

CHAPITRE II : LIAISONS CHIMIQUES

Plan de cours

1. Théorie de la liaison chimique
2. Différents types de liaisons chimiques. Liaisons localisées : Liaisons covalentes. Liaisons ioniques. Liaisons semi-polaire et complexe.
3. Liaisons délocalisées : Molécules conjuguées. Liaisons métalliques.
4. Les états de la matière : Etat désordonné : Gaz parfaits et réels. Liquides. Solides amorphes.
5. Etat ordonné : Cristaux moléculaires. Cristaux covalents et macromolécules. Cristaux ioniques. Cristaux métalliques

Objectifs

- Comprendre le processus de formation d'une liaison chimique et son incidence sur la nature, la géométrie et les propriétés réactives des molécules.

1. Théorie des orbitales moléculaires.

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

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'énergie voisines ($\Delta E < 12\text{eV}$)
- De symétries compatibles (recouvrement non nul)

2) Le nombre des orbitales moléculaires (O.M.) est égale 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.

Combinaison des orbitales 1s dans H₂.

L'orbitale s est de symétrie sphérique

$1s(H_A) + 1s(H_B) \rightarrow \sigma_s$: recouvrement axial (σ) LIANT (fusion des lobes)

$1s(H_A) - 1s(H_B) \rightarrow \sigma_s^*$: recouvrement axial (σ^*) ANTILIAN (pas de fusion des lobes)

Combinaison des orbitales 1s dans H₂.

L'orbitale s est de symétrie sphérique.

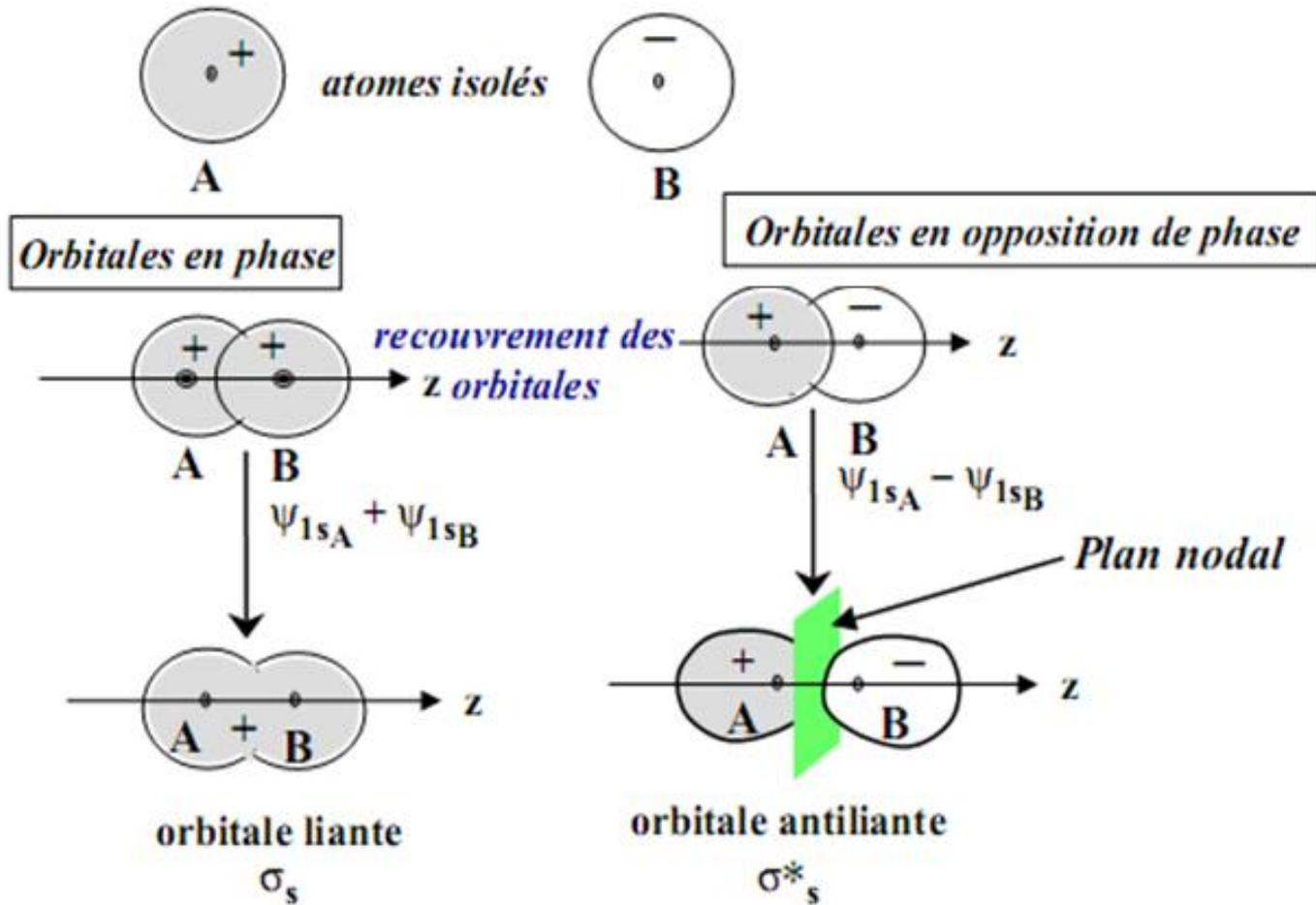
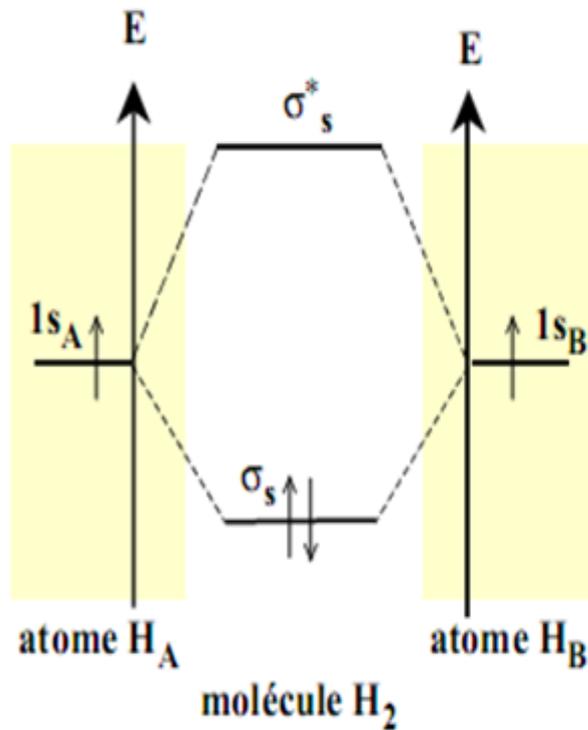


Diagramme des orbitales moléculaires de H₂.



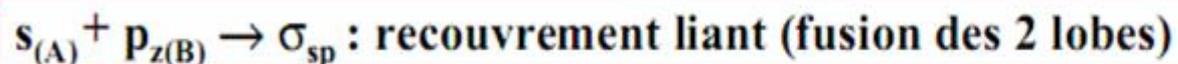
σ_s : orbitale moléculaire liante
 σ_s^* : orbitale moléculaire antiliante

- Configuration électronique de H₂ : $\sigma_s^2, \sigma_s^{*0}$
- Indice de liaison N_l
 $N_l = 1/2 (\text{nb } e^- \text{ OM liantes} - \text{nb } e^- \text{ OM antiliantes})$
 $N_l = 1/2 (n - n^*) = 1/2 (2 - 0) = 1$

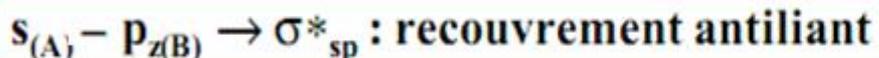
Combinaison des orbitales s et p .

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

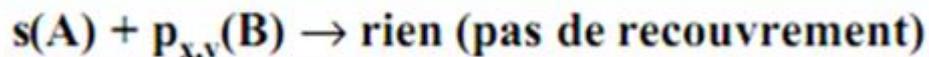
1) Recouvrement axial liant :



2) Recouvrement axial antiliant :

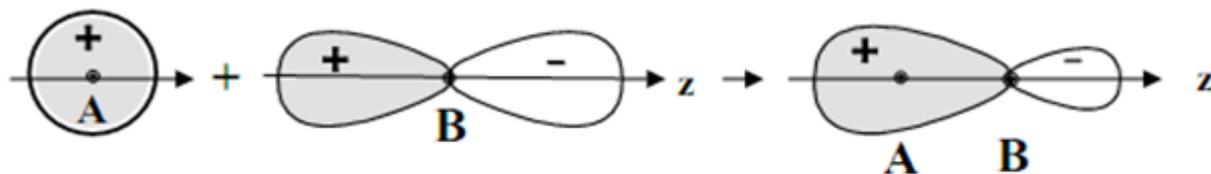


Recouvrement entre une orbitale s et une orbitale p_x ou p_y .

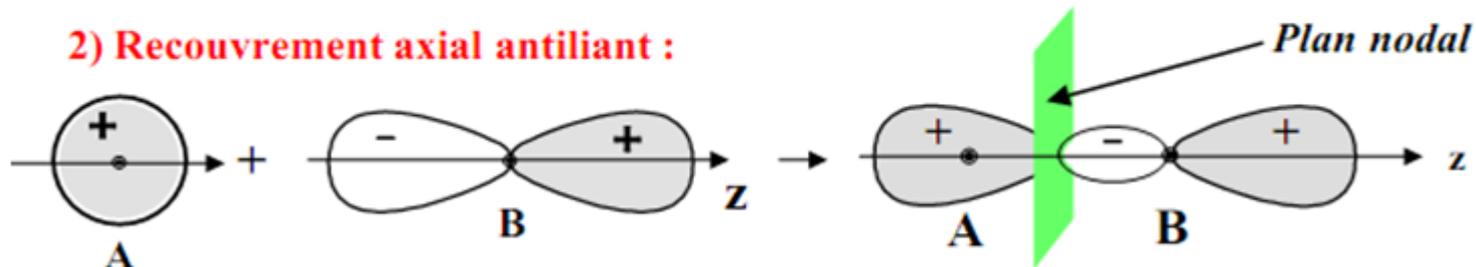


(les symétries des O.A. ne sont pas compatibles)

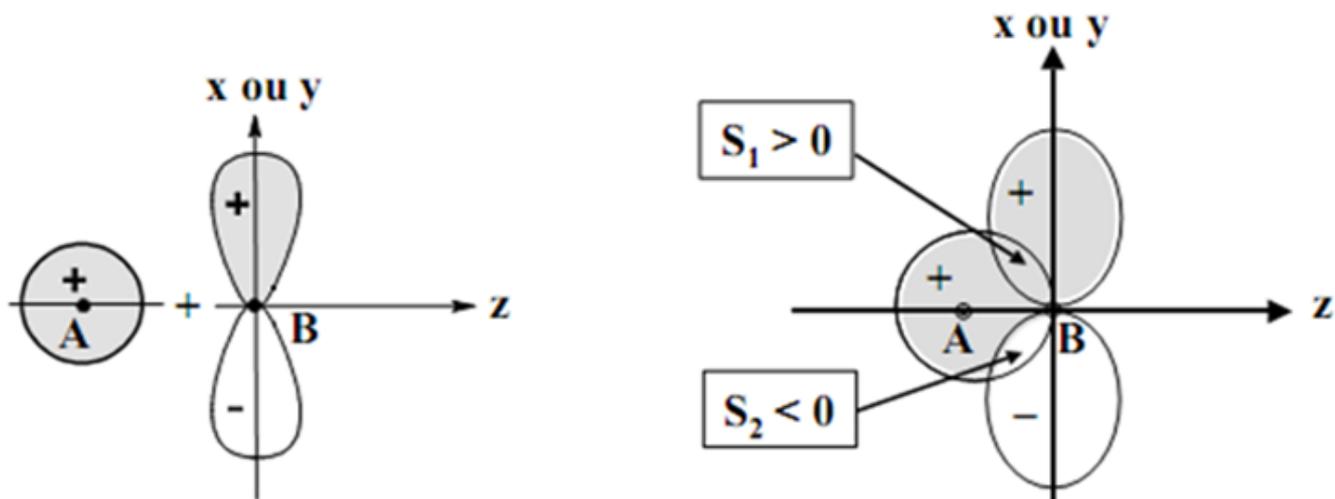
1) Recouvrement axial liant :



2) Recouvrement axial antiliant :



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



Application : cas du fluorure d'hydrogène HF.

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

2) Combinaisons linéaires des O.A. :

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

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

$1s(\text{H}) + 2p_z(\text{F}) \rightarrow \sigma_{sp}$: recouvrement liant

$1s(\text{H}) - 2p_z(\text{F}) \rightarrow \sigma_{sp}^*$: recouvrement antiliant

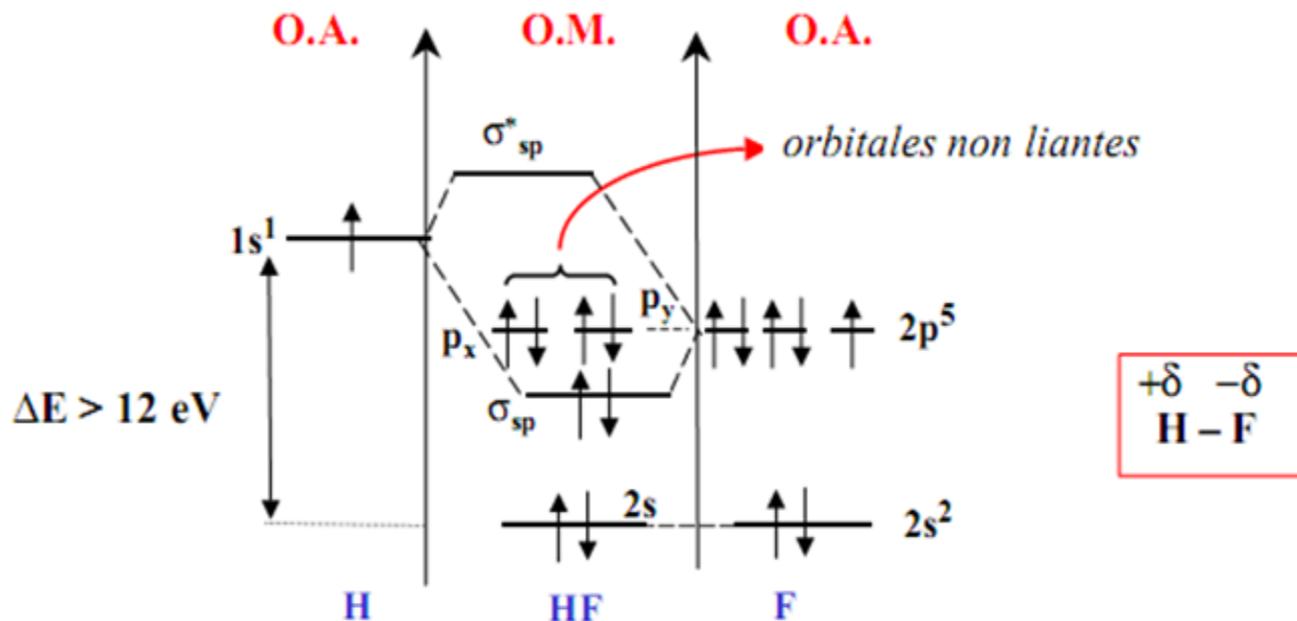
Diagramme d'énergie des O.M. de HF.

Données en eV :

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

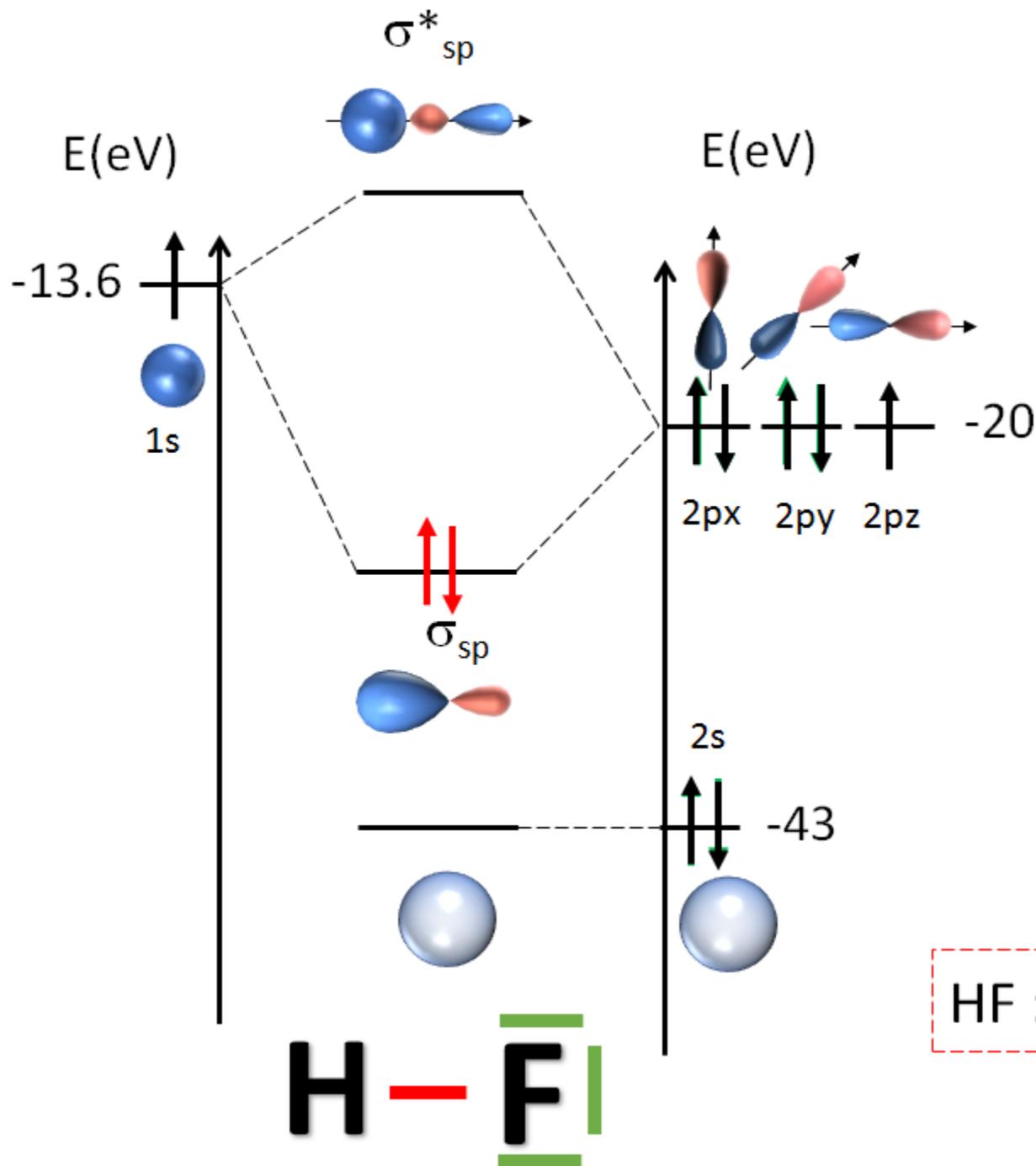
⇒

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



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

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



Fluorure d'hydrogène

- pas de combinaison linéaire des orbitales 1s(H) et 2s(F), car $\Delta E = 26.4$ eV
 - pas de combinaison linéaire des orbitales 2px ou 2py (F), le recouvrement est nul
 - combinaison linéaire des orbitales 1s(H) et 2pz (F) car $\Delta E = 6,4$ eV (recouvrement maximal)
- $1s(H) + 2pz(F) \rightarrow \sigma_{sp}$
 $1s(H) - 2pz(F) \rightarrow \sigma_{sp}^*$



$N_l = 1/2 (e - e^*) :$

Combinaison des orbitales p_x, p_y, p_z .

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

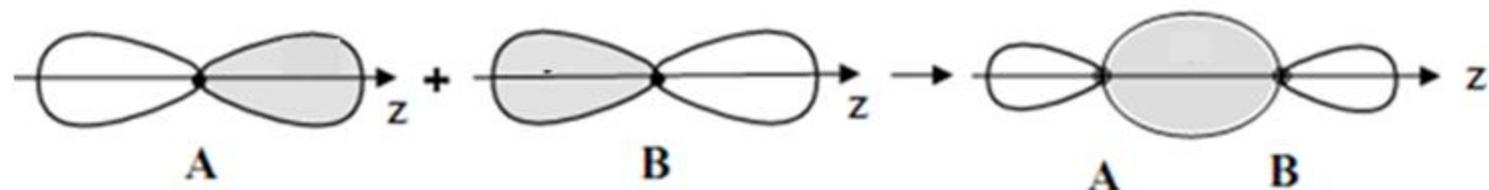
1) Recouvrement axial liant :

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

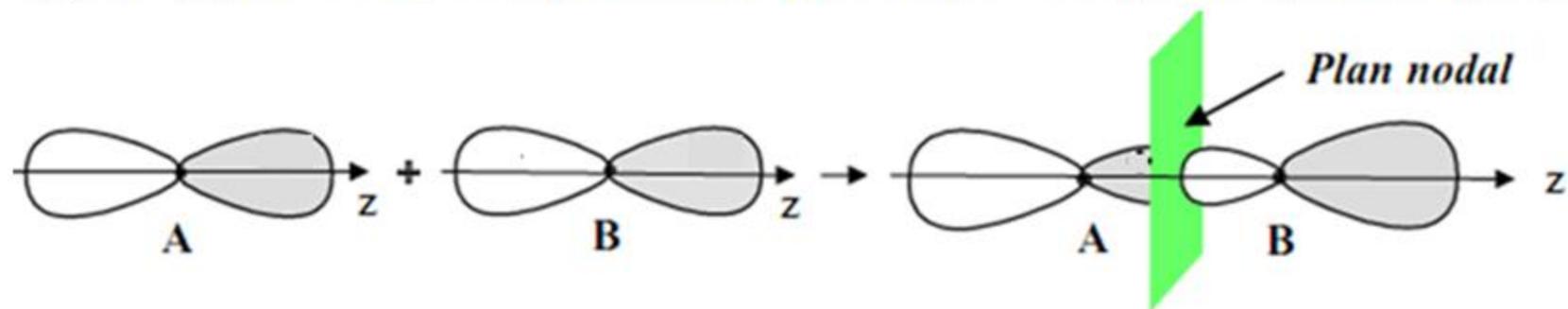
2) Recouvrement axial antiliant :

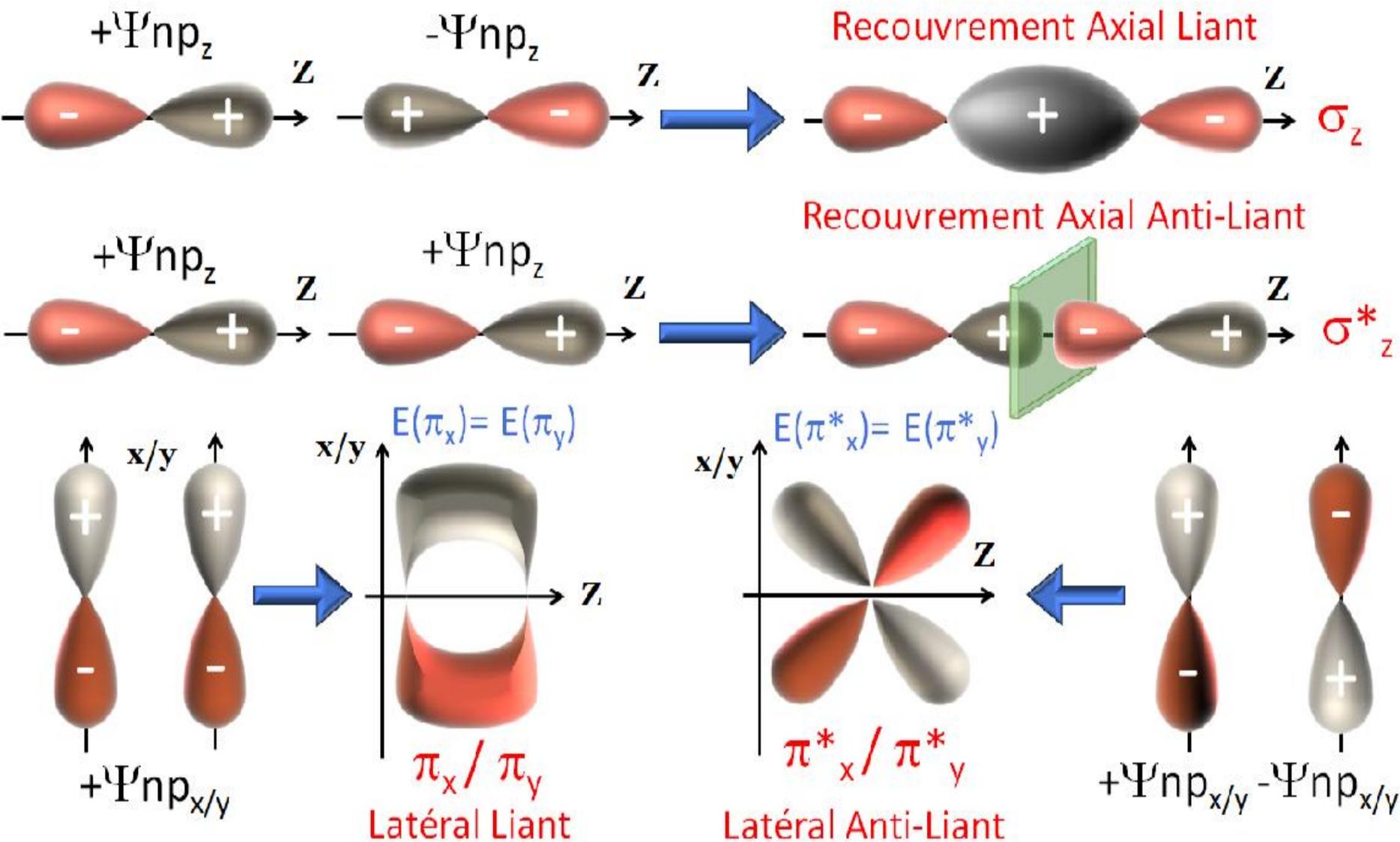
$p_z(A) - p_z(B) \rightarrow \sigma_z^*$: recouvrement axial ANTILIAN (pas de fusion de lobes)

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



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

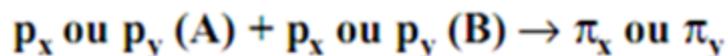




Recouvrement latéral de deux orbitales p_x ou p_y appartenant à 2 atomes A et B.

1) Recouvrement latéral liant entre 2 orbitales parallèles.

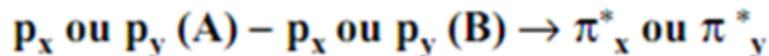
Recouvrement latéral (π)
LIANT (fusion de 2 fois 2 lobes)



π_x et π_y ont la même énergie

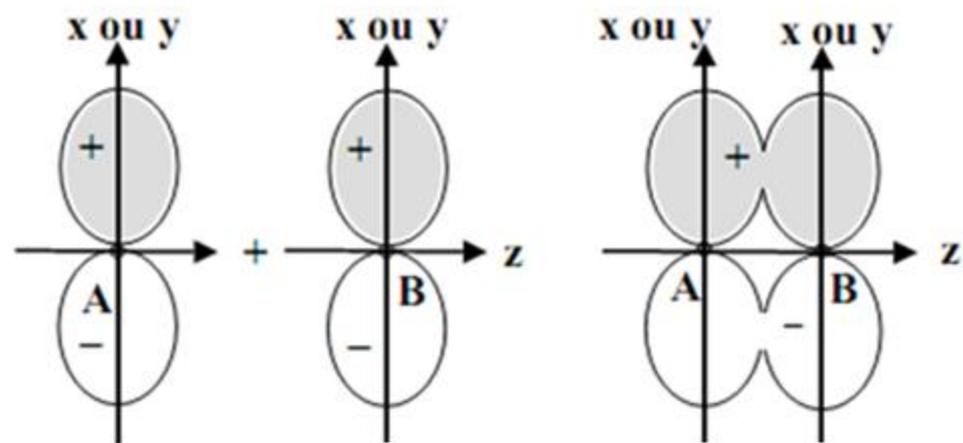
2) Recouvrement latéral antiliant entre 2 orbitales parallèles.

Recouvrement latéral (π^*)
ANTILIAN

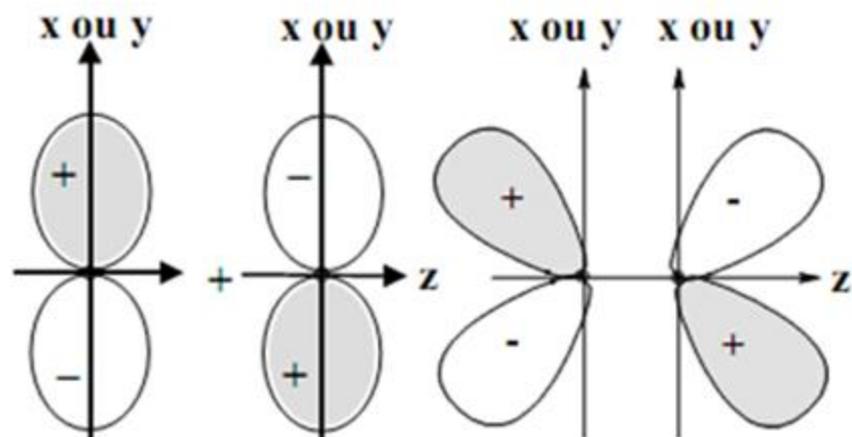


π_x^* et π_y^* ont la même énergie

p_x ou p_y (A) + p_x ou p_y (B) \rightarrow π_x ou π_y



p_x ou p_y (A) - p_x ou p_y (B) \rightarrow π_x^* ou π_y^*



Applications.

Dioxygène : O_2

1) On s'intéresse uniquement aux O.A. de valence des deux atomes O_A et O_B (2s et 2p).

2) Données : $E_{2s}(O) = -34 \text{ eV}$; $E_{2p}(O) = -17 \text{ eV}$

3) Le nombre des O.M. = le nombre des O.A. = 8

• $2s(O_A) \pm 2s(O_B) \rightarrow \sigma_s \text{ et } \sigma_s^*$ (Recouvrement axial liant et antiliant)

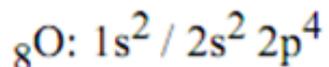
• $2p_x(O_A) \pm 2p_x(O_B) \rightarrow \pi_x \text{ et } \pi_x^*$
(Recouvrement latéral liant et antiliant)

• $2p_y(O_A) \pm 2p_y(O_B) \rightarrow \pi_y \text{ et } \pi_y^*$

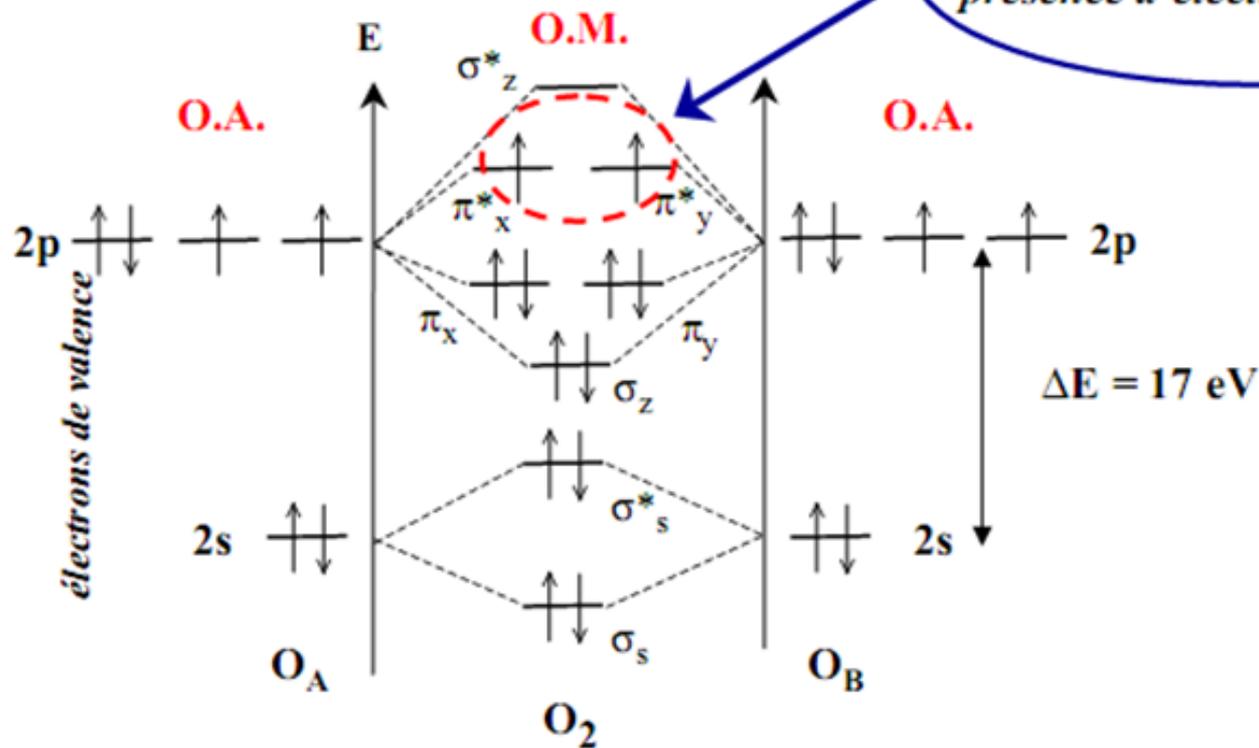
• $2p_z(O_A) \pm 2p_z(O_B) \rightarrow \sigma_z \text{ et } \sigma_z^*$ (Recouvrement axial liant et antiliant)

4) Ordre énergétique : $\sigma_s < \sigma_s^* < \sigma_z < \pi_x = \pi_y < \pi_x^* = \pi_y^* < \sigma_z^*$

Diagramme d'énergie des O.M. de O₂ :



*Molécule paramagnétique :
présence d'électrons célibataires*



Configuration électronique de la molécule O₂ :
 $\sigma_s^2, \sigma_s^{*2}, \sigma_z^2, (\pi_x^2, \pi_y^2), (\pi_x^{*1}, \pi_y^{*1}), \sigma_z^{*0}$

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

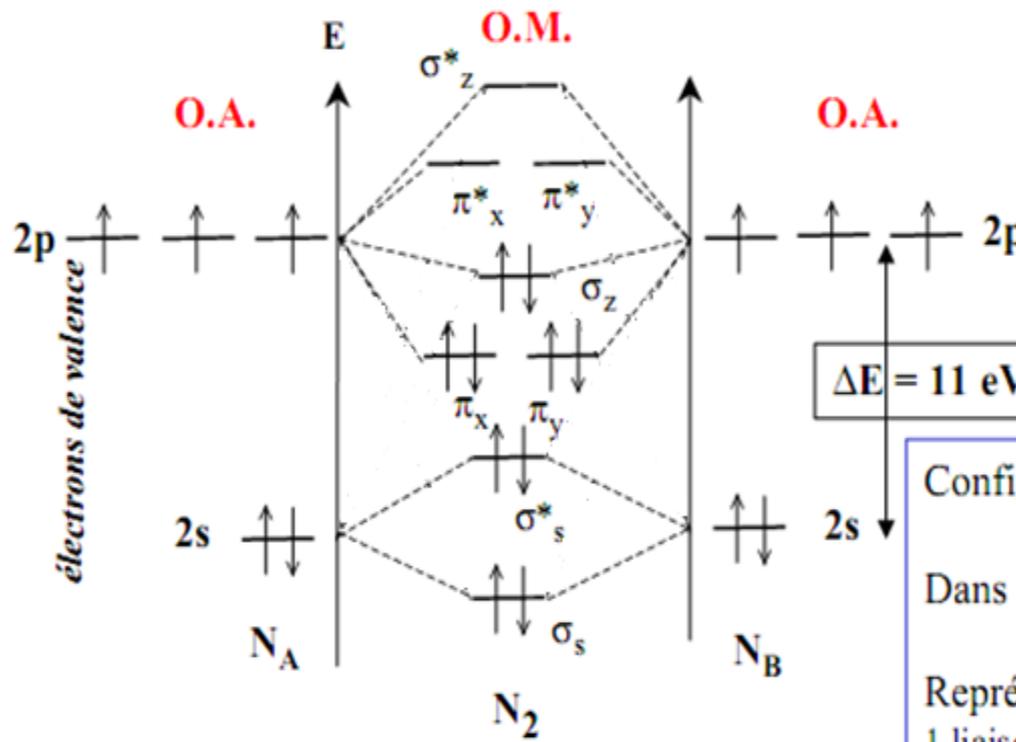
Molécule	N_l	E_{diss} (kJ.mol ⁻¹)	Longueur de liaison (Å)
F ₂	1	153	1,41
O ₂	2	494	1,21
O ₂ ⁺	2,5	652	1,12
N ₂ ⁺	2,5	853	1,12
N ₂	3	945	1,10

Diagramme d'énergie des O.M. de N₂.

Azote : $Z = 7 : 1s^2 / 2s^2 2p^3$

Données :

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



$$\Delta E_{(2p/2s)} = 11 \text{ eV}$$

recouvrement entre 2s et 2p_z

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

$$\Delta E = 11 \text{ eV}$$

Configuration : $\sigma_s^2, \sigma_s^{*2}, (\pi_x^2, \pi_y^2), \sigma_z^2$

Dans N₂ : indice de liaison : $N_l = \frac{8-2}{2} = 3$

Représentation de Lewis : $|\text{N} \equiv \text{N}|$
1 liaison σ_z axiale, 2 liaisons π latérales

N₂: molécule Diamagnétique

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

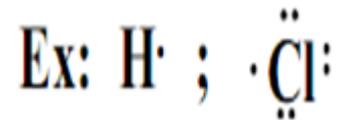
	2s	2p	3s	3p
N	-26	-15	-	-
O	-34	-17	-	-
F	-43	-20	-	-
P	-	-	-19	-11
S	-	-	-24	-12
Cl	-	-	-29	-14

2. Liaisons chimiques.

2.1. Schéma de Lewis.

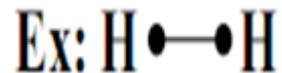
- Schéma de Lewis d'un atome.

Chaque atome est entouré d'un nombre de points égal au nombre d'électrons de valence.



-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.



2.2. 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 :

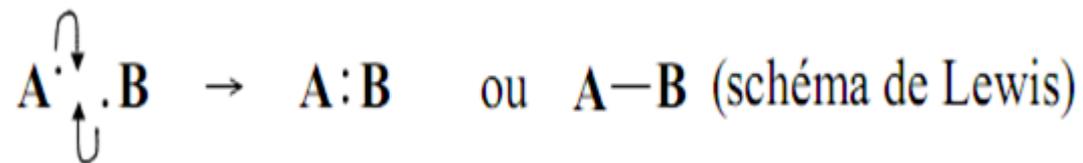
 \Rightarrow **OCTET**

2.3. 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.



Electronégativité

- Tendance d'un élément à **arracher**(**capter, gagner, prendre**) un ou plusieurs électrons.



Electropositivité

- Tendance d'un élément à **céder**(**libérer, donner, perdre**) un ou plusieurs électrons.



Tableau 1 : électronégativité dans l'échelle de Pauling de quelques atomes

Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2,0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5

Tableau 2: électronégativité des éléments selon la formule de Mulliken:

Li 1.15	Be 1.85	B 1.62	C 2.39	N 2.74	O 2.88	F 4.0
Na 1.08	Mg 1.42	Al 1.18	Si 1.81	P 2.14	S 2.37	Cl 3.17
K 0.91	Ca 0.79	Ga 1.21	Ge 1.78	As 2,08	Se 2.26	Br 2.90
Rb 0.87	Sr 0.80	In 1.14	Sn 1.60	Sb 1.83	Te 2.09	I 2.58

ELECTRONEGATIVITY

H 2,1																	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Li 1,0	Be 1,6											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0					
Na 0,9	Mg 1,2															Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5					
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1					
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1					

low

medium

high

low

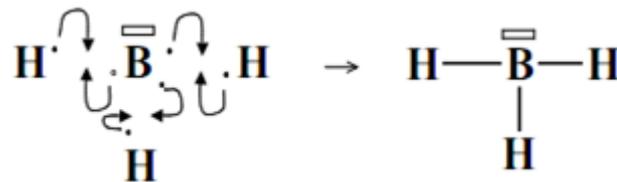
medium

high

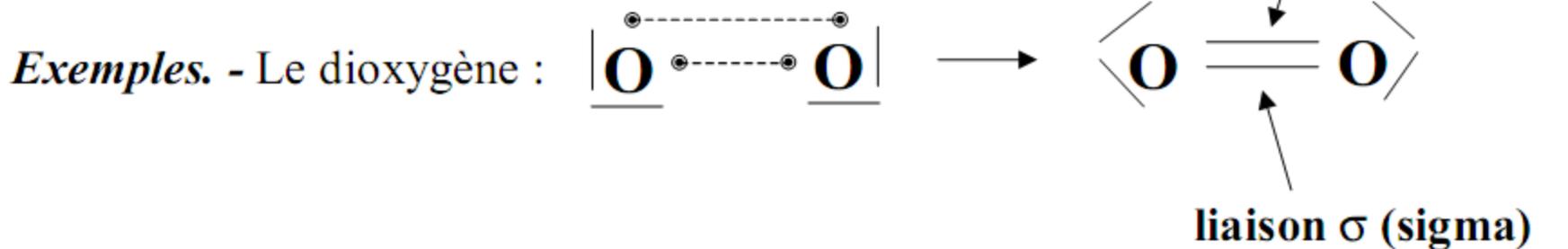


- Les doublets assurant des liaisons \Rightarrow doublets liants.
- Les doublets n'assurant pas de liaison \Rightarrow doublets non liants ou doublets libres.
- La formation de liaisons ne conduit pas nécessairement à la saturation de la couche externe par huit électrons.
- Il peut subsister dans la molécule des cases vides (orbitales) sur certains atomes.

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

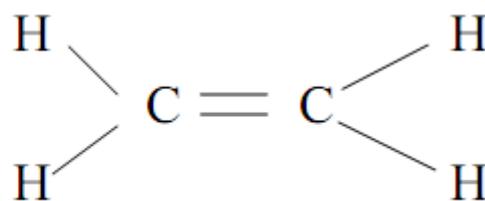
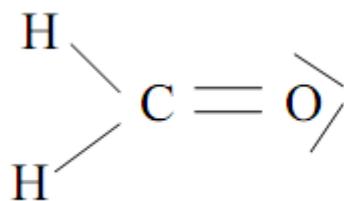
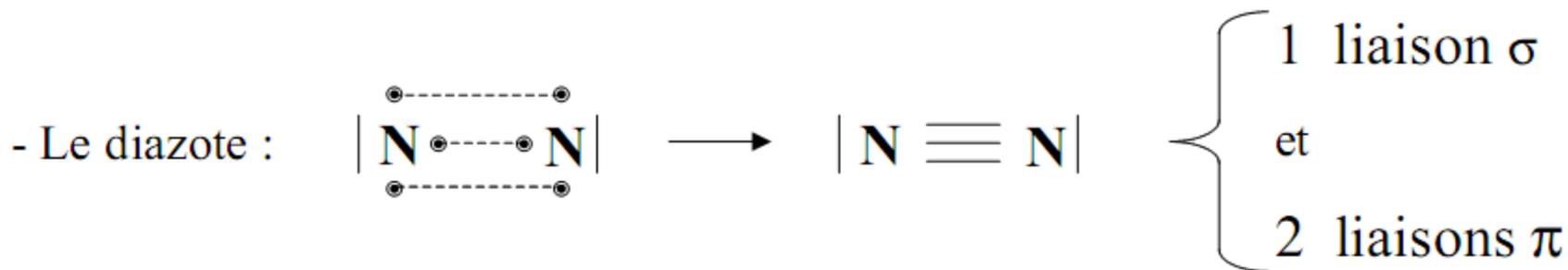


• **Liaisons covalentes multiples**



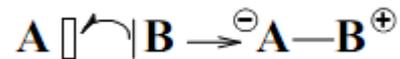
Les deux liaisons σ et π ne sont pas de même nature.

Elles ont des énergies différentes.

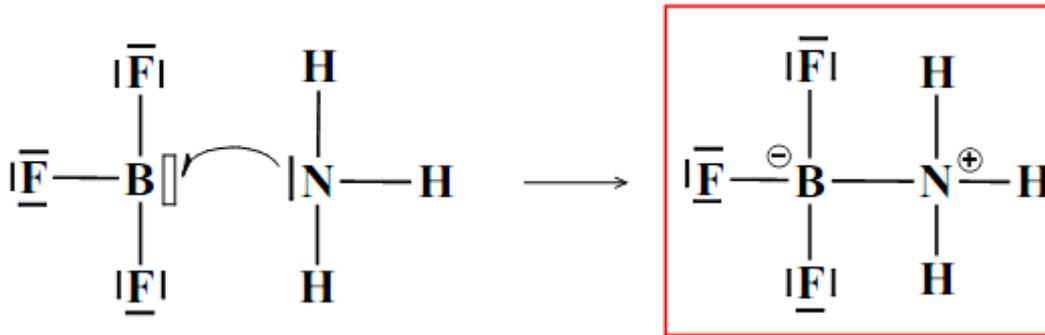


2// Liaison covalente dative.

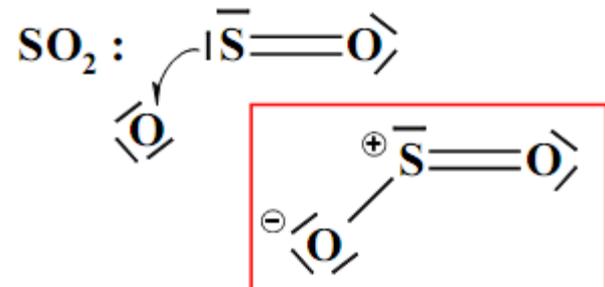
C'est une mise en commun d'électrons entre un atome B qui possède un doublet libre (non liant) et un autre atome A qui comporte une lacune électronique:

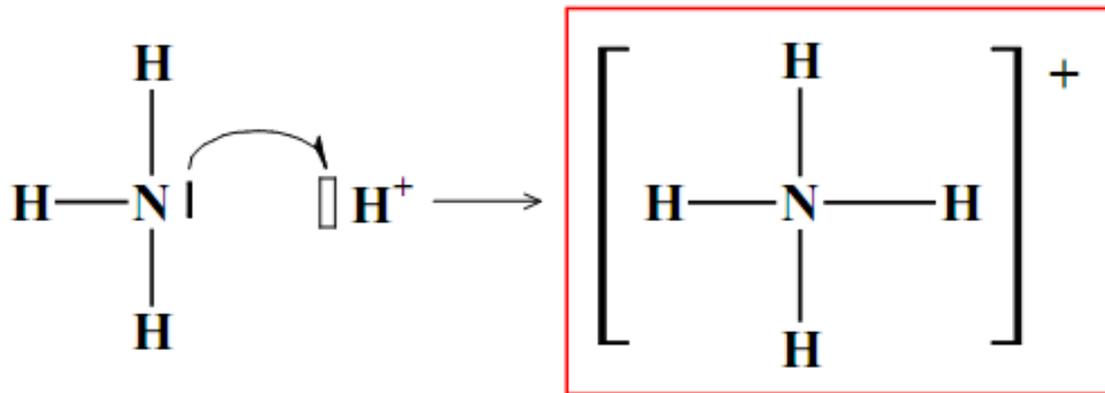


Exemples : le trifluorure de bore BF_3 et l'ammoniac NH_3 forment un composé d'addition.



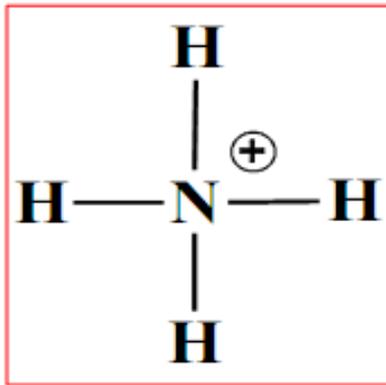
${}_{16}S : \dots / 3s^2 3p^4 \Rightarrow 6$ électrons de valence



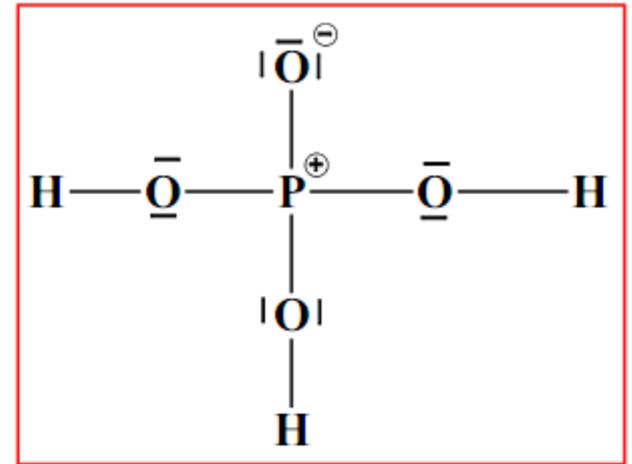
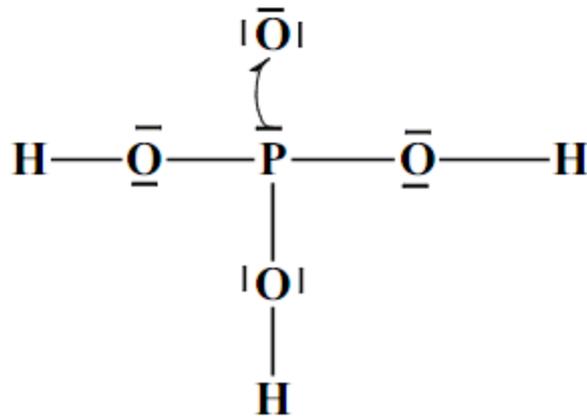


Les quatre liaisons N–H sont identiques

Autre représentation :

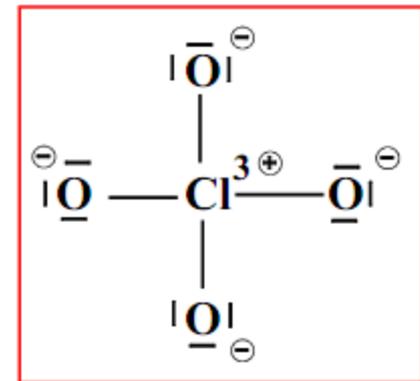
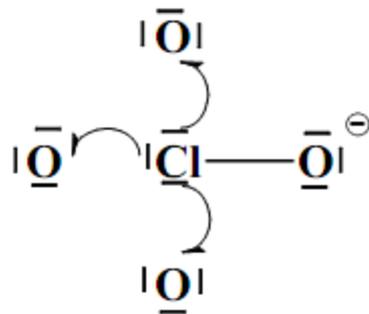


• H_3PO_4



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

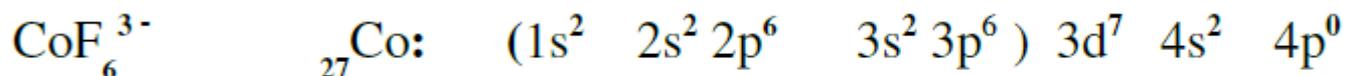
• ClO_4^-



$_{17}\text{Cl} : \dots / 3s^2 3p^5 \Rightarrow 7$ électrons de valence

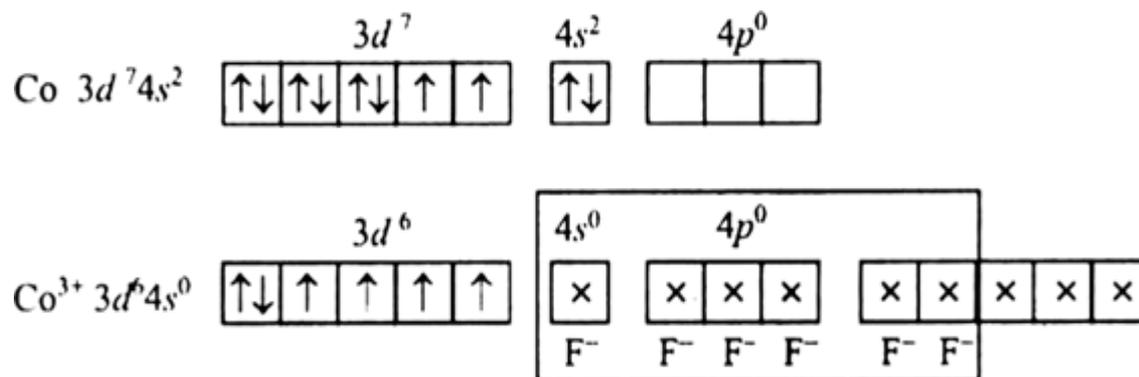
Liaison dans les complexes, règle des 18 e⁻

Elle concerne les métaux de transition pour lesquels il faut tenir compte des électrons d (3d, 4d, 5d).



La couche externe en $3d^6 \ 4s^0 \ 4p^0$ possède 6 électrons.

$\text{F}^- \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6$ Un doublet libre de chaque F^- occupe une lacune électronique du cobalt par liaison de covalence dative.



Il y a $5 \times 2 (e^- d) + 1 \times 2 (e^- s) + 3 \times 2 (e^- p) = 18 e^-$ autour de ${}_{27}\text{Co}^{3+}$

Co a la structure du krypton (${}_{36}\text{Kr}$). Il est stable; idem pour $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ et $\text{Ni}(\text{CO})_4$.

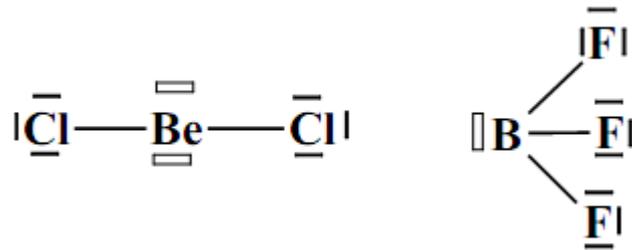
L'atome central est un acide de Lewis. Il possède plusieurs orbitales vacantes.

Les molécules ou ions disposant de paires électroniques libres sont des ligands.

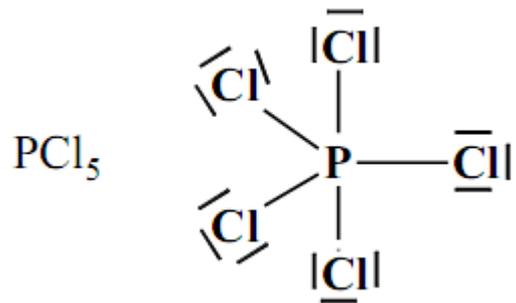
Ce sont des bases de Lewis. **Acide de Lewis + base de Lewis \rightarrow complexe**

Non respect de la règle de l'octet: Octet étendu et hypervalence.

- la règle de l'octet n'est pas toujours respectée.
- Exemple 1: Octet incomplet

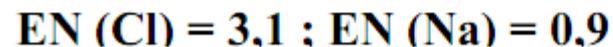
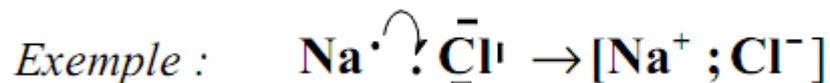


- Exemple 2: Extension de l'octet (hypervalence)



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

Il ya 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

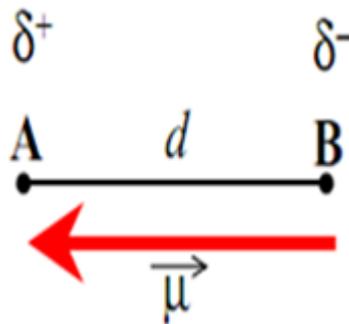


4) Liaison covalente dans un composé A-B.

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.



⇒ apparition de moment dipolaire réel: dans une liaison covalente polaire.

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 $\delta = 100\%$

- Caractère ionique:

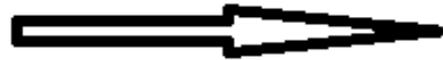
$$\delta = \frac{\mu_{\text{réel}}}{\mu_i} = \frac{\mu_{\text{réel}}}{|e|d}$$

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

Exemple : H-F

$$\mu_{\text{réel}} = 1,98 \text{ D}$$

$$d = 0,92 \text{ \AA}$$

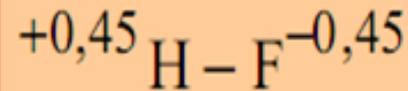


$$\mu_i = 4,8 \cdot d_{(\text{\AA})} = 4,42 \text{ D}$$

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

$$\delta = 0,45$$

\Rightarrow



*/L'unité de moment dipolaire est le **Debye** : $1 \text{ D} = 3,33564 \cdot 10^{-30} \text{ C.m.}$

Exercice V. 2. 9.

1. On considère les molécules HF, HCl, HBr et HI. Si la liaison entre l'hydrogène et l'halogène était purement ionique, quelle serait en unité Debye, la valeur du moment dipolaire de chacune de ces molécules.

On donne les longueurs de liaisons en angströms (Å) :

H-F	H-Cl	H-Br	H-I
0,92	1,27	1,40	1,61

2. En fait, on trouve expérimentalement les valeurs suivantes des moments dipolaires exprimées en unités Debye.

$$\begin{array}{ll} \mu_{\text{H-F}} = 1,82\text{D} & \mu_{\text{H-Cl}} = 1,07\text{D} \\ \mu_{\text{H-Br}} = 0,79\text{D} & \mu_{\text{H-I}} = 0,38\text{D} \end{array}$$

Ces valeurs étant différentes de celles trouvées précédemment, on est amené à supposer que la liaison est partiellement ionique. Ce qui se traduit par l'écriture $H^{\delta+} X^{\delta-}$.

Calculer les valeurs de δ pour les quatre molécules considérées.

Quelle remarque peut-on faire concernant la série des halogénures d'hydrogène proposés ?

1.4 Caractère ionique partiel d'une liaison

Le modèle VSEPR prédit la géométrie des molécules. La géométrie expérimentale est déterminée par des techniques spectroscopiques et par la mesure du moment dipolaire.

Moment dipolaire

Un dipôle est caractérisé par son moment électrique ou moment dipolaire μ .

$$\mu = q \cdot d$$

μ = grandeur vectorielle ayant une direction, un sens et un module

q = charge en coulomb > 0

d = distance entre les charges en m alors, μ en $\simeq 10^{-29}$ C.m

Peter Debye (Nobel 1936): 1 D = $3,33 \cdot 10^{-30}$ C.m

$$\mu_D = 48 \cdot (q/e) \cdot d \text{ en debye}$$

e = valeur absolue de la charge de l'électron: $1,602 \cdot 10^{-19}$ C

d en nm

q/e = charge en unité électronique

Ex: caractère ionique partiel de la liaison HBr:

le moment dipolaire expérimental de HBr est: 0,79 D

la distance interatomique de HBr est: 1,40 angström

moment dipolaire d'un modèle purement ionique hypothétique:

$$\mu = q \cdot d = 1,602 \cdot 10^{-19} \cdot 1,40 \cdot 10^{-10} = 2,24 \cdot 10^{-29} \text{ C.m}$$

$$\mu = 2,24 \cdot 10^{-29} \text{ C.m} / 3,33 \cdot 10^{-30} = 6,73 \text{ D}$$

$$\mu_{\text{exp}} / \mu_{\text{théorique}} = 0,79 / 6,73 = 0,117$$

Le pourcentage de caractère ionique de la liaison est: 12%

autre méthode: $\mu_{\text{D}} = 48 \cdot (q/e) \cdot d$ en debye = $48 \cdot 1 \cdot 1,40 \cdot 10^{-10} \cdot 10^9 = 6,72 \text{ D}$

À propos du diagramme moléculaire,

- Une liaison σ est une orbitale moléculaire
- Un recouvrement axial donne naissance à une liaison
- Une liaison π est le résultat d'un recouvremententre deux orbitales atomiqueou
- Entre deux orbitales atomiques de type p_z , il ya un recouvrement
- Un recouvrement entre deux orbitales atomiques donne deux orbitales moléculaires :et

À propos du diagramme moléculaire du diazote N_2 ($Z = 7$) (la couche de valence)

- La molécule N_2 estmagnétique.
- L'indice de liaison de N_2 vaut
- la configuration électronique de N_2 est :
.....
- Le niveau σz^* est
- On aélectrons de valence, 8 qui occupent des OM et 2 qui occupent des OM
.....

Concernant les diagrammes énergétiques

- Dans la molécule d'acide fluorhydrique (HF), l'OA 1s de l'hydrogène est plus proche de l'OA du fluor.
- La liaison π est induite par le recouvrement entre deux orbitales atomiques de type..... ou
- Un recouvrementconduit toujours à une liaison de type σ .
- La molécule d'O₂ existe et son ordre de liaison vaut
- Il existe deux liaisonsetdans la molécule O₂.
- Dans la molécule O₂ le niveau σ_z^* est
- La molécule d'O₂ estmagnétique.
- À propos des orbitales moléculaires :

- La méthode L.C.A.O consiste à combiner, linéairement, les fonctions d'onde des orbitales atomiques d'énergie
- Si, dans la L.C.A.O, les deux orbitales atomiques ont le même axe de symétrie, on obtient une orbitale moléculaire de type ... et une orbitale moléculaire de type
- Une orbitale de type σ^* est dite
- Une orbitale de type σ est dite
- Le remplissage par les électrons suit les mêmes règles que celle des orbitales

