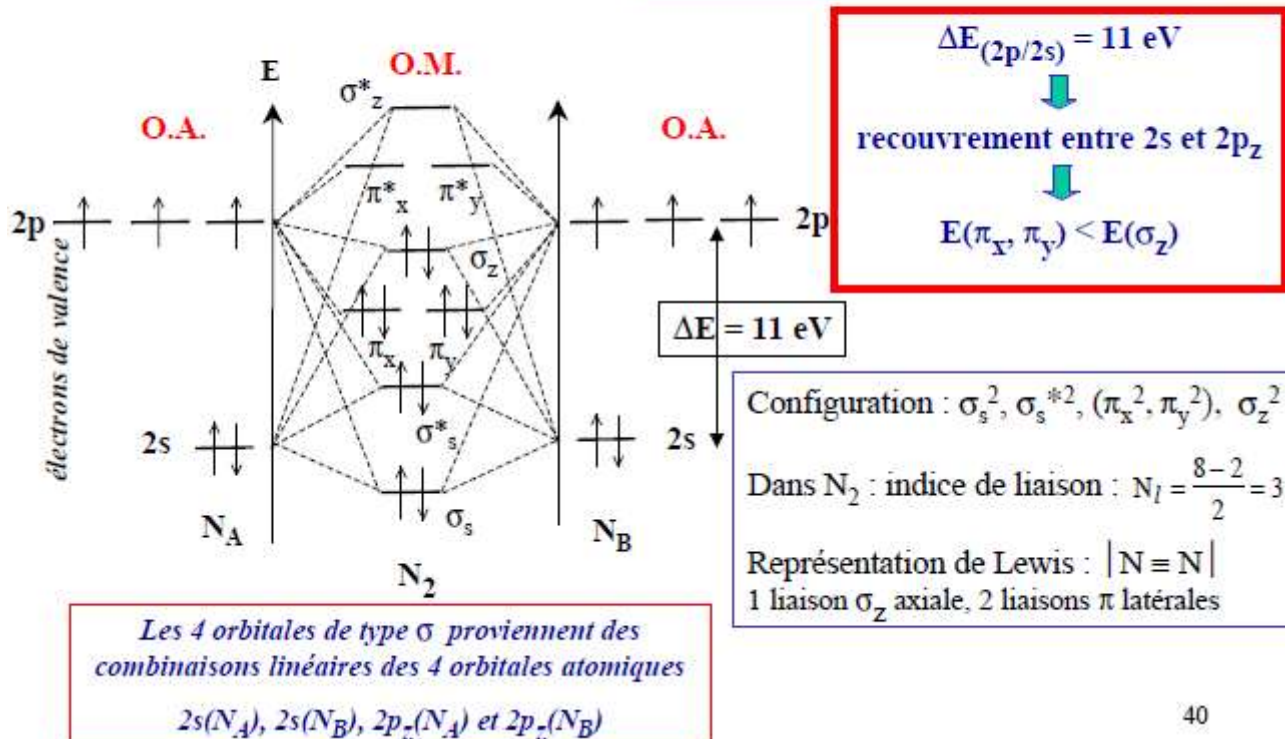
$$\sigma_s < \sigma_s^* < \pi_x = \pi_y < \sigma_z < \pi_x^* = \pi_y^* < \sigma_z^*$$

5) Diagramme d'énergie des O.M. de N₂.

Azote : Z = 7 : 1s² / 2s² 2p³

Données :

$$E_{2s}(N) = -26 \text{ eV} ; E_{2p}(N) = -15 \text{ eV}$$



40

Energie (eV) des orbitales atomiques de valence de quelques éléments

	2s	2p	3s	3p
N	-26	-15	-	-
O	-34	-17	-	-
F	-43	-20	-	-
P	-	-	-19	-11
S	-	-	-24	-12
Cl	-	-	-29	-14