

Organisation des transparents



Définitions : A retenir



Important : techniques, résumés,
rappels



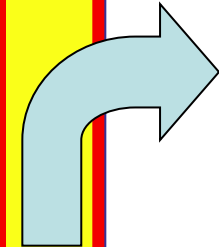
Démonstration



Analogie : Images pour vous aider à
comprendre



Culture : ne peut faire l'objet d'une
question



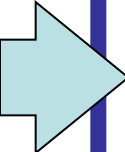
IMPORTANT

UNIVERSITE CLAUDE BERNARD LYON -1

1^o Année de Santé : UE1

Architecture de la matière Atomes et Liaisons

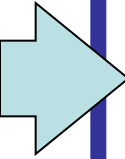
Dr. Raphaël TERREUX

- 
1. Chapitre 1 : L'atome
 2. Chapitre 2 : Les liaisons
 3. Chapitre 3 : Orbitale Moléculaire
 4. Chapitre 4 : Thermodynamique
 5. Chapitre 5 : Equilibre

Plan du chapitre

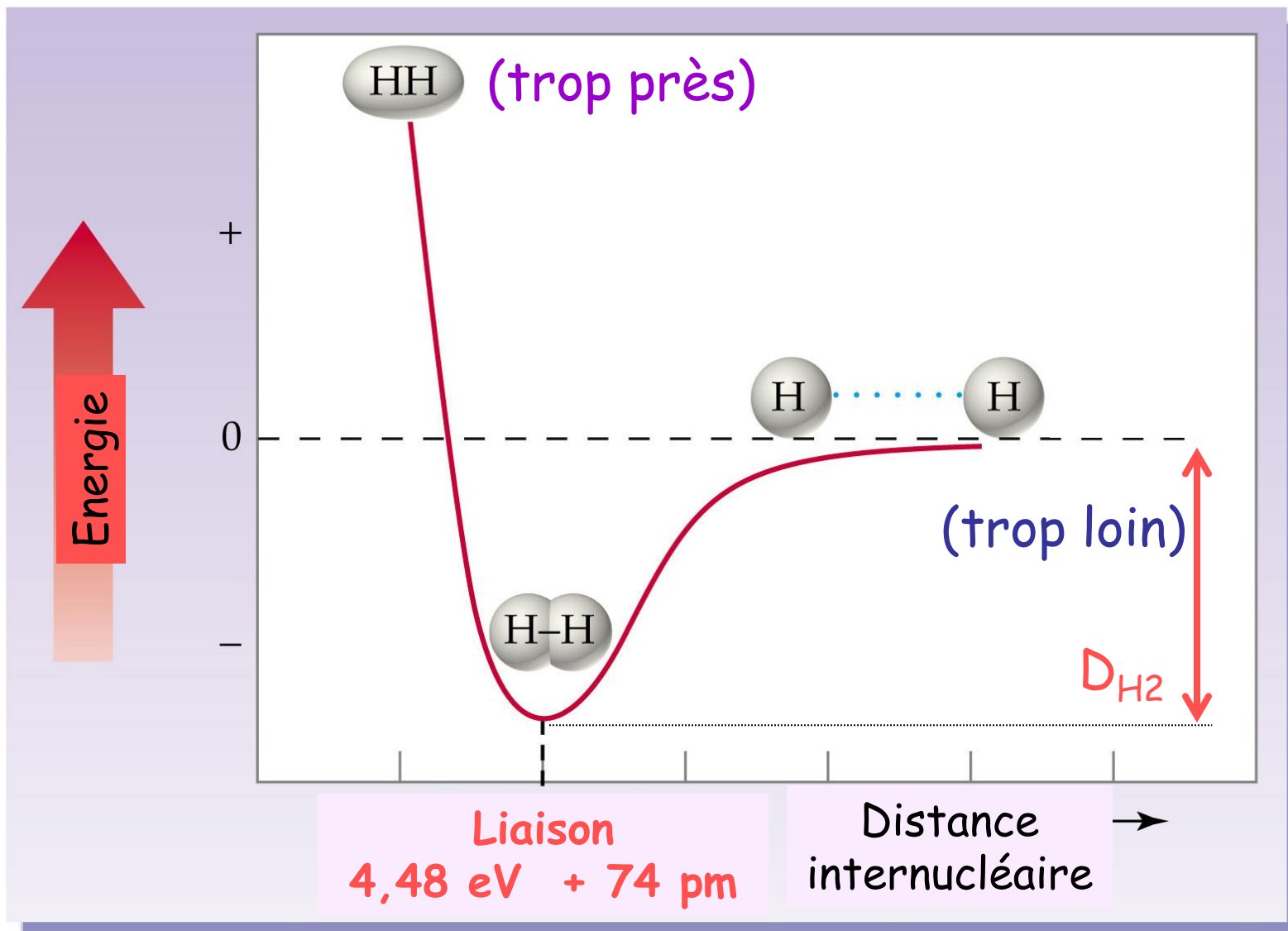


Chapitre 3 : Orbitale Moléculaire

- 
1. Orbitale Moléculaire
 2. Hybride (Valence Bond)

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (H_2)

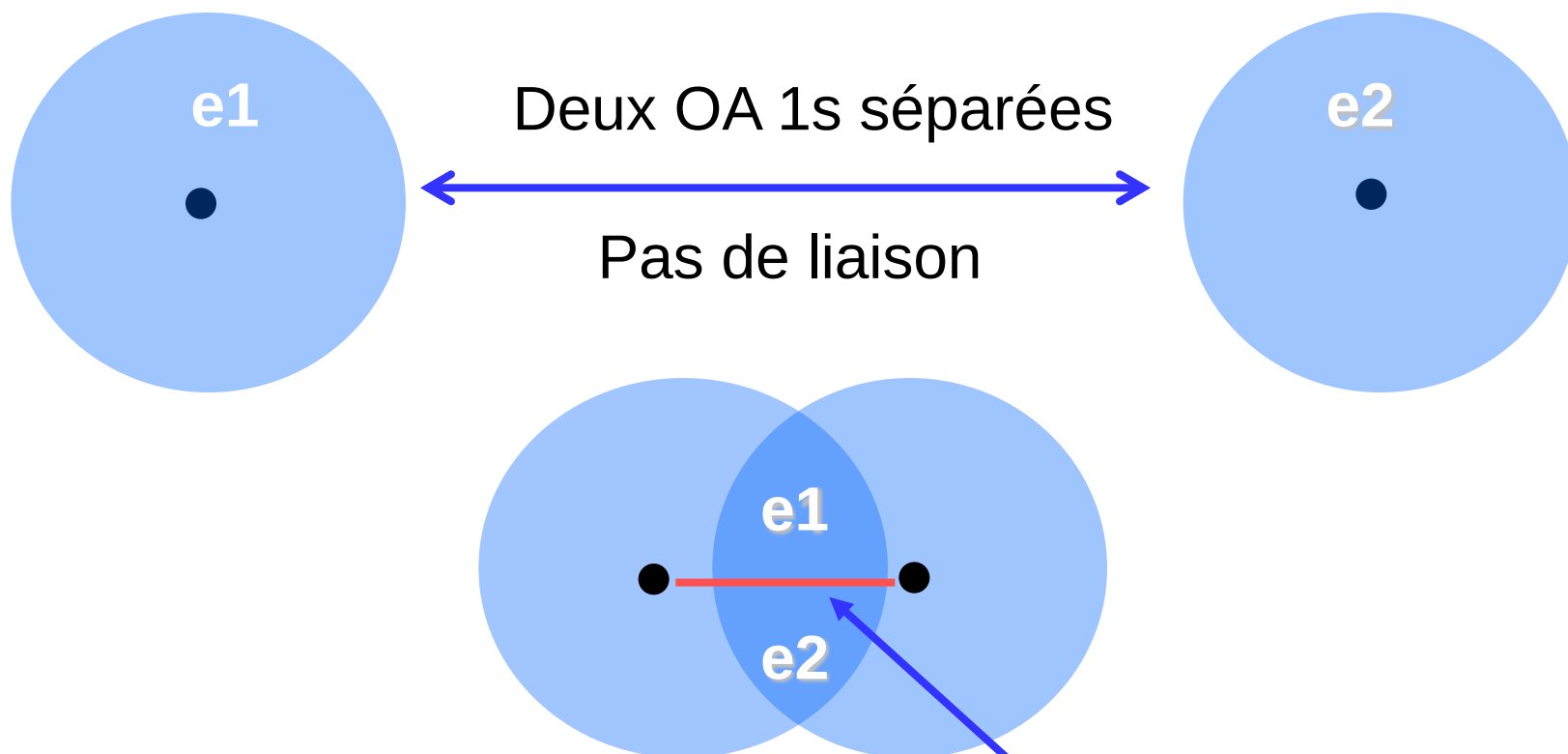
Molécule diatomique : H_2 plus stable que 2 H



2.1.1 : Orbitale Moléculaire (H₂)

Molécule diatomique la plus simple = H₂

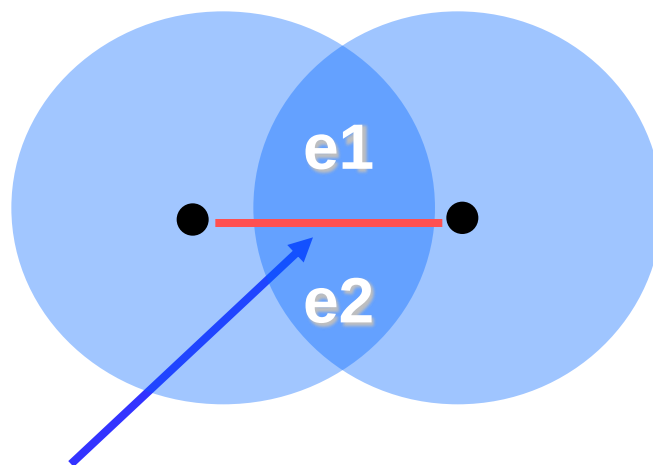
H₂ = 2 atomes H $\Rightarrow$ 2 OA 1s avec chacune 1 e(-)



2.1.1 : Orbitale Moléculaire (H₂)

Molécule diatomique la plus simple = H₂

H₂ = 2 atomes H $\Rightarrow$ 2 OA 1s avec chacune 1 e(-)



Dans cette zone : **recouvrement des deux OA**
= Nouveau concept fondamental

Liaison $\Leftrightarrow$ recouvrement

Pas de recouvrement $\Leftrightarrow$ pas de liaison !

Il existe une zone de l'espace particulière entre les deux noyaux où les deux électrons cohabitent assez souvent

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (H2)

Chaque OA est caractérisée par un niveau d'énergie
Orbitale Moléculaire = **C**ombinaison **L**inéaire d'**O**rbitales
Atomiques (L.C.A.O.)

$$OM = \Psi(e_1) \pm \Psi(e_2)$$

-1 < recouvrement < 1 *S peut être nul !*

Condition :

1) Si ΔE entre les deux OA < 10 eV

2) Si la géométrie est compatible (S non nul)

On aura ainsi TOUJOURS ces deux cas :

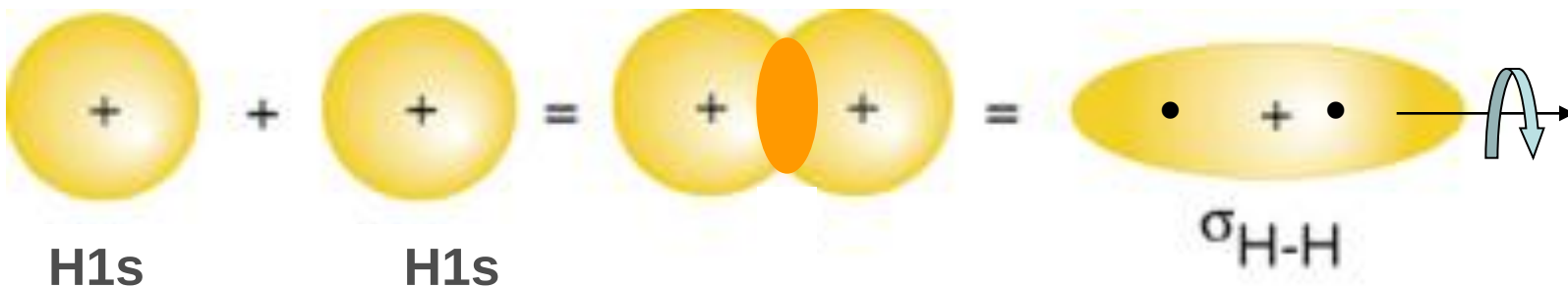
1) deux ondes de même signe = LIANTE

2) deux ondes de signes opposés = ANTILIANTE

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (H₂)

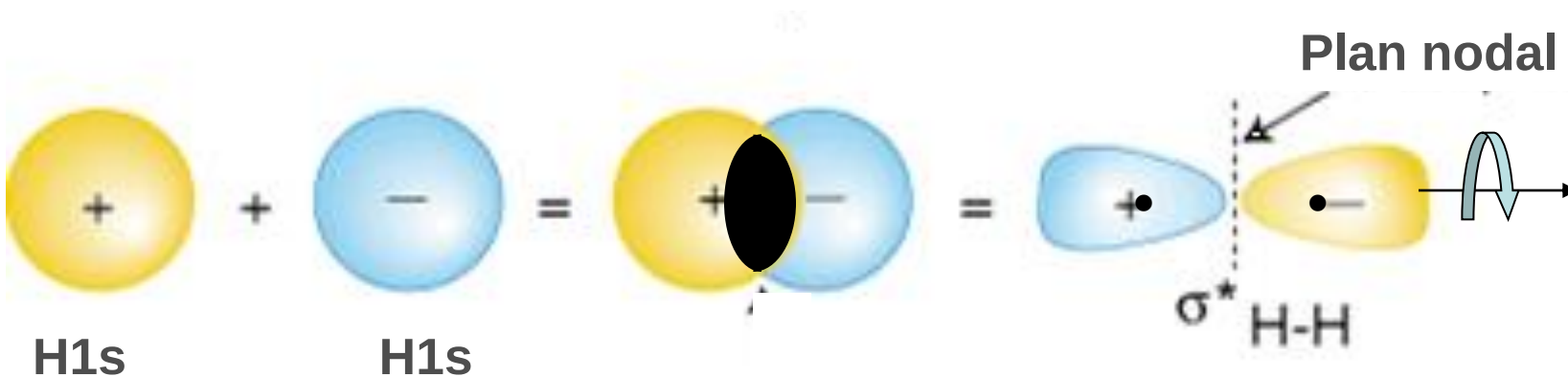
Ex: H₂ Orbitales Moléculaires = $\Psi(\text{H}_{1s}) \pm \Psi(\text{H}_{1s})$

Combinaison liante



énergie OM plus basse que les OA

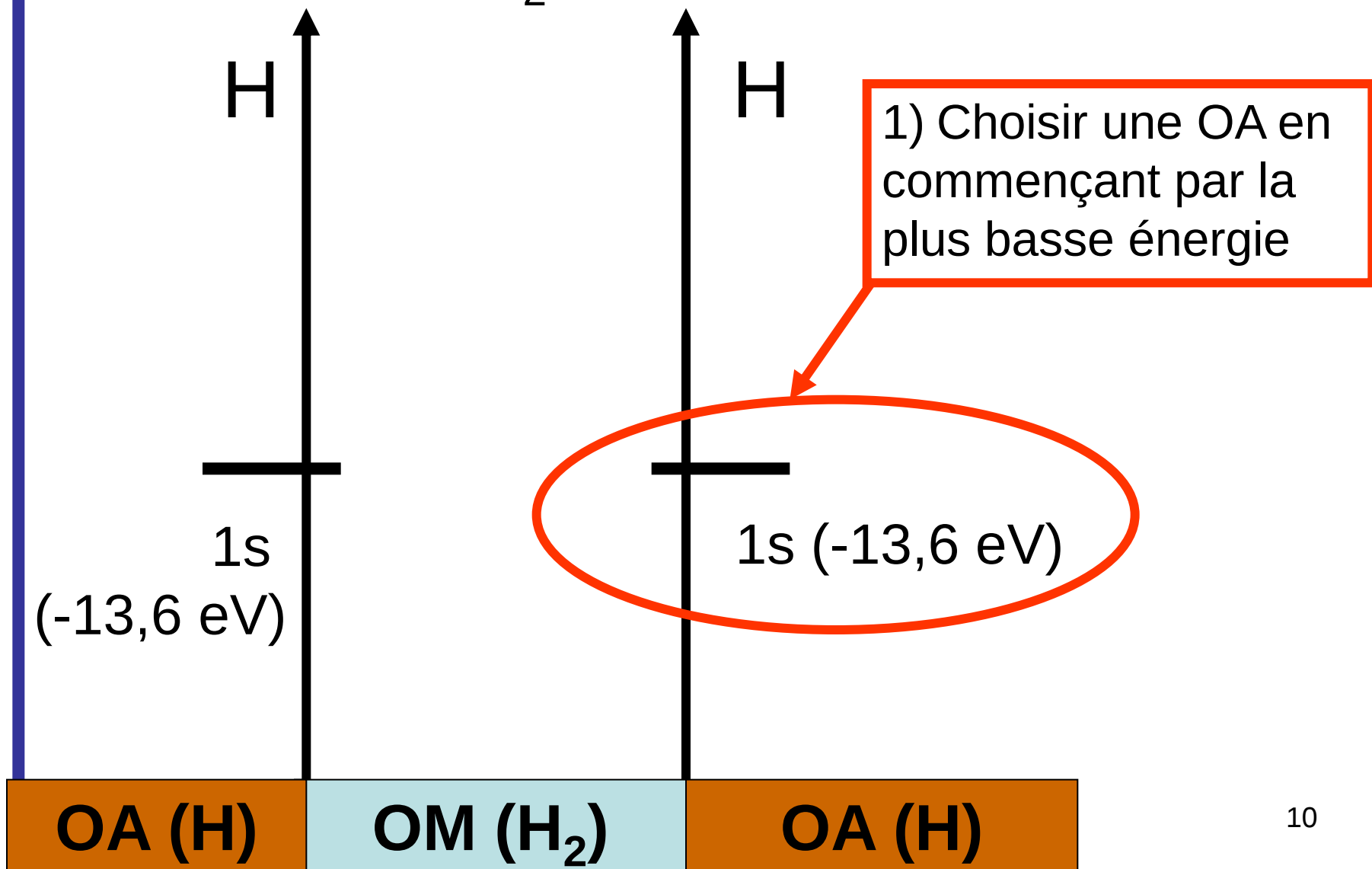
Combinaison Antiliante



énergie OM plus haute que les OA

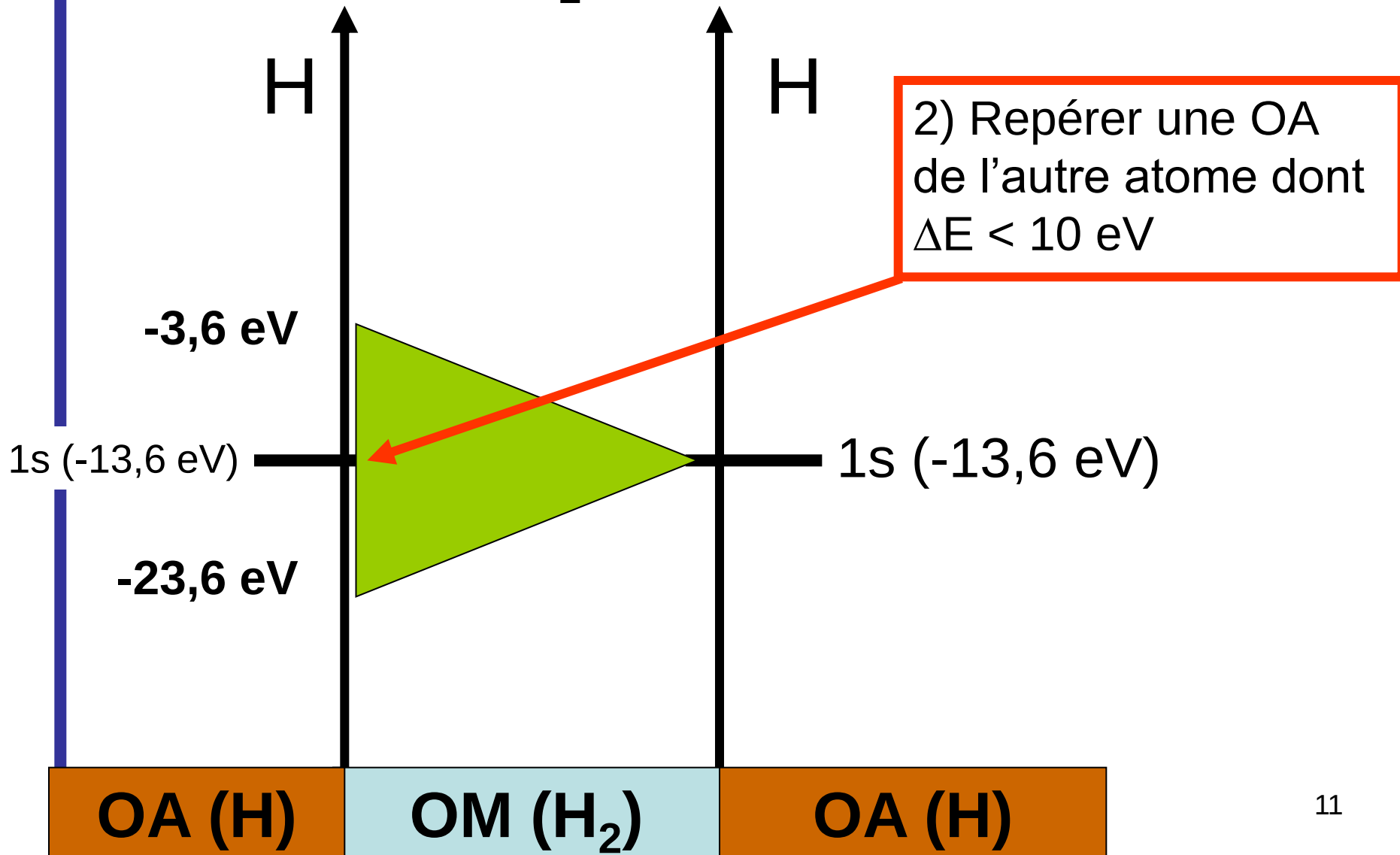
2.1.1 : Orbitale Moléculaire (H_2)

- Ex: Molécule H_2



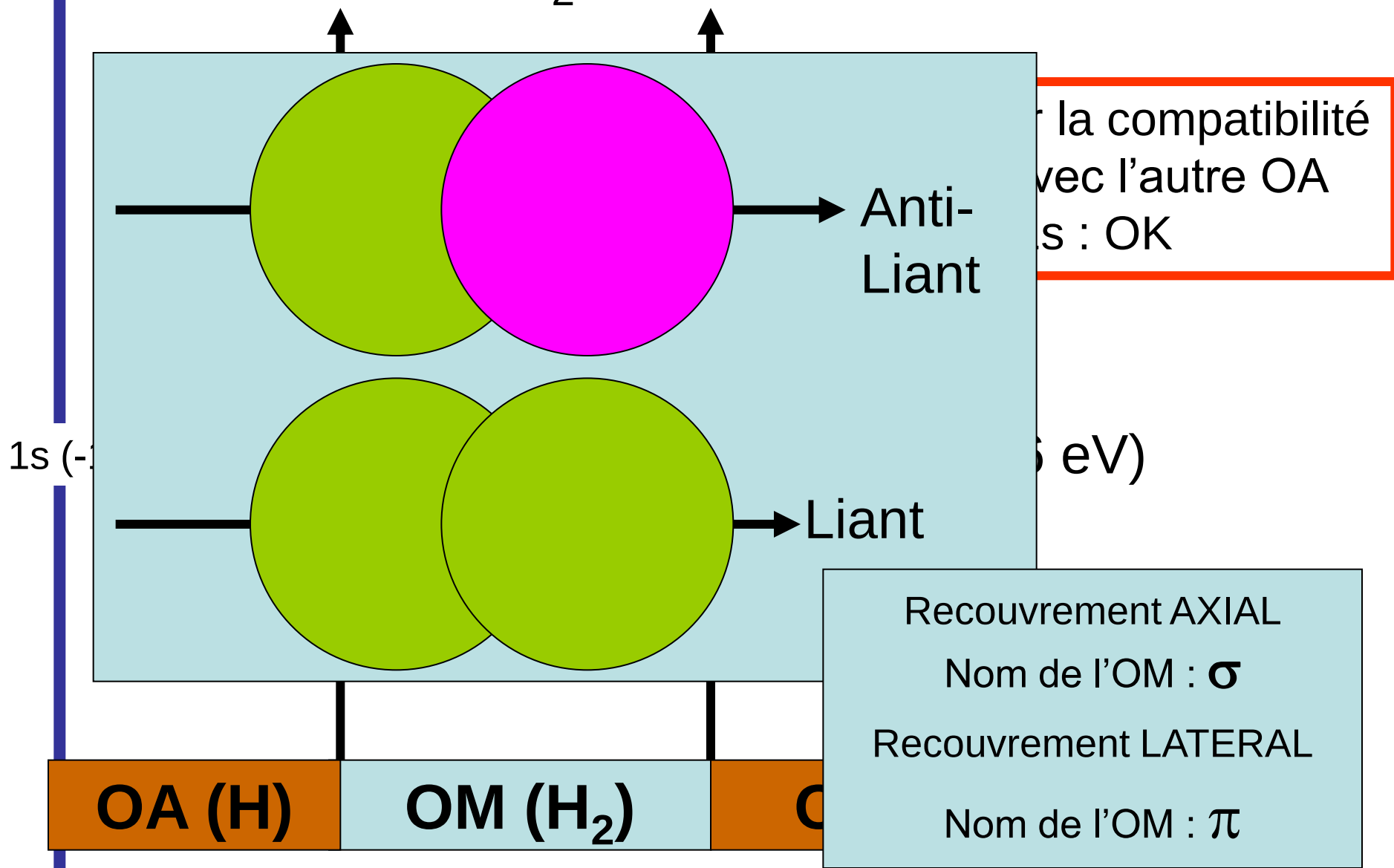
2.1.1 : Orbitale Moléculaire (H₂)

- Ex: Molécule H₂



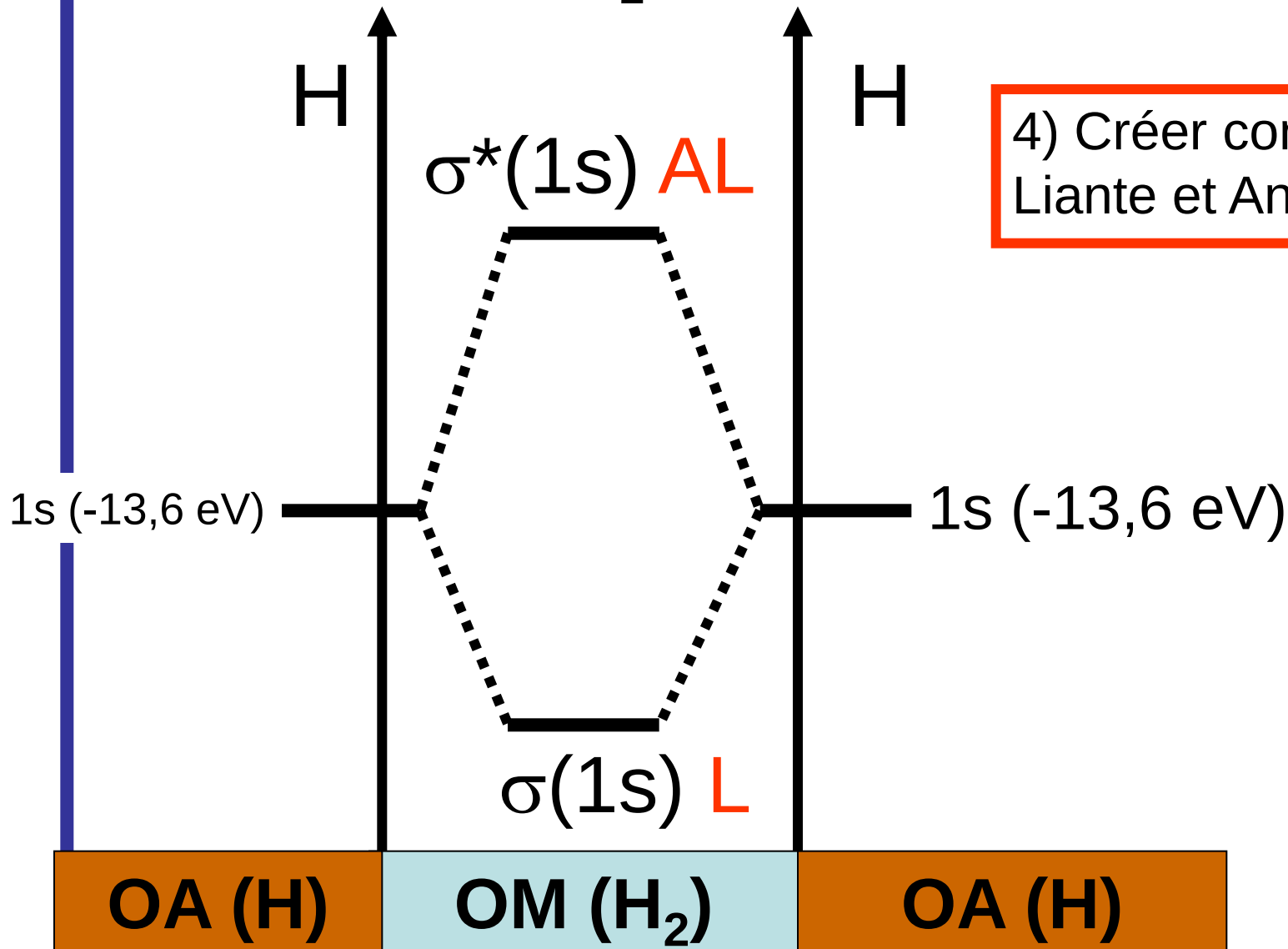
2.1.1 : Orbitale Moléculaire (H₂)

- Ex: Molécule H₂



2.1.1 : Orbitale Moléculaire (H₂)

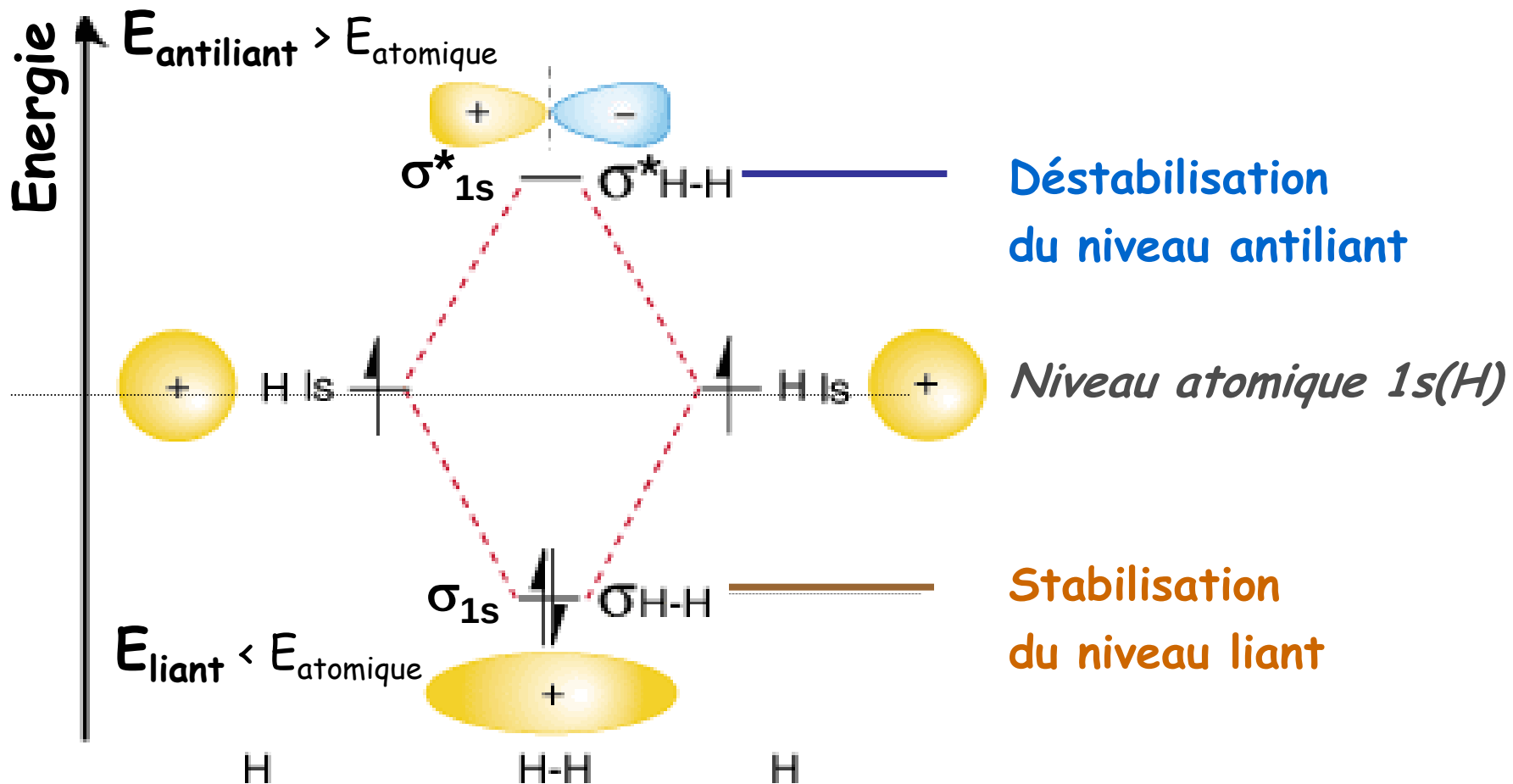
- Ex: Molécule H₂



4) Créer combinaison
Liante et Antiliante

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (H2)

Molécule diatomique : H₂ plus stable que 2 H



Il en sera toujours ainsi

2 OA correspondant à 2 niveaux atomiques

⇒ 1 niveau plus bas dit liant + 1 niveau plus haut dit antiliant

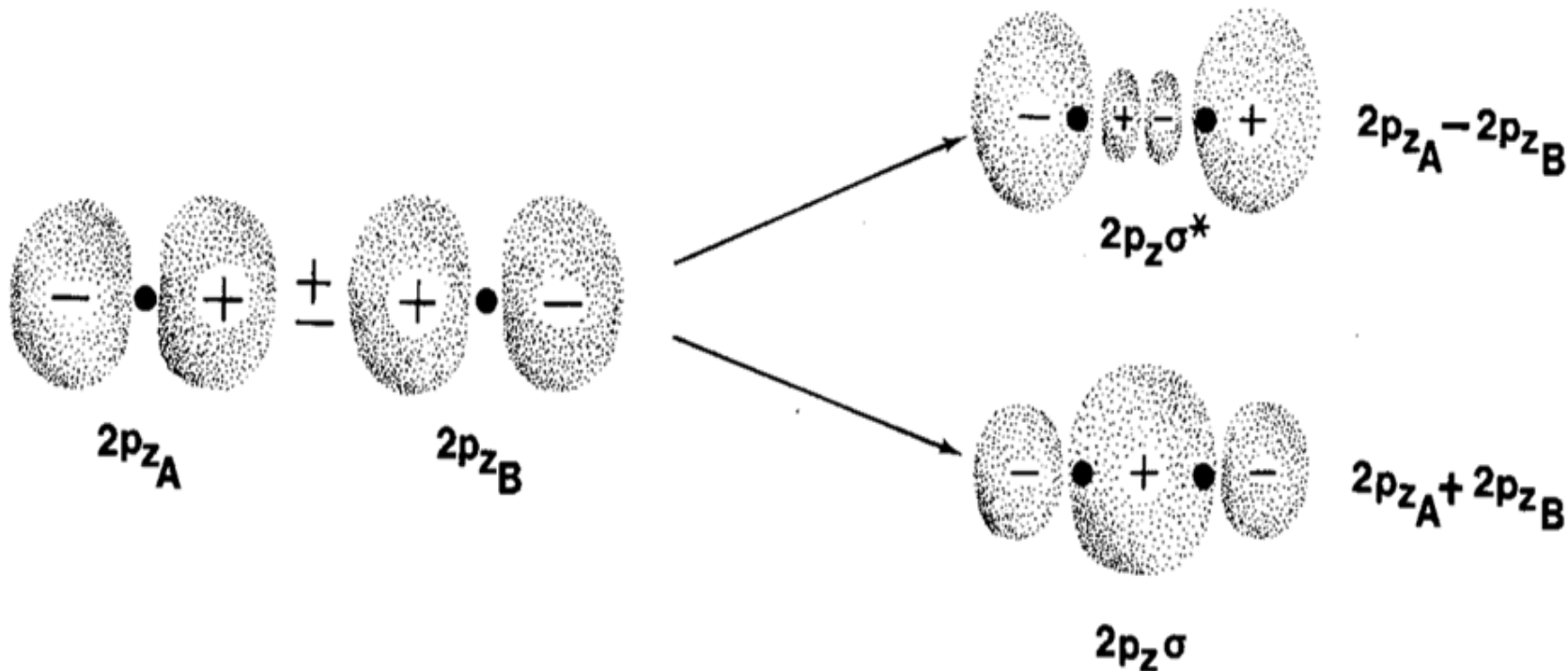
2.1.1 : Orbitale Moléculaire

Recouvrement pz avec pz

Axe internucléaire = axe de symétrie : Il y a les OA 2pz dans l'axe

Recouvrement axial

OM antiliante (hors de phase) appelée σ^*_{2pz}



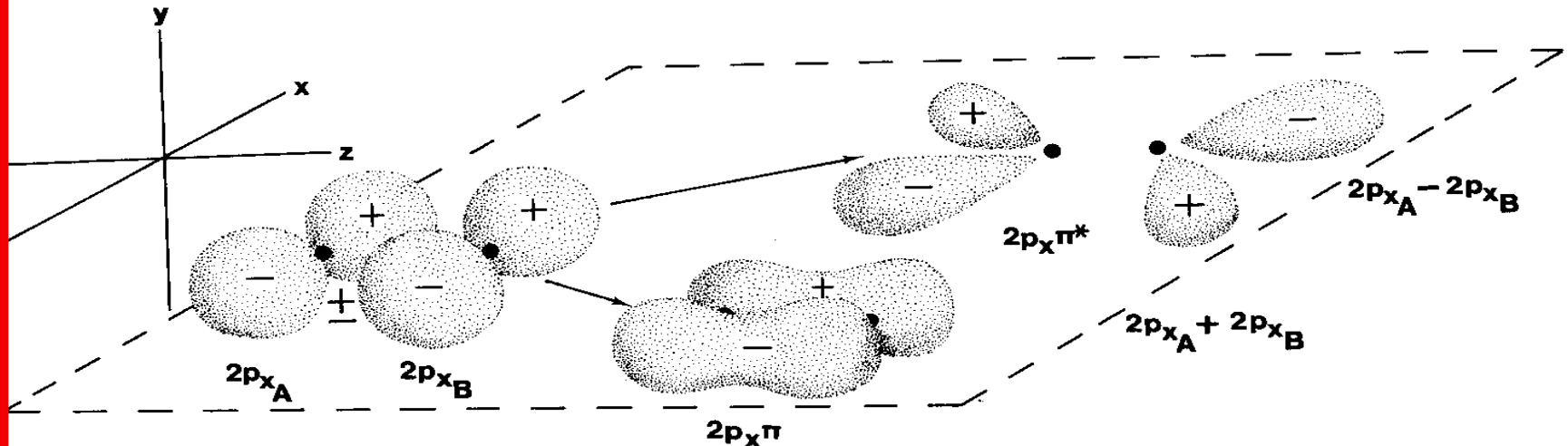
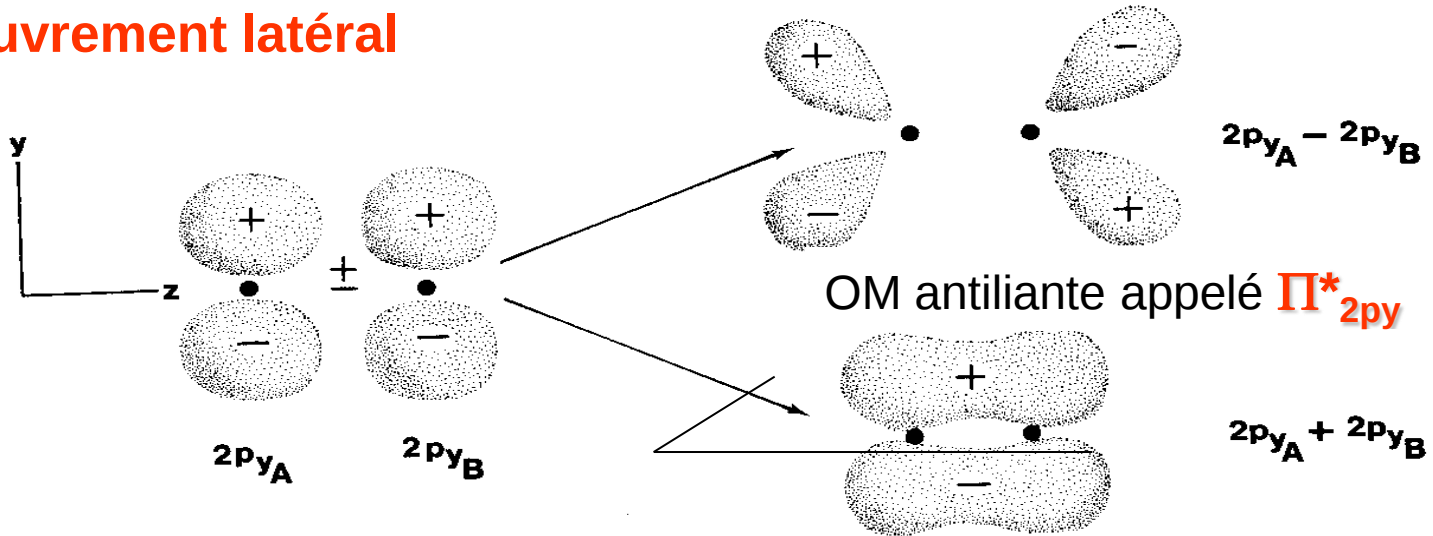
OM liante (en phase) appelée σ_{2pz}

2.1.1 : Orbitale Moléculaire

Recouvrement px avec px ou py

Axe internucléaire = axe de symétrie : Il y a les OA $2p_x$ ou p_y dans l'axe

Recouvrement latéral



2.1.1 : Orbitale Moléculaire

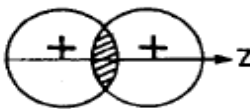
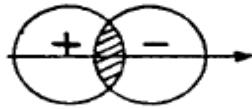
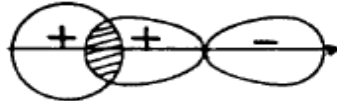
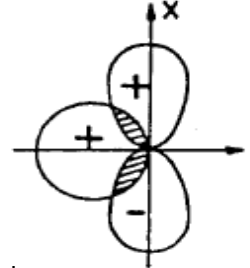
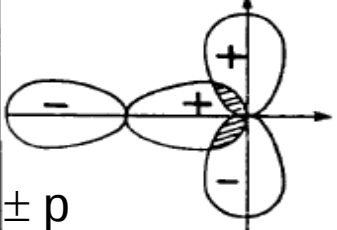
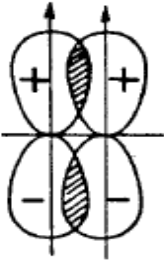
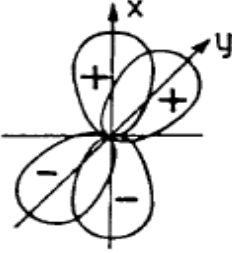
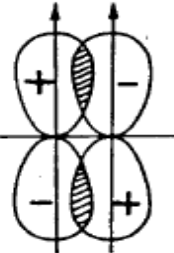
**Différents types
de recouvrement**

Axial

(nom de l'OM : σ)

Latéral

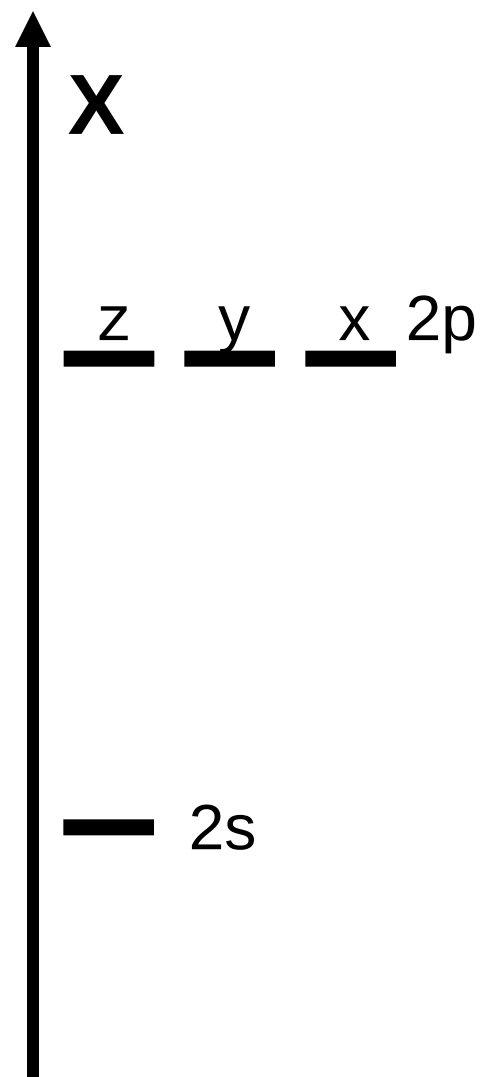
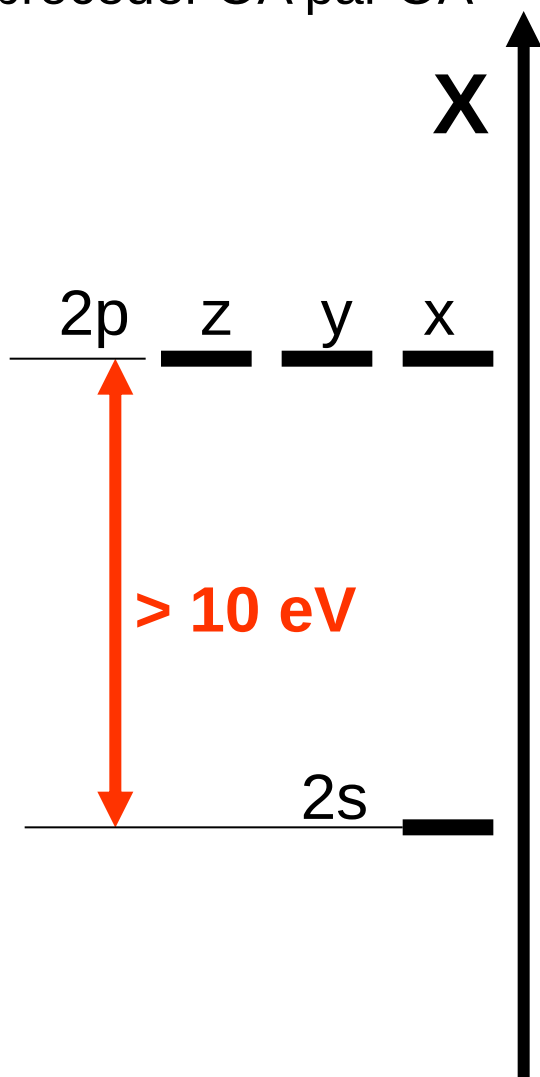
(nom de l'OM : π)

liante	non liante	anti liante
$S > 0$  $S + S$	$S = 0$ 	$S < 0$  $S - S$
 $s + p$	 $s \pm p$	 $s - p$
 $p + p$	 $p \pm p$	 $p - p$
 $p + p$	 $p \pm p$	 $p - p$

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Sans SP)

Molécules A_2 de la seconde période : O_2 , F_2 , Ne_2 , ...

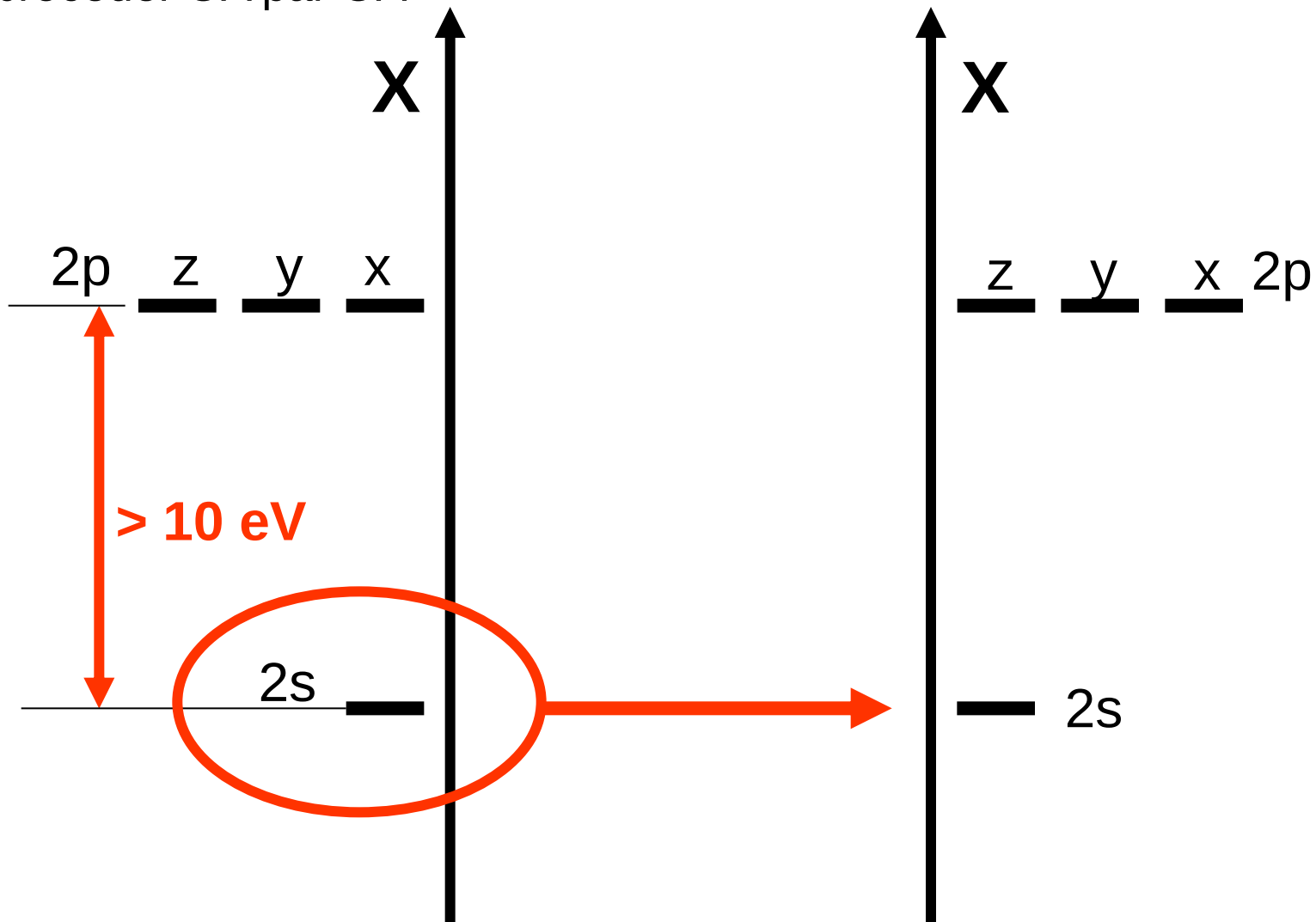
Pour les éléments avec des sous couches s et p faire comme H_2 et procéder OA par OA



2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Sans SP)

Molécules A_2 de la seconde période : O_2 , F_2 , Ne_2 , ...

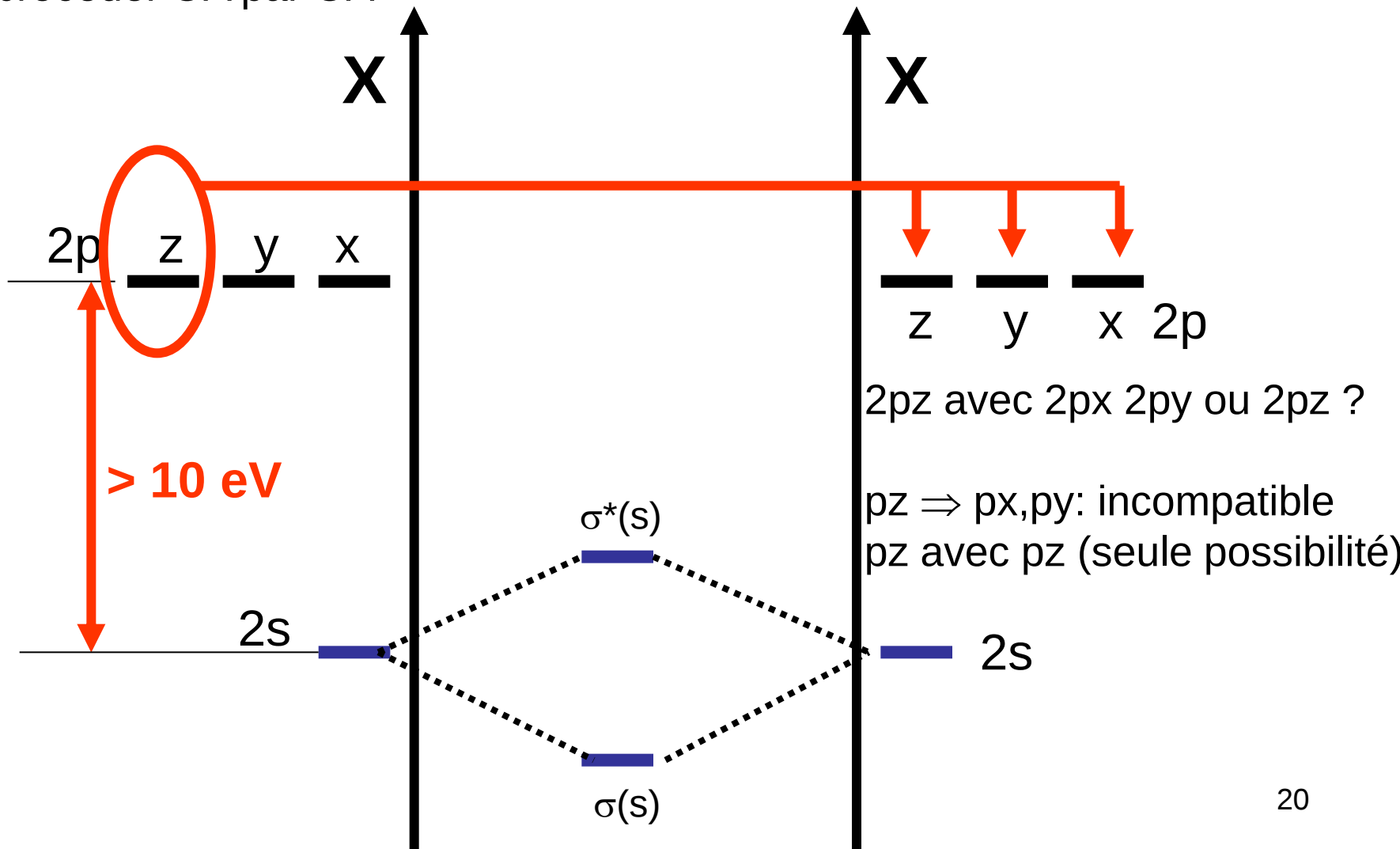
Pour les éléments avec des sous couches s et p faire comme H_2 et procéder OA par OA



2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Sans SP)

Molécules A_2 de la seconde période : O_2 , F_2 , Ne_2 , ...

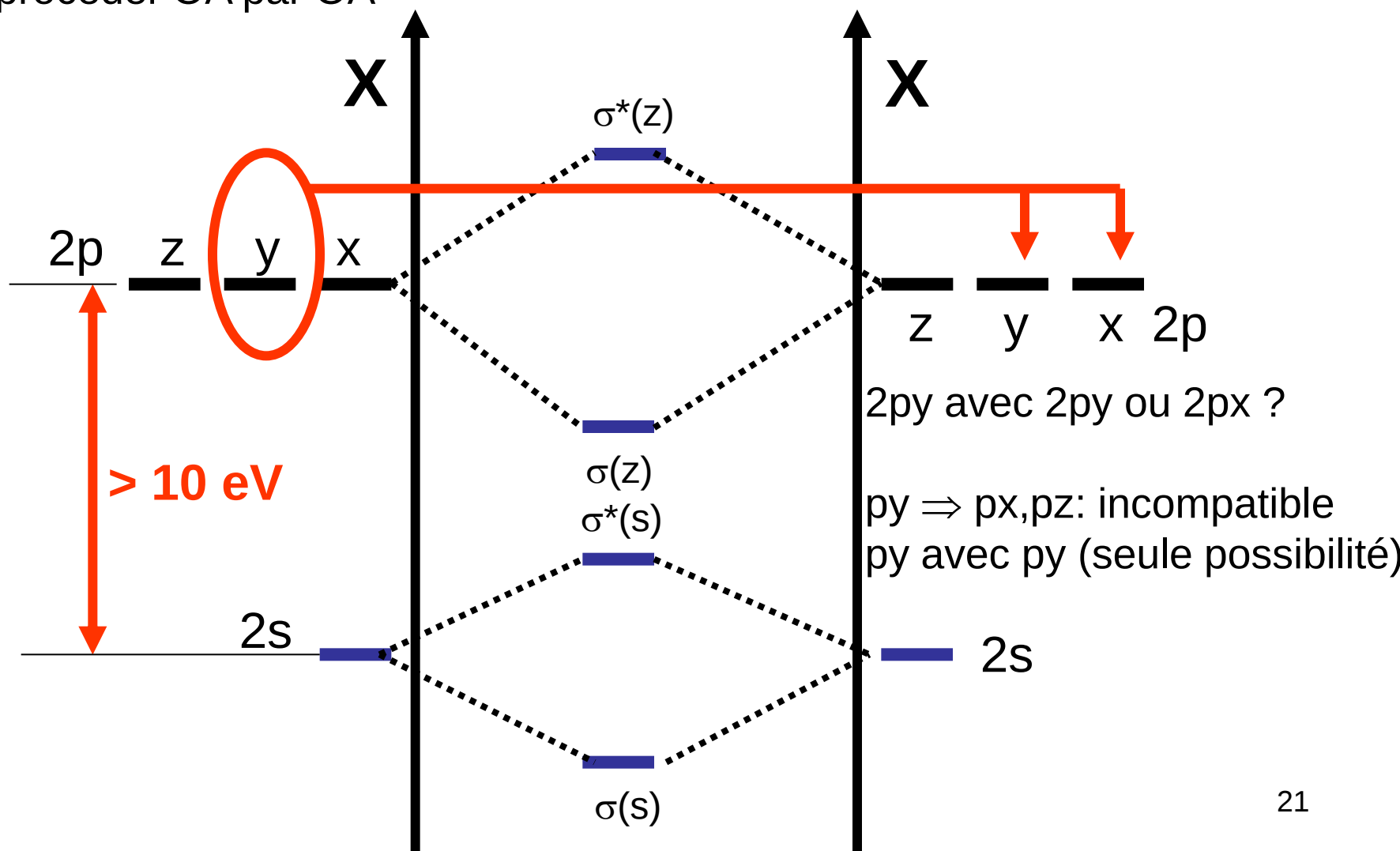
Pour les éléments avec des sous couches s et p faire comme H_2 et procéder OA par OA



2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Sans SP)

Molécules A_2 de la seconde période : O_2 , F_2 , Ne_2 , ...

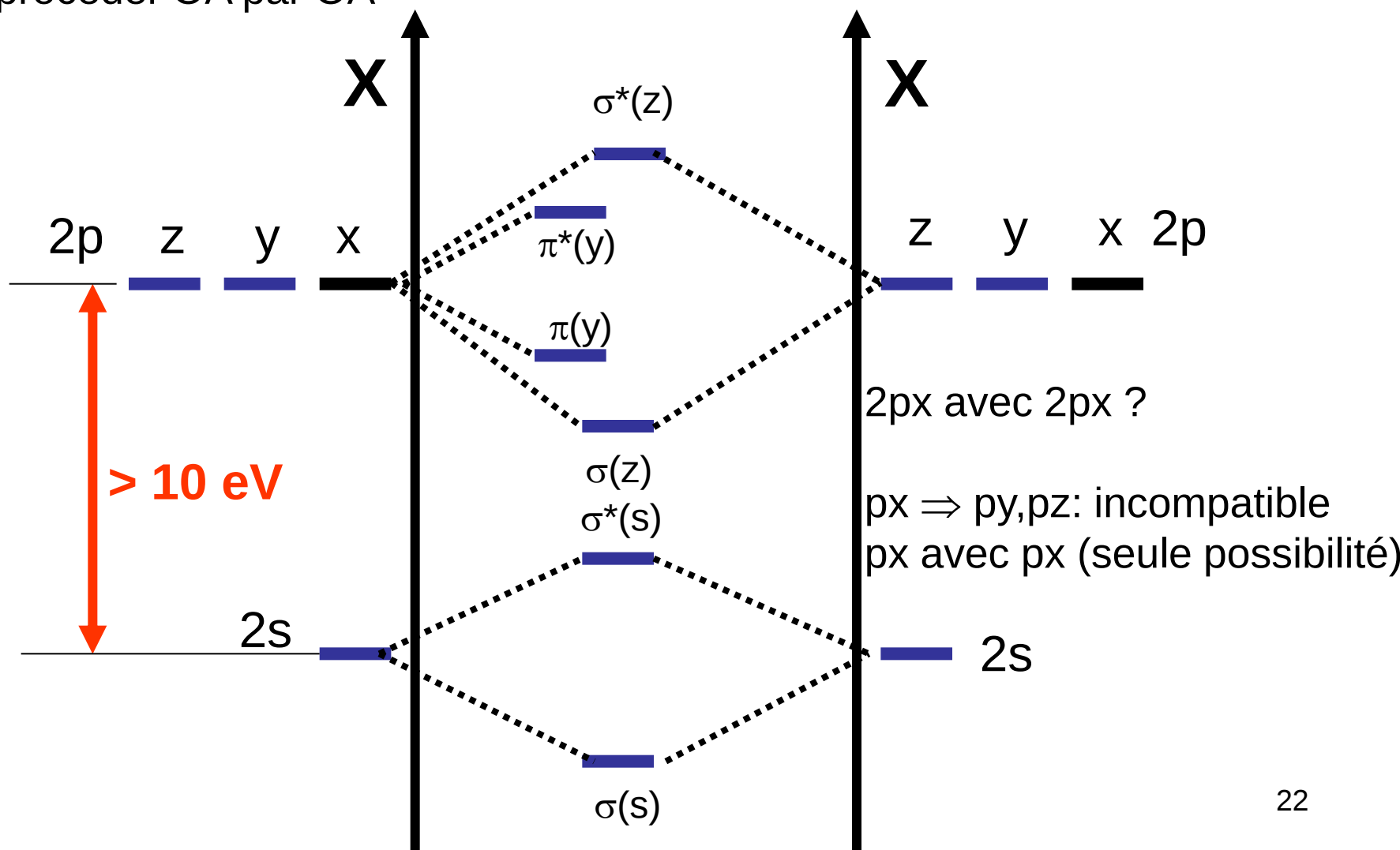
Pour les éléments avec des sous couches s et p faire comme H_2 et procéder OA par OA



2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Sans SP)

Molécules A_2 de la seconde période : O_2 , F_2 , Ne_2 , ...

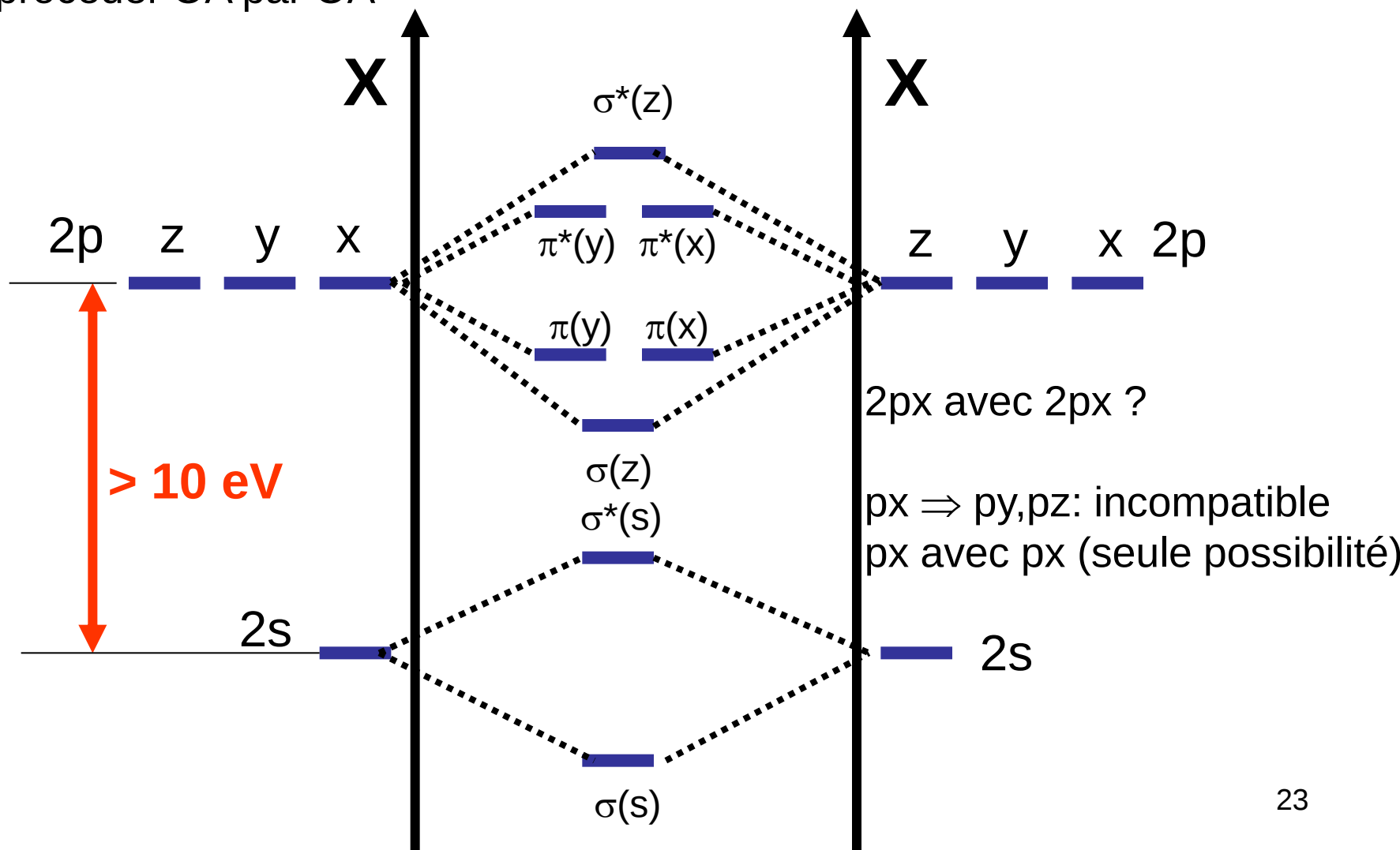
Pour les éléments avec des sous couches s et p faire comme H_2 et procéder OA par OA



2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Sans SP)

Molécules A_2 de la seconde période : O_2 , F_2 , Ne_2 , ...

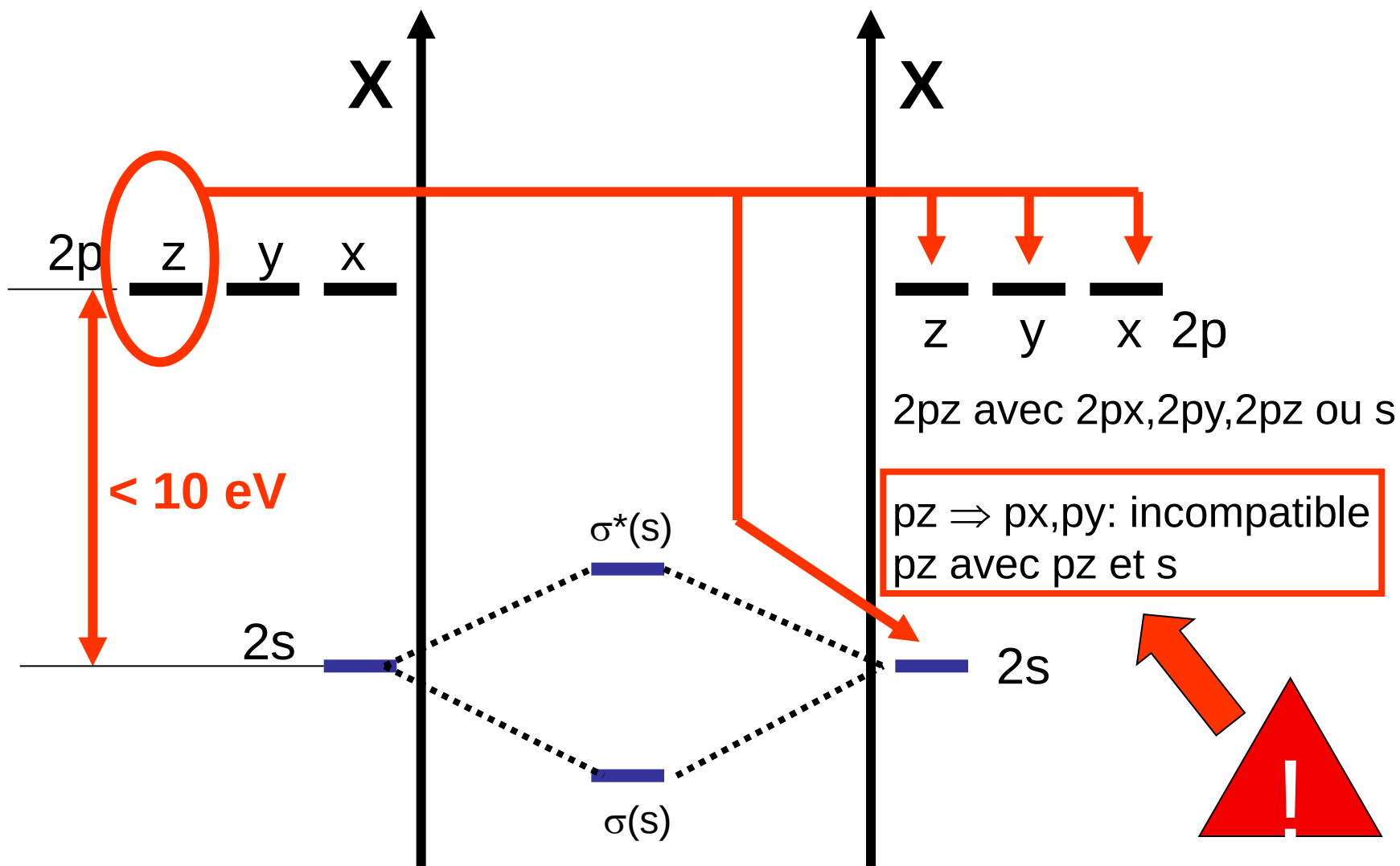
Pour les éléments avec des sous couches s et p faire comme H_2 et procéder OA par OA



2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Avec SP)

Molécules A_2 de la seconde période : Li_2 , Be_2 , B_2 , C_2 , N_2 , ...

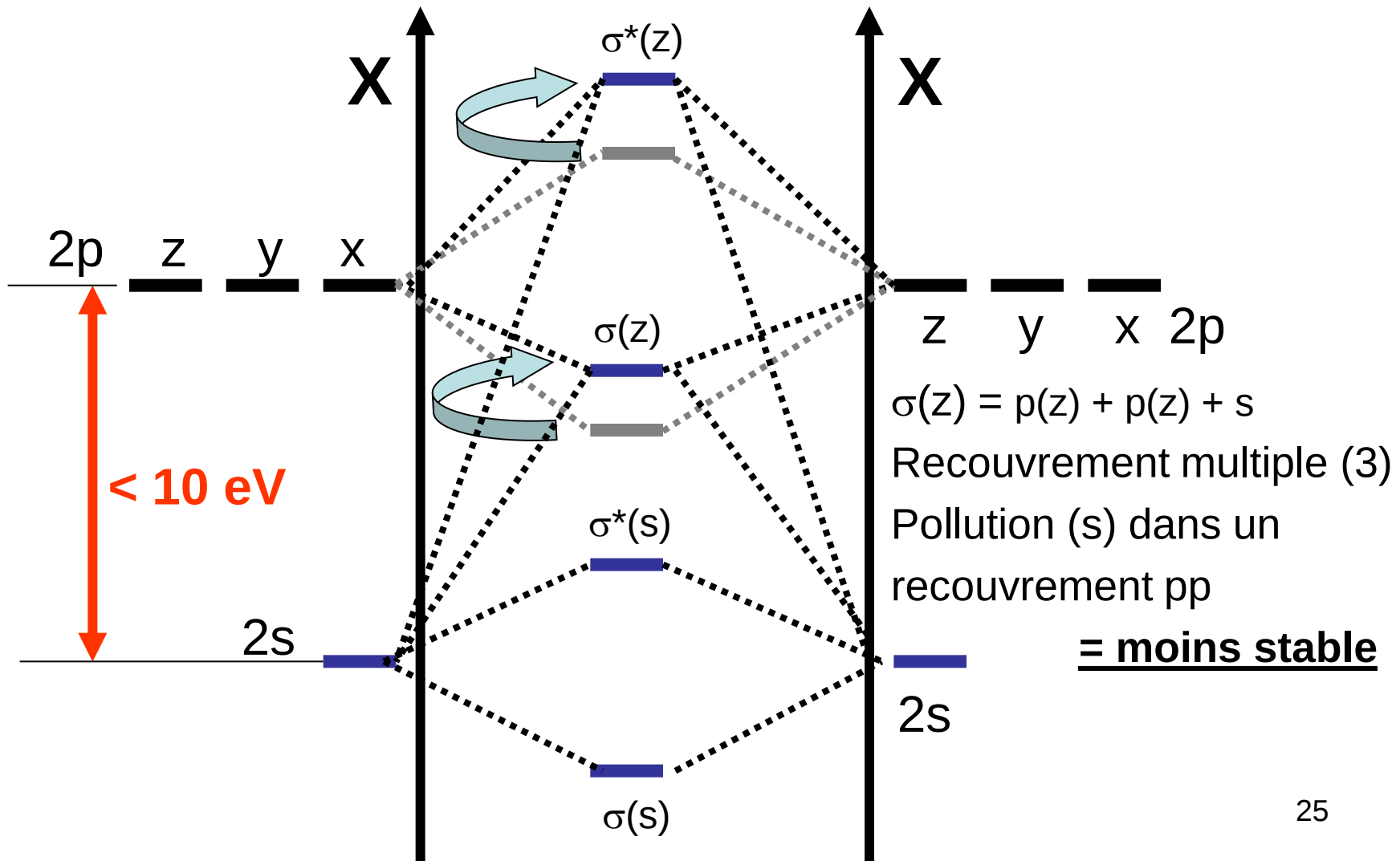
Moins de 10 eV entre les niveaux s et p



2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Avec SP)

Molécules A_2 de la seconde période : Li_2 , Be_2 , B_2 , C_2 , N_2 , ...

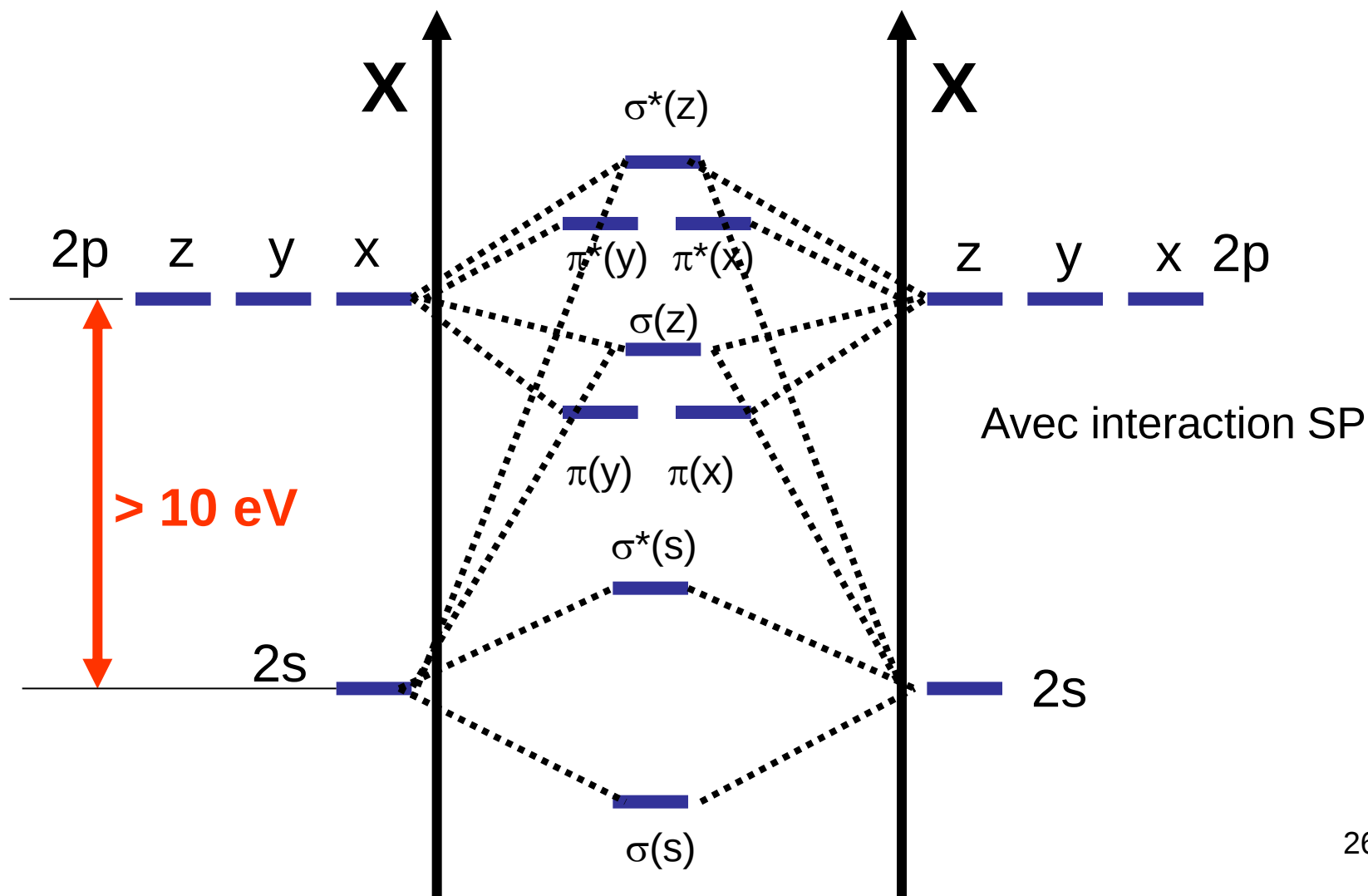
Moins de 10 eV entre les niveaux s et p



2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Avec SP)

Molécules A_2 de la seconde période : Li_2 , Be_2 , B_2 , C_2 , N_2 , ...

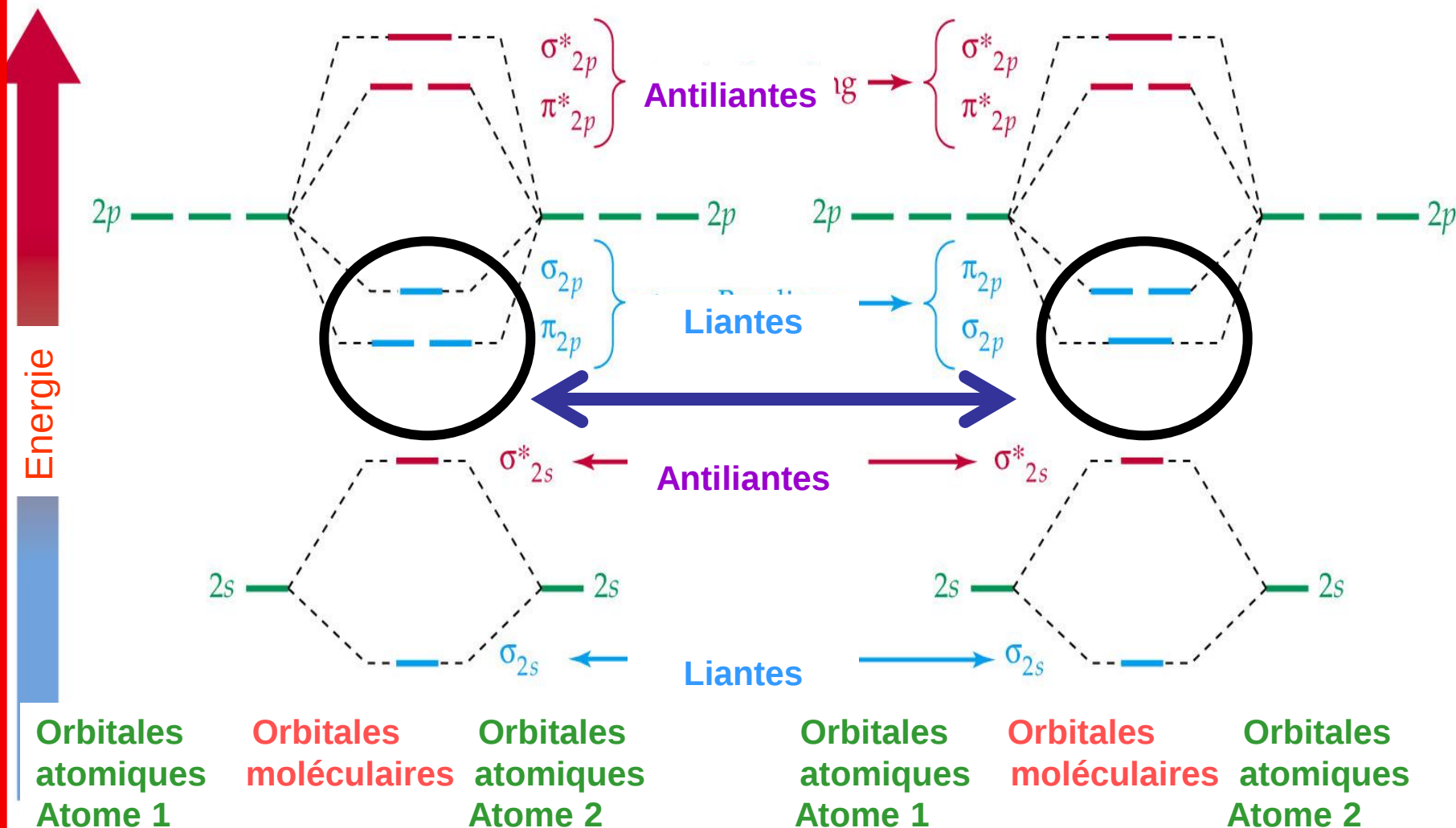
Moins de 10 eV entre les niveaux s et p



2.1.1 : Orbitale Moléculaire

L1-PACES

IMPORTANT



Interaction s-p
à Gauche de la colonne O

Sans interaction s-p
à Droite de la colonne O (O inclu)

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Avec SP)

Molécules A_2 de la seconde période $Li_2, Be_2, B_2, C_2, N_2, O_2, F_2, Ne_2$

Ordre avec interaction s-p $Li_2, Be_2, B_2, C_2, N_2$

$$\sigma_{1s} < \sigma_{1s}^* < \sigma_{2s} < \sigma_{2s}^* < \pi_x = \pi_y < \sigma_{2pz} < \pi_x^* = \pi_y^* < \sigma_{2pz}^*$$

Ordre sans interaction s-p : O_2, F_2, Ne_2

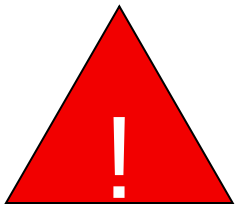
$$\sigma_{1s} < \sigma_{1s}^* < \sigma_{2s} < \sigma_{2s}^* < \sigma_{2pz} < \pi_x = \pi_y < \pi_x^* = \pi_y^* < \sigma_{2pz}^*$$

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Remplissage)

Remplir les électrons à partir des niveaux les plus bas vers les plus haut en respectant :

1. Principe de Pauli (2 électrons maximum par OM)
2. Principe de Hund (utilisation maximale des orbitales)

Ordre de liaison =
$$\frac{\text{Nb. } e^- \text{ (OM liantes)} - \text{Nb. } e^- \text{ (OM antiliantes)}}{2}$$

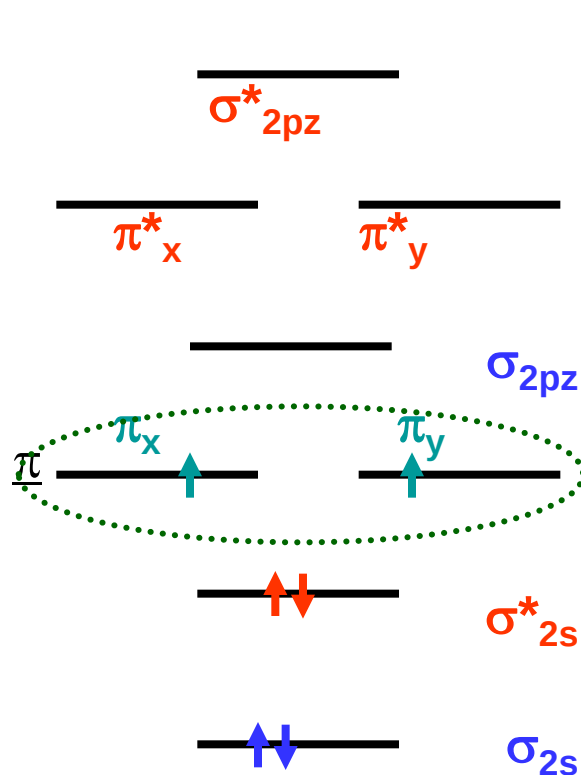


Ne pas compter les électrons
dans les OM **NON** LIANTES

Quand Indice (ordre) de liaison $\nearrow \Rightarrow$ Énergie de la
liaison $\nearrow$ et Longueur de liaison $\searrow$

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Remplissage)

La théorie des OM explique le remplissage des OM de B_2 B : Z = 5 : $1s^2$, $2s^2$, $2p^1$ soit 3 électrons de valence
 B_2 : 6 électrons de valence



2 derniers électrons
 2 OM liantes *dégénérées*
 Multiplicité maximale

- a) 1 e(-) dans chaque OM π liante
- b) Spins parallèles
- c) Liaison : ordre = 1
- d) Type de liaison : $2 \left(\frac{1}{2} \pi \right) = \underline{1 \text{ liaison}}$

Conclusion

Molécule paramagnétique

Comme l'expérience le confirme

Douplet apparié ?

En opposition avec le formalisme de Lewis : ~~$|B-B|$~~

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (Remplissage)

Molécules A_2 de la seconde période

La théorie des OM explique le remplissage des OM de O_2 :

O ($2s^2 2p^4$) = 6 e(-) de valence soit 12 électrons de valence pour O_2

2 derniers électrons
2 OM antiliantes dégénérées
Multiplicité maximale

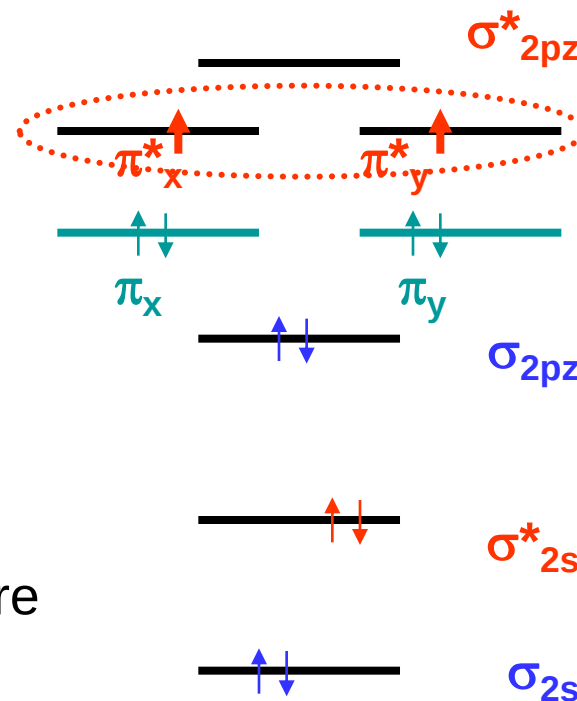
1 e(-) dans chaque OM π^* antiliante
+ spins parallèles

Conclusion

Molécule paramagnétique

Comme l'expérience le confirme

Application du paramagnétisme de O_2 : oxymètre



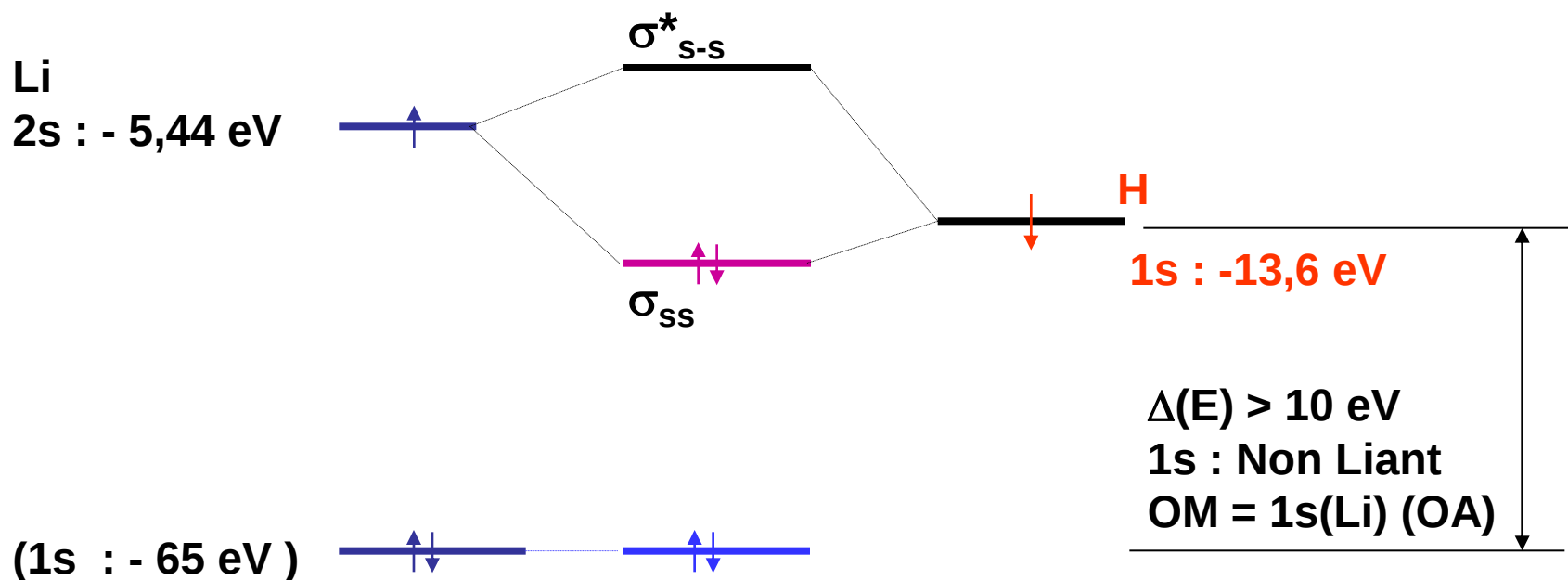
2.1.1 : Orbitale Moléculaire (M. HétéroNuc)

Molécules diatomiques AB :

Prise en compte : OA de la couche de valence et leurs énergies
Faire comme précédemment
Mettre l'élément le (+) électronégatif à gauche

Ex : $\text{Li} - \text{H} \Rightarrow \text{Li}^{+\delta} - \text{H}^{-\delta}$

Deux électrons dans une OM près du niveau de H $\approx$ **ion hydruire H(-)**

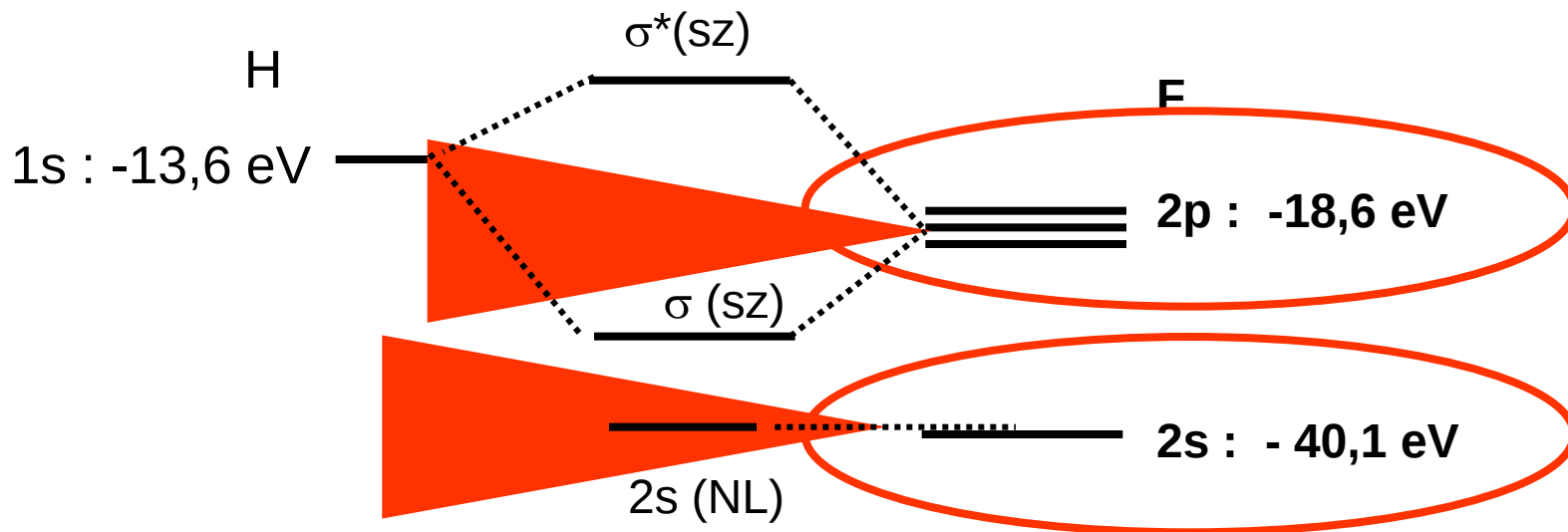


2.1.1 : Orbitale Moléculaire (M. HétéroNuc)

Molécules diatomiques AB :

Prise en compte :
 OA de la couche de valence et leurs énergies
 Faire comme précédemment
 Mettre l'élément le (+) électronégatif à gauche

Ex : $\text{HF} = \text{H}^{+\delta}-\text{F}^{-\delta}$: A et B avec B plus électronégatif que A

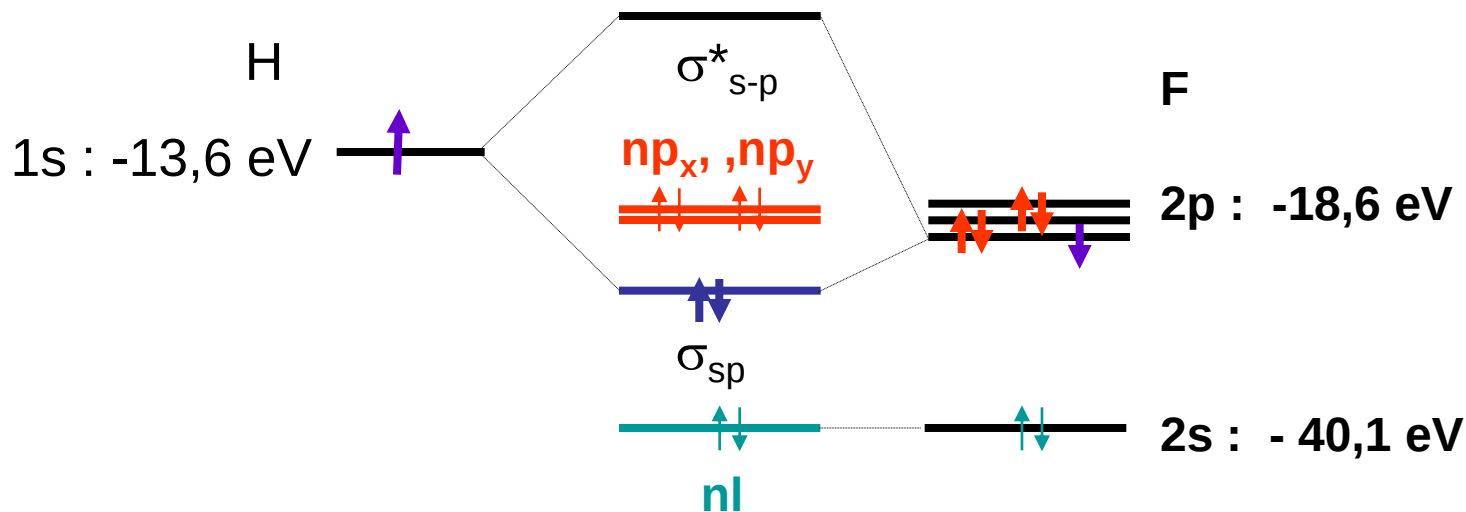


2.1.1 : Orbitale Moléculaire (M. HétéroNuc)

Molécules diatomiques AB :

Prise en compte :
 OA de la couche de valence et leurs énergies
 Faire comme précédemment
 Mettre l'élément le (+) électronégatif à gauche

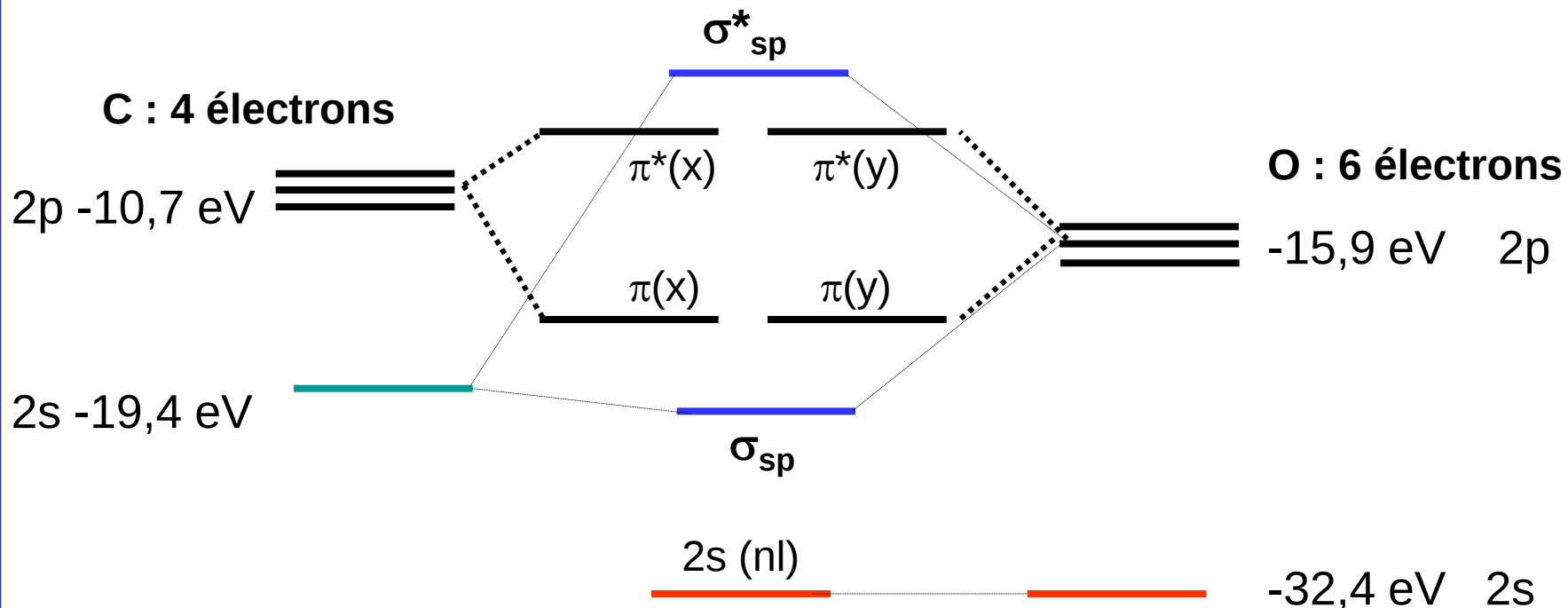
Ex : $\text{HF} = \text{H}^{+\delta}-\text{F}^{-\delta}$: A et B avec B plus électronégatif que A



$$\text{OL} = (2-0)/2 = 1 \text{ soit une } \sigma$$

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (M. HétéroNuc)

Molécules diatomiques AB : (ex) CO



2s(O) : pas de possibilité de combinaison $\Rightarrow$ OM (Non Liant)

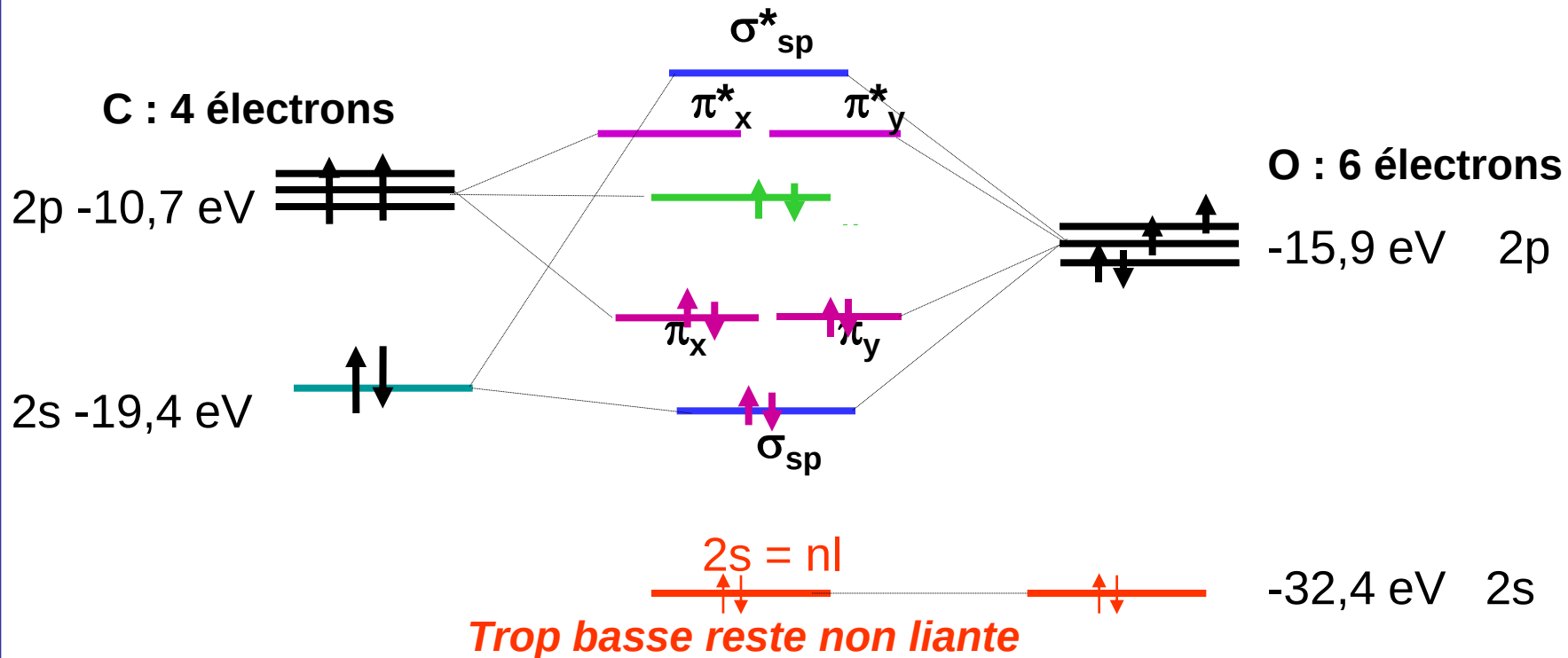
2s(C) : possibilité avec 2p de (O) soit [px, py ou pz] : s avec pz seule possibilité $\Rightarrow \sigma(sz)$ et $\sigma^*(sz)$

2p(O)(x ou y) : possibilité avec 2p de (O) soit [px, py] : px avec px et py avec py $\Rightarrow \pi(x)$ $\pi(y)$ et $\pi^*(x)$ $\pi^*(y)$

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (M. HétéroNuc)

Molécules diatomiques AB : (ex) CO

Reste $2p_z(C)$: plus d'orbitale disponible en face... OM Non Liant



2.1.1 : Orbitale Moléculaire (M. HétéroNuc)

Molécules diatomiques AB : HF, LiH, NO, CO , etc...

La théorie des OM explique les propriétés de CO

CO est anormalement polarisé en $-\delta$ sur C

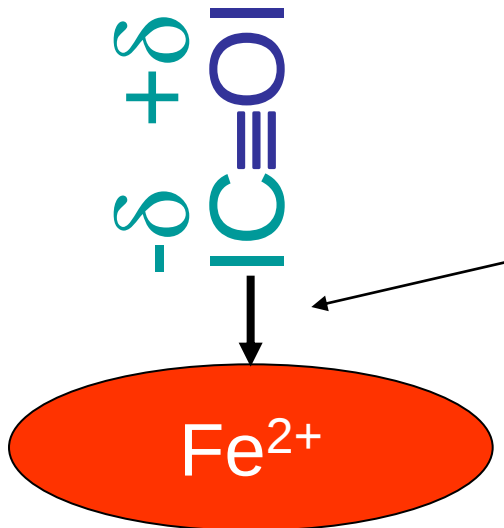
C = « indigestion » d'électrons car peu électronégatif = donneur

CO se lie facilement avec TOUS les métaux de transition

Très forte attraction par les cations Fe^{2+} de l'hémoglobine !

C chargé en $-\delta$: $\text{C} \equiv \text{O} :$

Liaison forte $\text{Fe}^{2+} \leftrightarrow$ doublet : $\text{C} \equiv \text{O} :$



Liaison

très forte difficile à rompre

Intoxication très grave

≈ 1 mort / semaine en France !

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (M. HétéroNuc)

Cas des liaisons ioniques : LiF: Il s'agit de Li^+ et F^-

$\text{Li}^+ : 2s^0$ et $\text{F}^- : 2s^2, 2p^6$ Ecart trop grand entre niveaux atomiques

Pas de recouvrement $\Leftrightarrow$ pas de liaison covalente

Liaison ionique

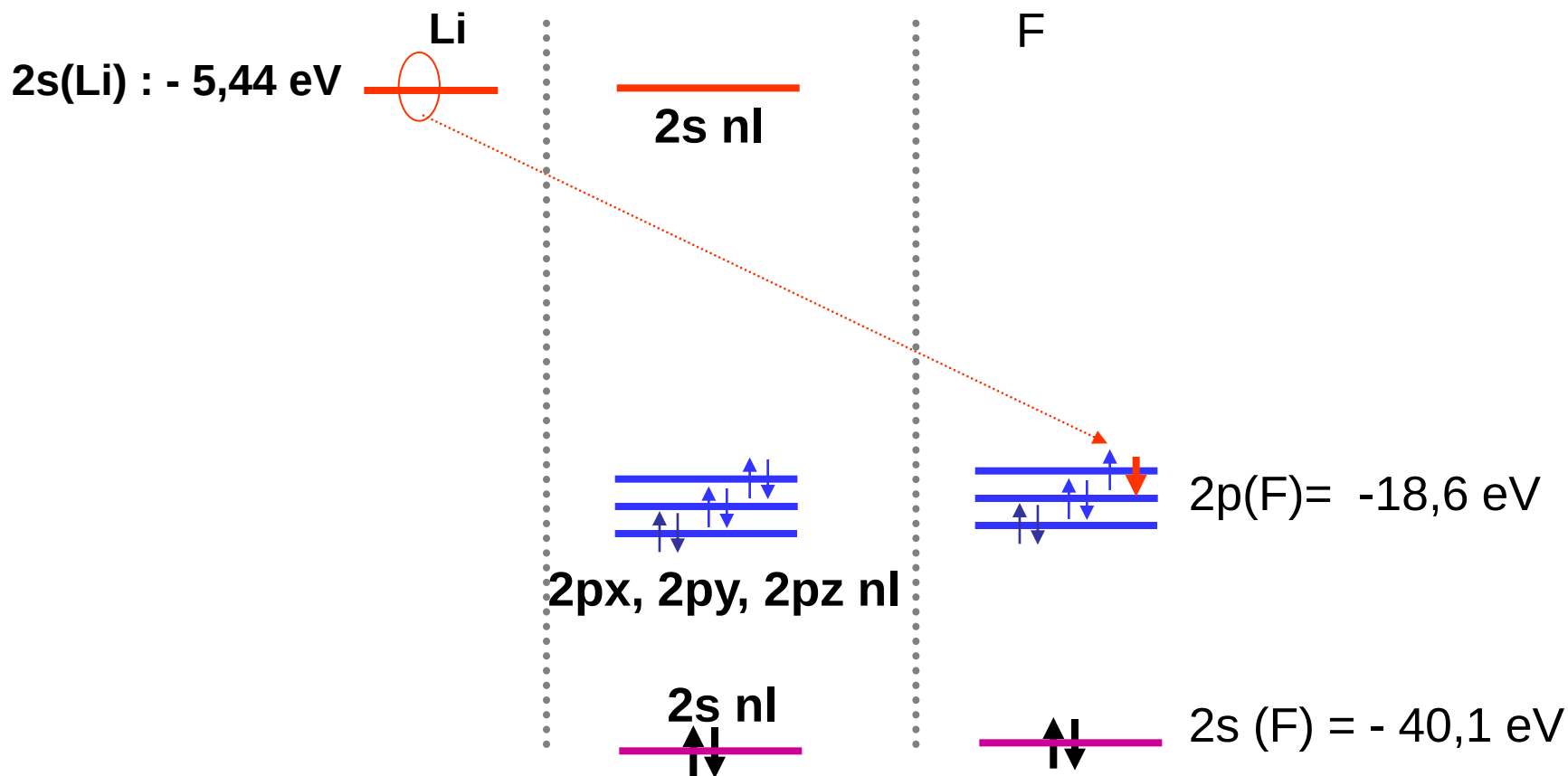


Diagramme d'une molécule AB avec une liaison ionique : LiF

2.1.1 : Orbitale Moléculaire (M. HétéroNuc)

Théorie vraie ou fausse

Critère = confrontation avec l'expérience

Mesure du potentiel d'ionisation de la molécule A_2 (AB)

On compare avec celui de l'atome A ou de l'atome B (AB)

On ionise la molécule : arrachement de $e(-)$ le moins lié

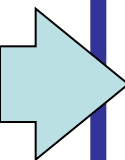
On distingue 3 cas

- 1) Électron liant : ce sera plus difficile que pour l'atome isolé
Niveau liant plus bas que niveau atomique
- 2) Électron antiliant : ce sera plus facile
Niveau antiliant plus élevé que niveau atomique
- 3) Électron non-liant : ce sera identique*
(* En fait faibles variations observées)

Plan du chapitre



Chapitre 3 : Orbitale Moléculaire

- 
1. Orbitale Moléculaire
 2. Hybride (Valence Bond)

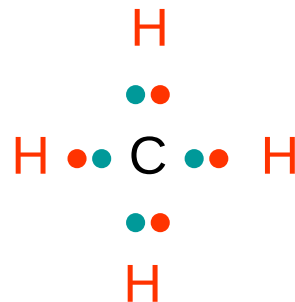
2.1.2 : Modèle Hybride

CH₄



Il y a un réel problème : 2 types d'OA et 4 liaisons identiques !

Modèle de Lewis : mise en commun des électrons



Comment rendre « identiques » les électrons 2s et 2p de C ?

Introduction de l'hybridation :

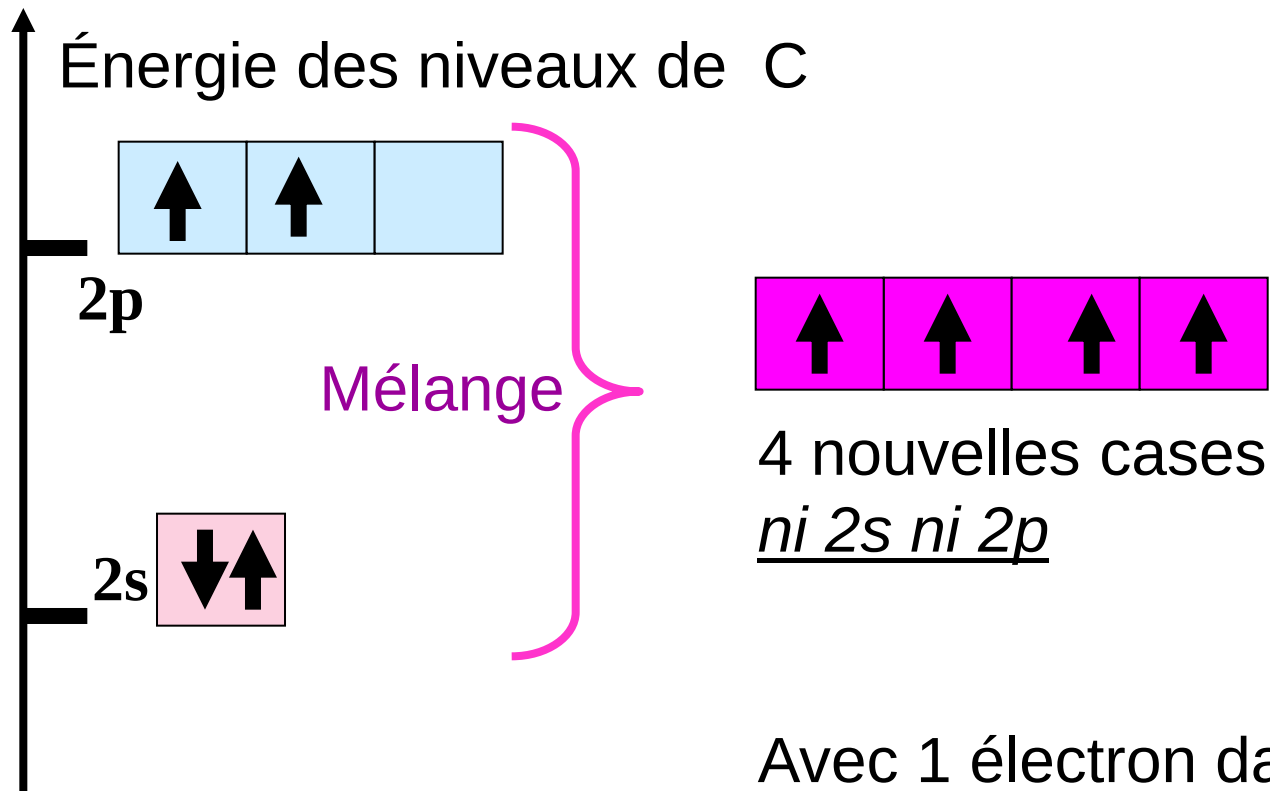
Combinaisons linéaires d'OA = nouvelles solutions

Nouvelles orbitales atomiques hybrides = mélange mathématique

ATTENTION : L'hybridation N'EST PAS un phénomène physique
Moyen mathématique commode dans certains cas

2.1.2 : Modèle Hybride

1er cas : hybridation sp^3 de «C» Mélange mathématique des OA 2s et 2p



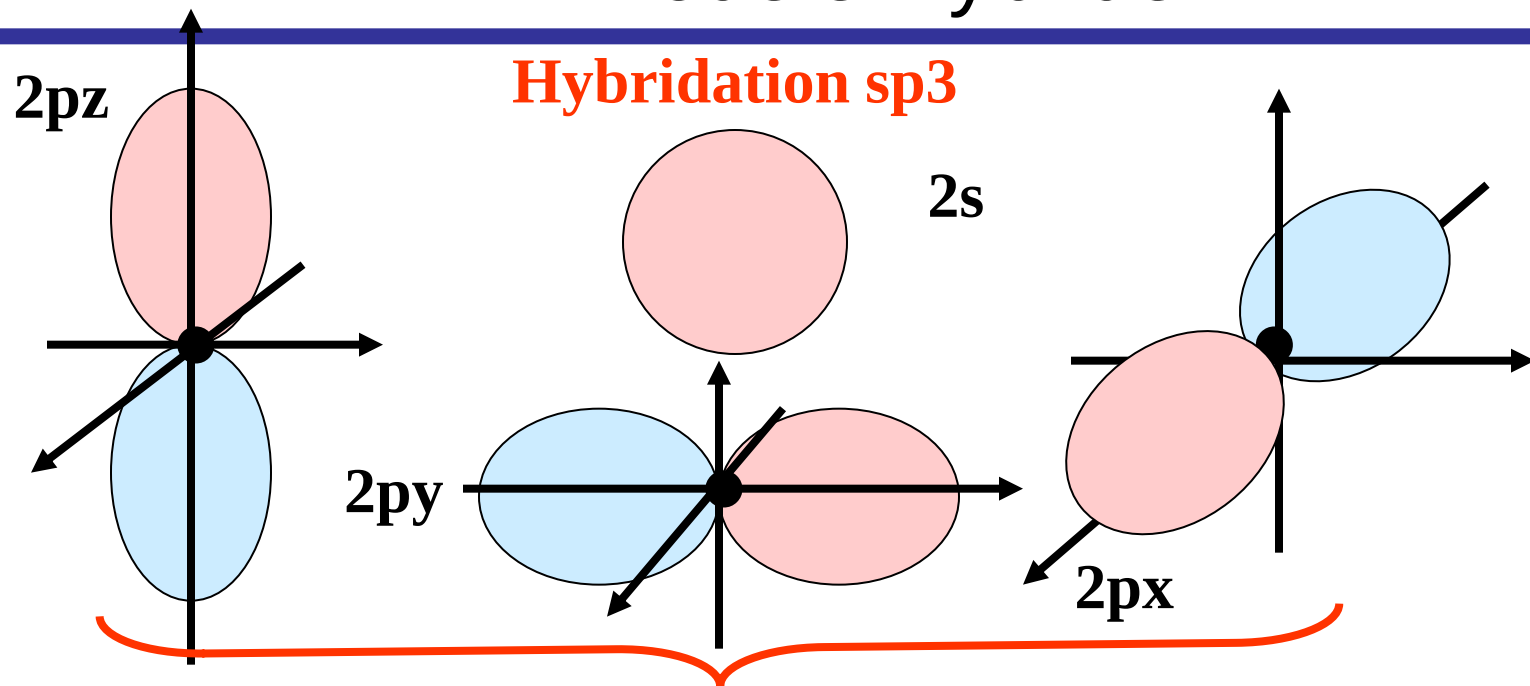
2.1.2 : Modèle Hybride

1er cas : hybridation sp^3 de « C » Mélange mathématique des OA 2s et 2p

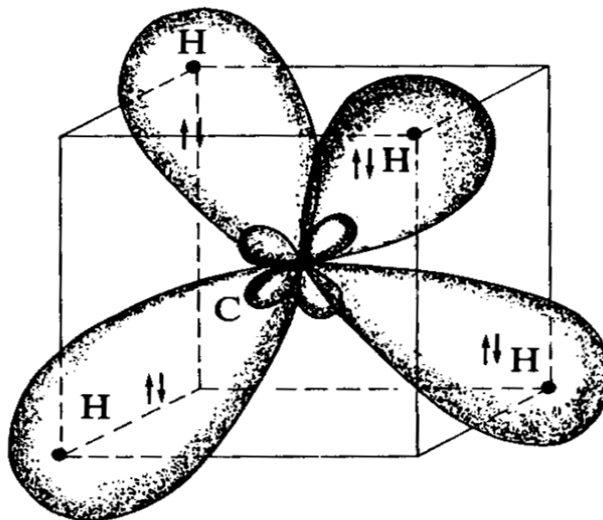
Résultat du mélange mathématique

- 1) 4 nouvelles cases **ni bleues ni roses mais violettes**
(Violet = Bleu + Rose)
- 2) 4 nouvelles OA identiques dites sp^3
Il n'y a plus d'OA 2s ni d'OA 2p
- 3) Chacune contient 1 électron
- 4) Cependant ces OA doivent avoir *des caractères des OA « parentes »*
dont elles sont issues = « *hérédité* ».
 - 4a) Caractère 2s : **directions identiques** dans l'espace
 - 4b) Caractère 2p : OA à DEUX lobes de phases opposées
 - 4c) Caractère 2p : **lobes dirigés** selon des directions précises
- 5) Énergie = ? = n'existe pas !

2.1.2 : Modèle Hybride

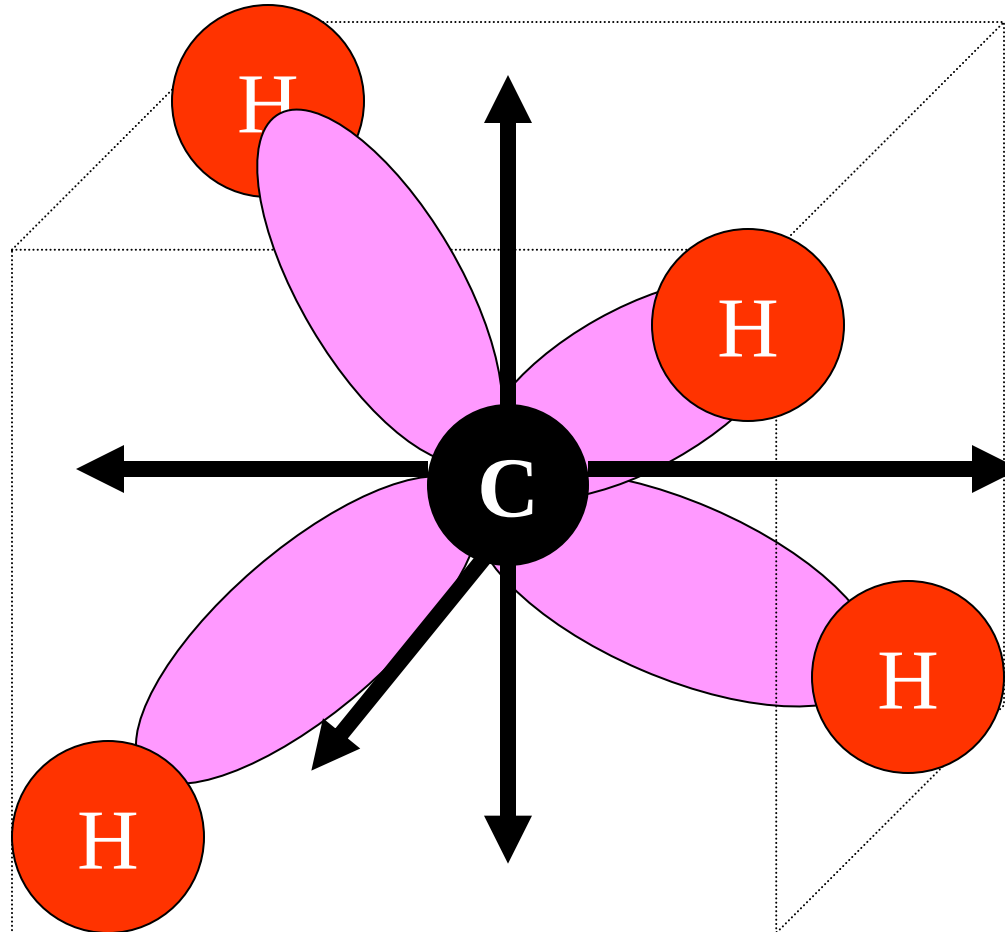


4 nouvelles Orbitales Atomiques à $109,5^\circ$ les unes des autres
= 4 directions selon les diagonales d'un tétraèdre



2.1.2 : Modèle Hybride

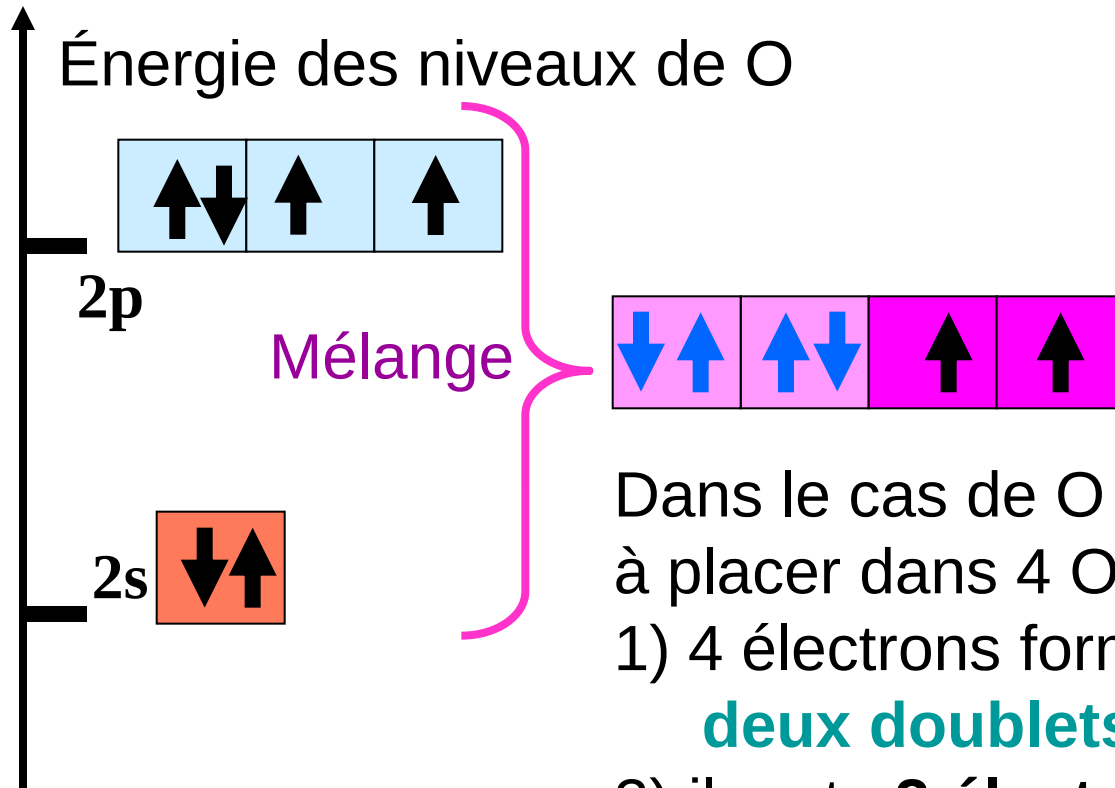
Méthane : interactions $1s(H)$ et $sp^3(C)$



→ *Direction de densité nulle*
Pas de liaison possible

2.1.2 : Modèle Hybride

1er cas : hybridation sp^3 de « O » Mélange mathématique des OA 2s et 2p



Dans le cas de O il y a 6 électrons à placer dans 4 OA hybrides sp^3

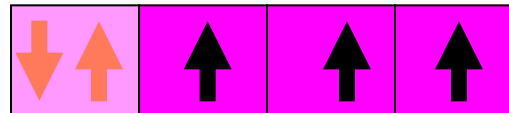
1) 4 électrons forment

deux doublets non liants sp^3

2) il reste **2 électrons non appariés**

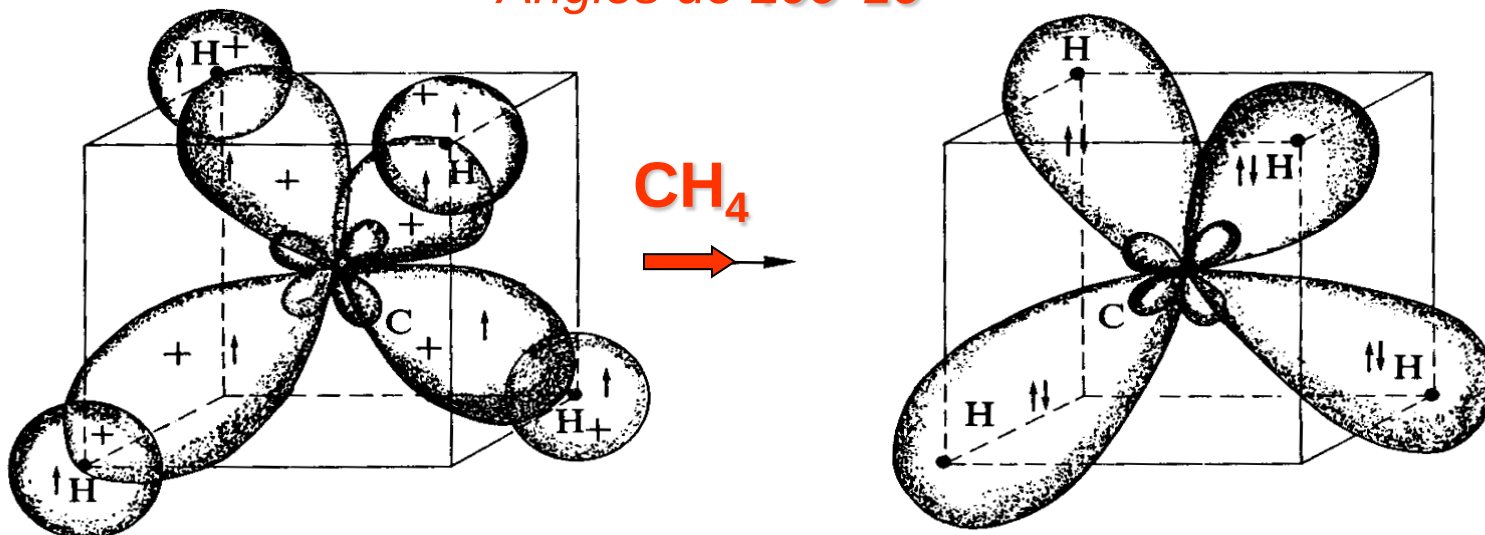
Idem pour l'azote

5 électrons pour N :

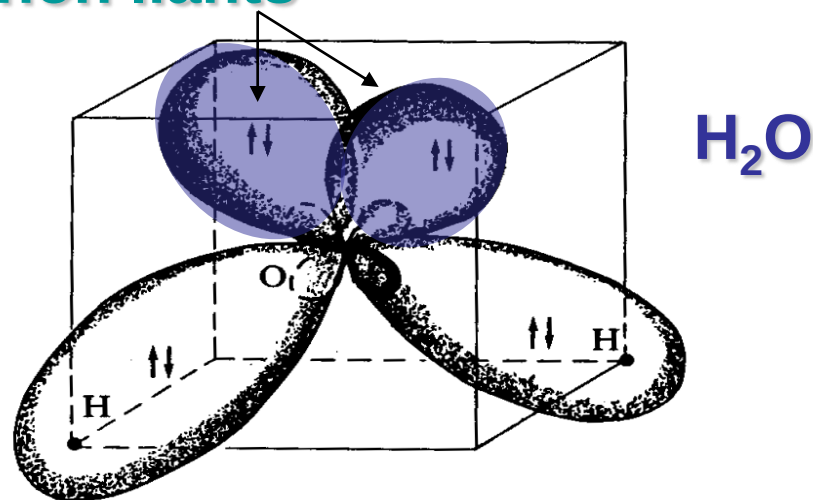
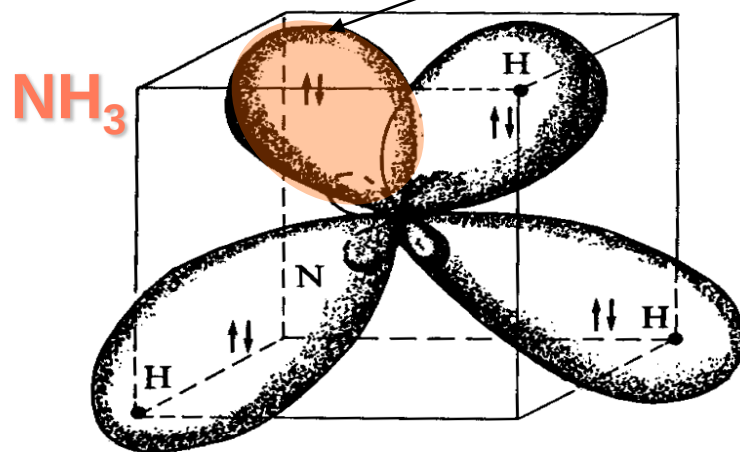


2.1.2 : Modèle Hybride

Concept de l'hybridation : liaisons localisées
Angles de **109°28'**

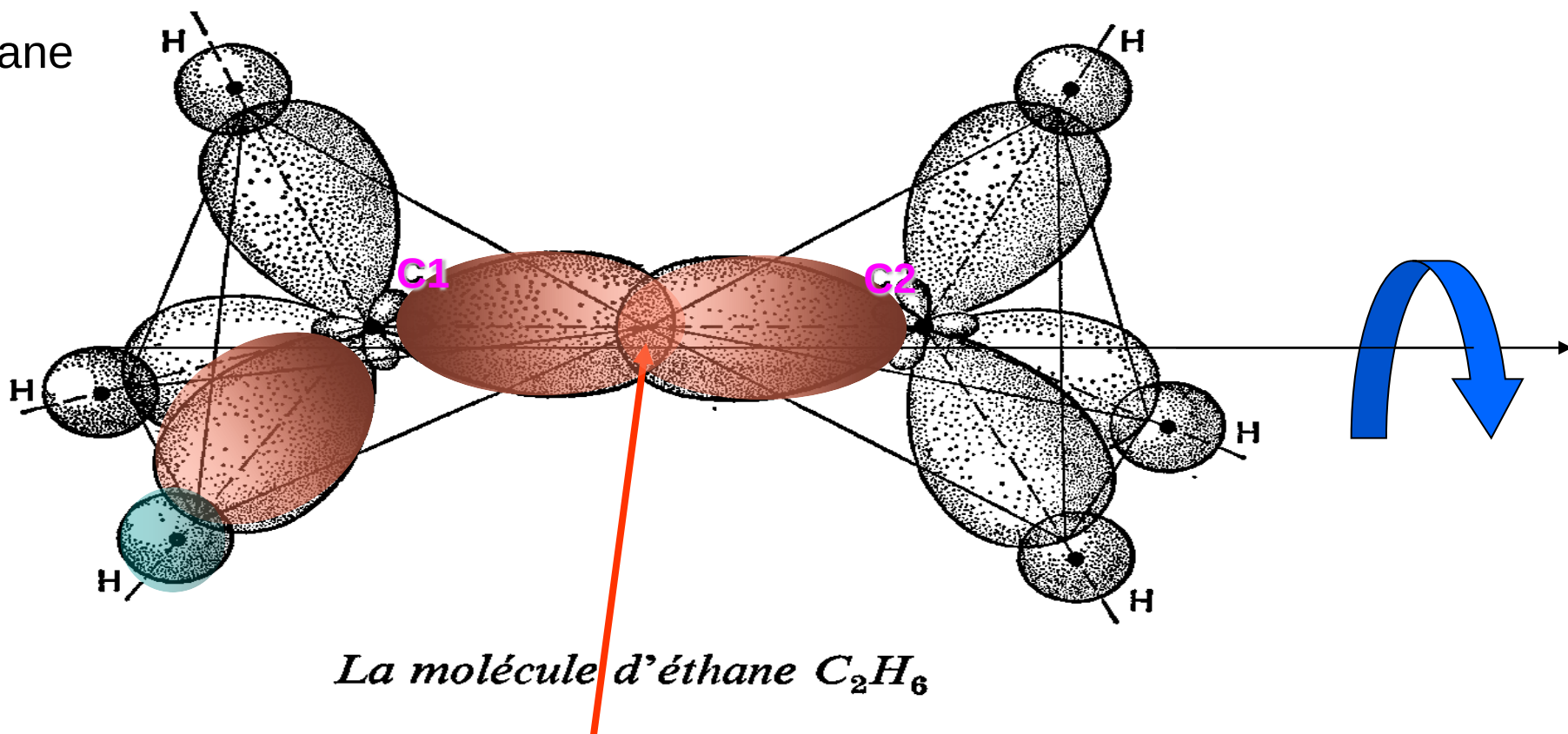


Doublets non liants



2.1.2 : Modèle Hybride

Ethane



1 liaison **C-C** par **recouvrement** de deux sp^3 : **C1-C2**

Le principe de la libre rotation est respecté

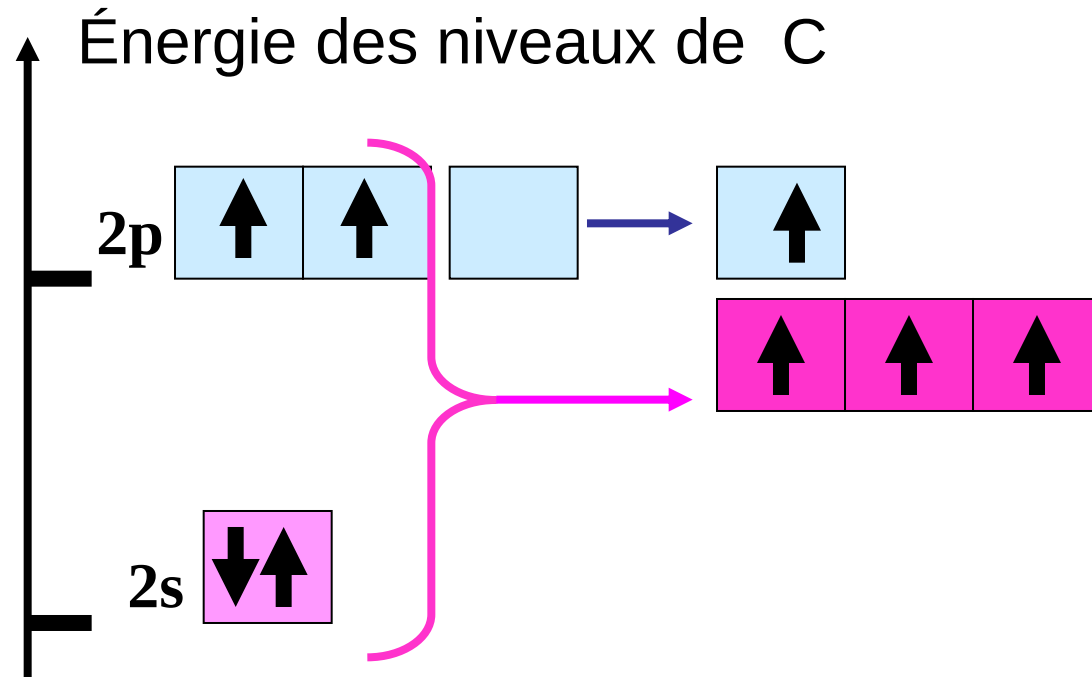
Deux « C », deux tétraèdres, liés par un sommet

Sur C1 : 3 liaisons C-H par recouvrement $(C)sp^3-1s(H)$

Idem sur C2

2.1.2 : Modèle Hybride

2^{ème} cas : hybridation sp^2 de « C » Mélange mathématique des OA 2s et 2p
On utilise 2 OA 2p seulement + OA 2s



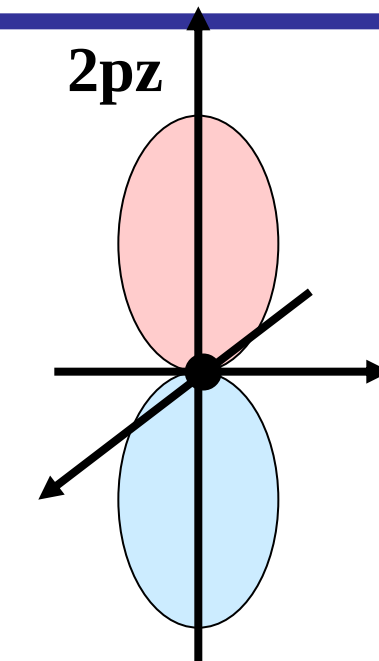
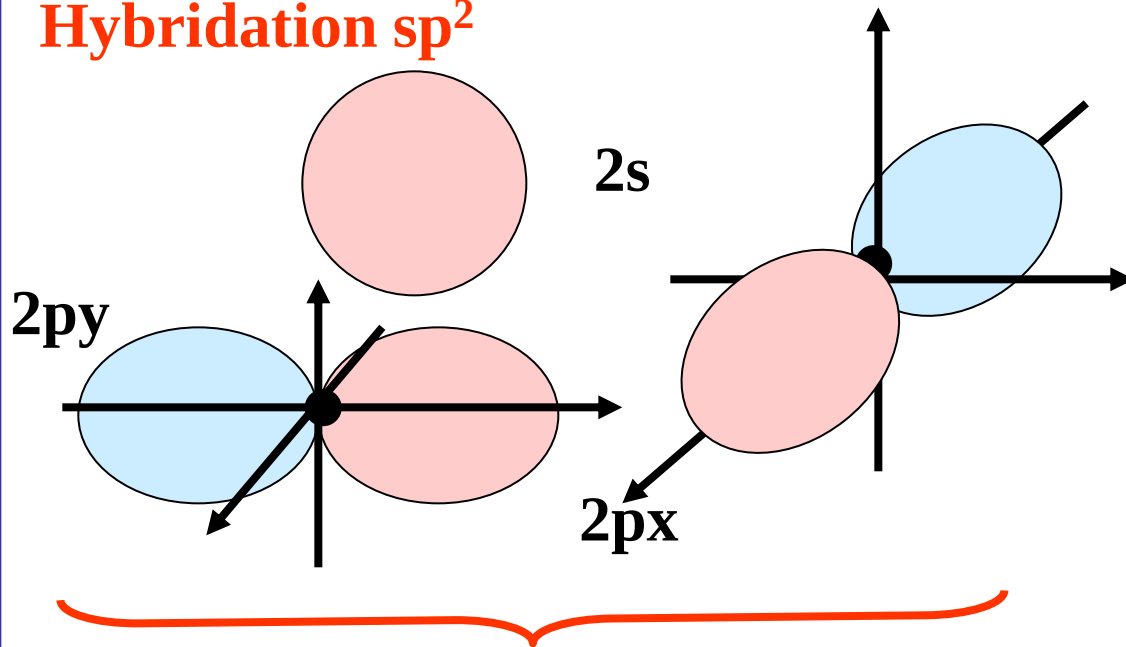
Ici on ne mélange que deux OA 2p avec l'OA 2s
Il reste une OA 2p non touchée

Mais toujours 1 électron par case

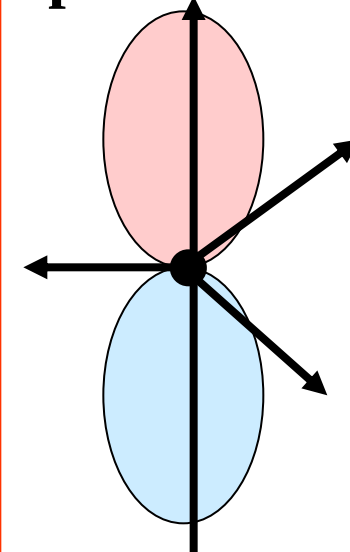
Ceci est contraire à la règle du remplissage !

2.1.2 : Modèle Hybride

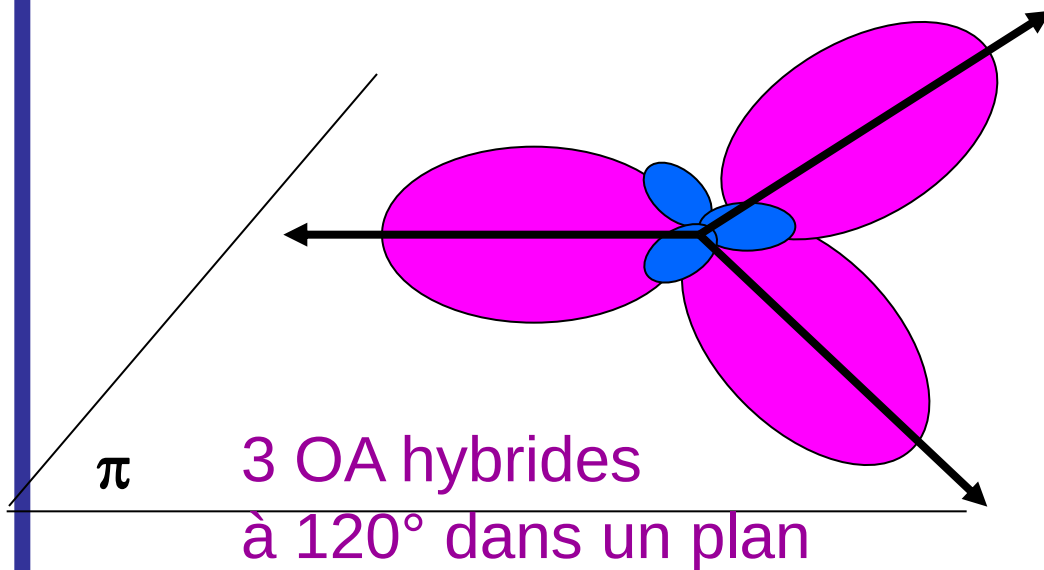
Hybridation sp^2



$2p_z$ est inchangée

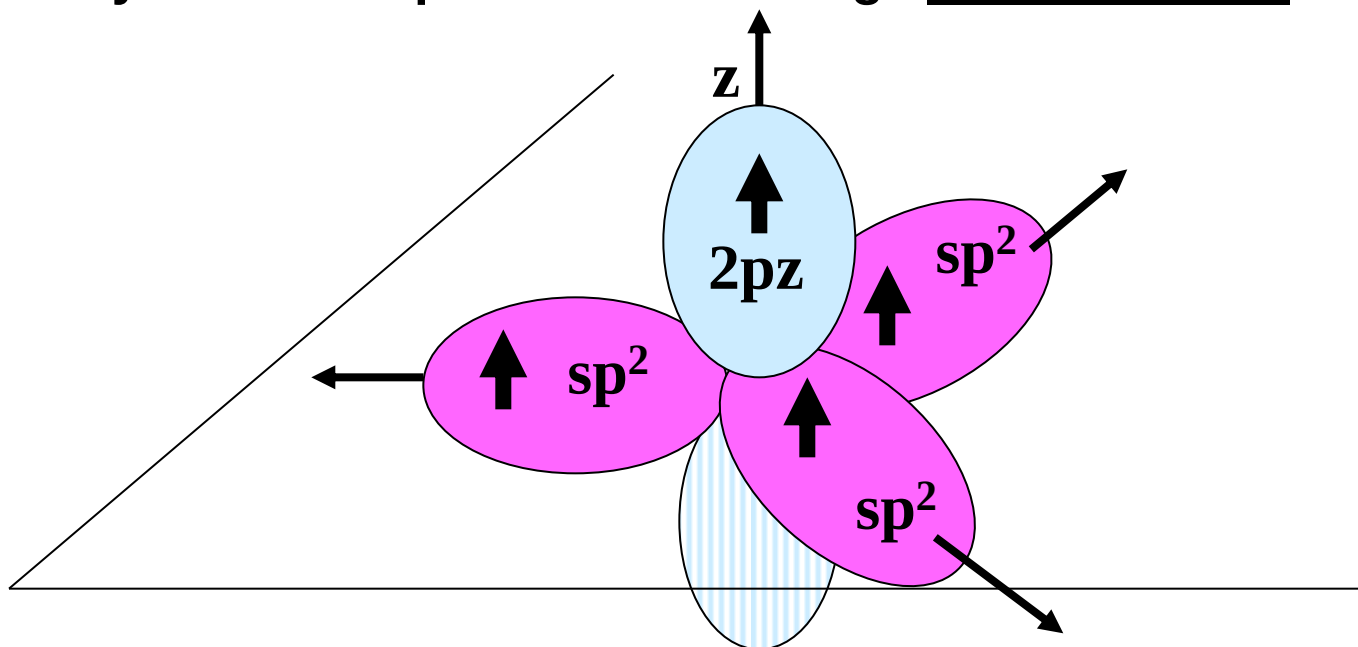


+



2.1.2 : Modèle Hybride

2^{ème} cas : hybridation sp^2 de « C » Mélange mathématique des OA 2s et 2p



Exemple d'un atome hybridé sp^2 : 3 OA sp^2

On obtient TROIS nouvelles orbitales atomiques hybrides

- Elles ont deux lobes
- Elles sont dans un plan
- Elles se placent à 120° l'une de l'autre (3 directions équivalentes)
= 3 directions qui formeront 3 liaisons à 120° = 3 liaisons σ .

1 OA 2p pure perpendiculaire au plan

2.1.2 : Modèle Hybride

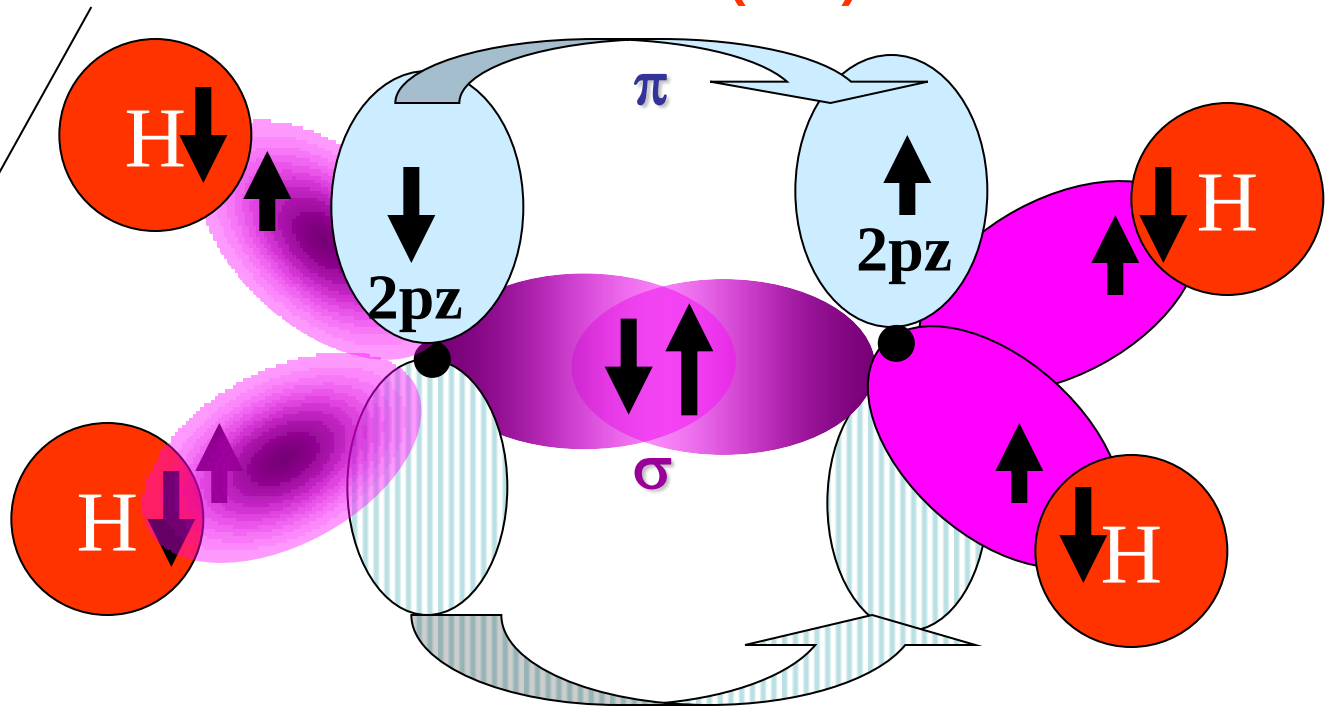
2^{ème} cas : hybridation sp^2 de « C » Mélange mathématique des OA 2s et 2p

Cas de l'éthylène

2 atomes C sont hybridés sp^2 , chacun ayant 3 OA sp^2 identiques.

Il y a **2 OA sp^2** colinéaires qui se recouvrent : $\Rightarrow$ **liaison σ (C-C)**

Les autres OA $2 \times 2 = 4$ forment **les 4 liaisons σ (C-H)**.



Les 2 OA « p » pures et parallèles forment un recouvrement latéral
Ce sera la liaison π CC

2.1.2 : Modèle Hybride

2^{ème} cas : hybridation sp^2 de « C » Mélange mathématique des OA 2s et 2p

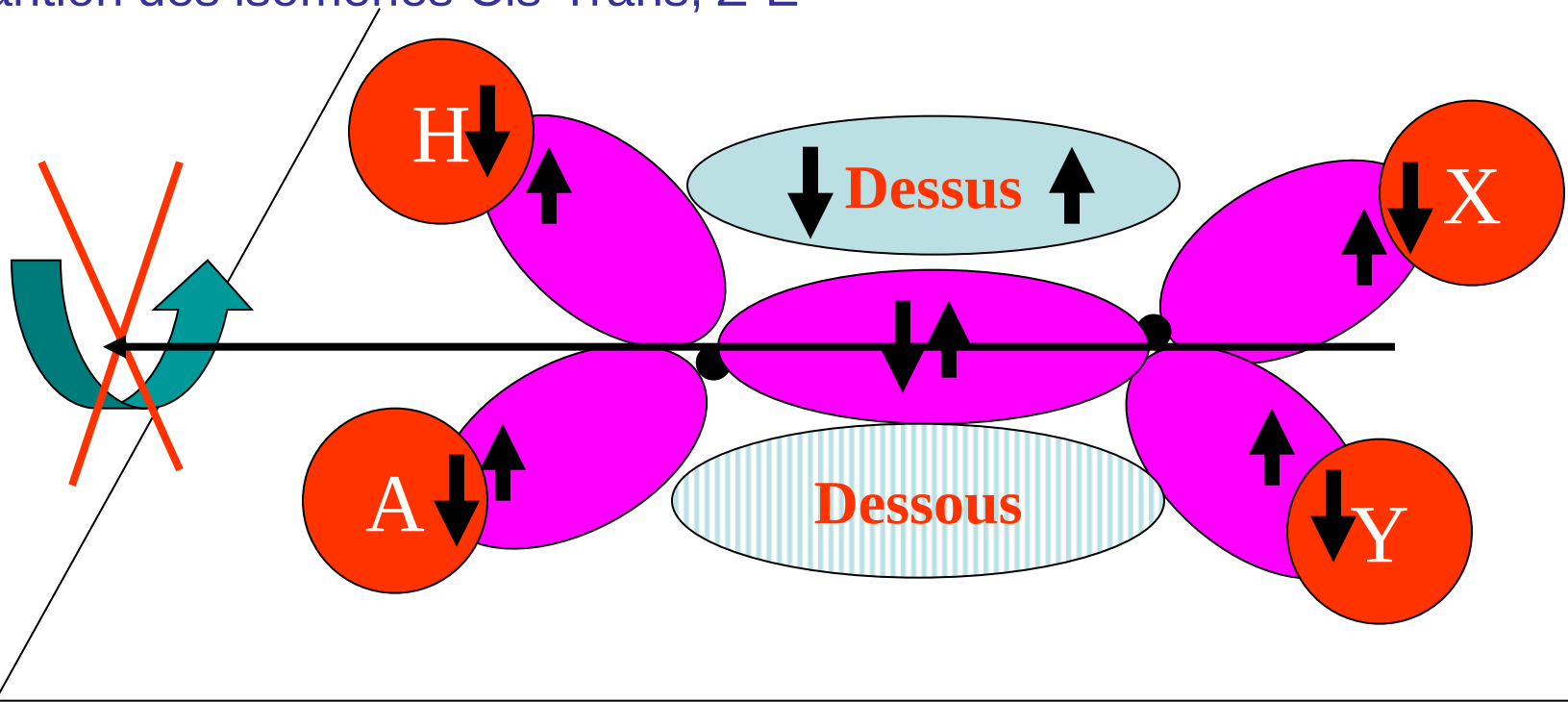
Cas de l'éthylène

Le recouvrement latéral bloque totalement la libre rotation C=C

La molécule est figée dans cette géométrie

Un raisonnement géométrique simple montre que la molécule est PLANE

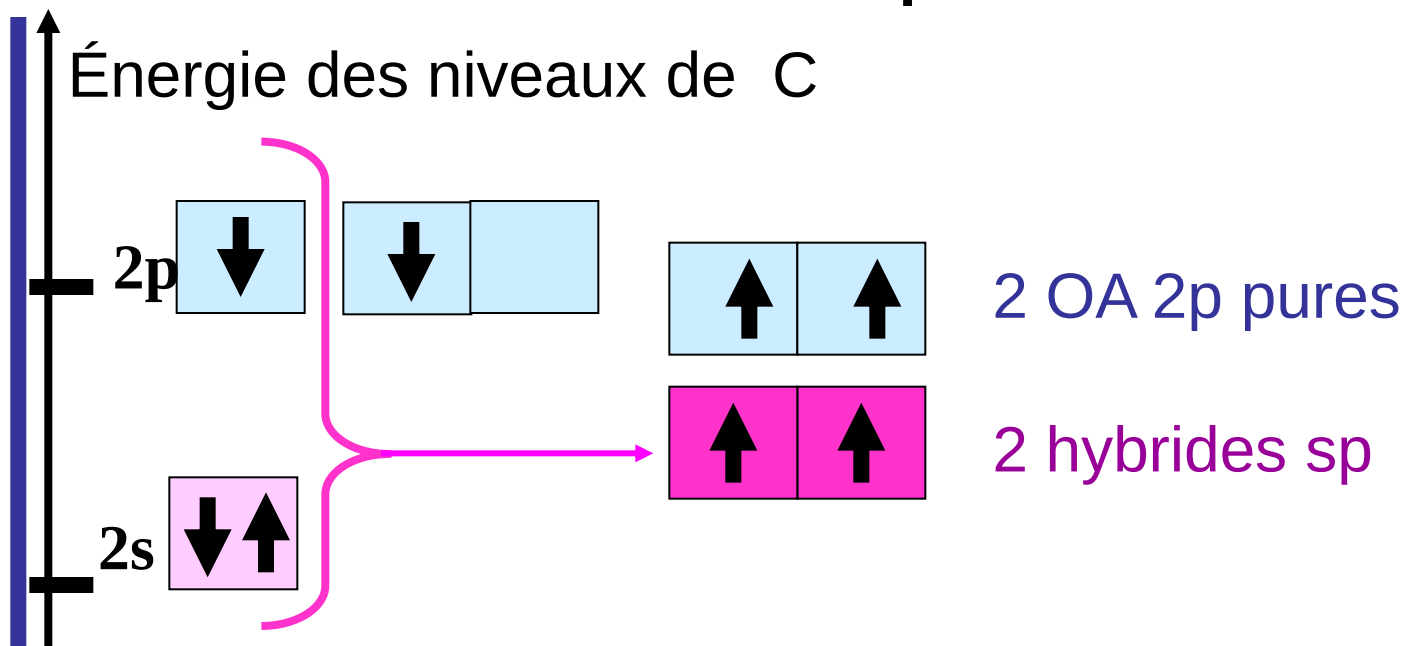
⇒ Apparition des isoméries Cis-Trans, Z-E



Le passage de Z à E se fait par rupture de la liaison π et rotation autour de σ
Nécessite une excitation : ex = photon du visible ⇒ photochimie

2.1.2 : Modèle Hybride

3^{ème} cas : hybridation sp de « C » Mélange mathématique des OA 2s et 2p
On utilise une seule OA 2p avec l'OA 2s



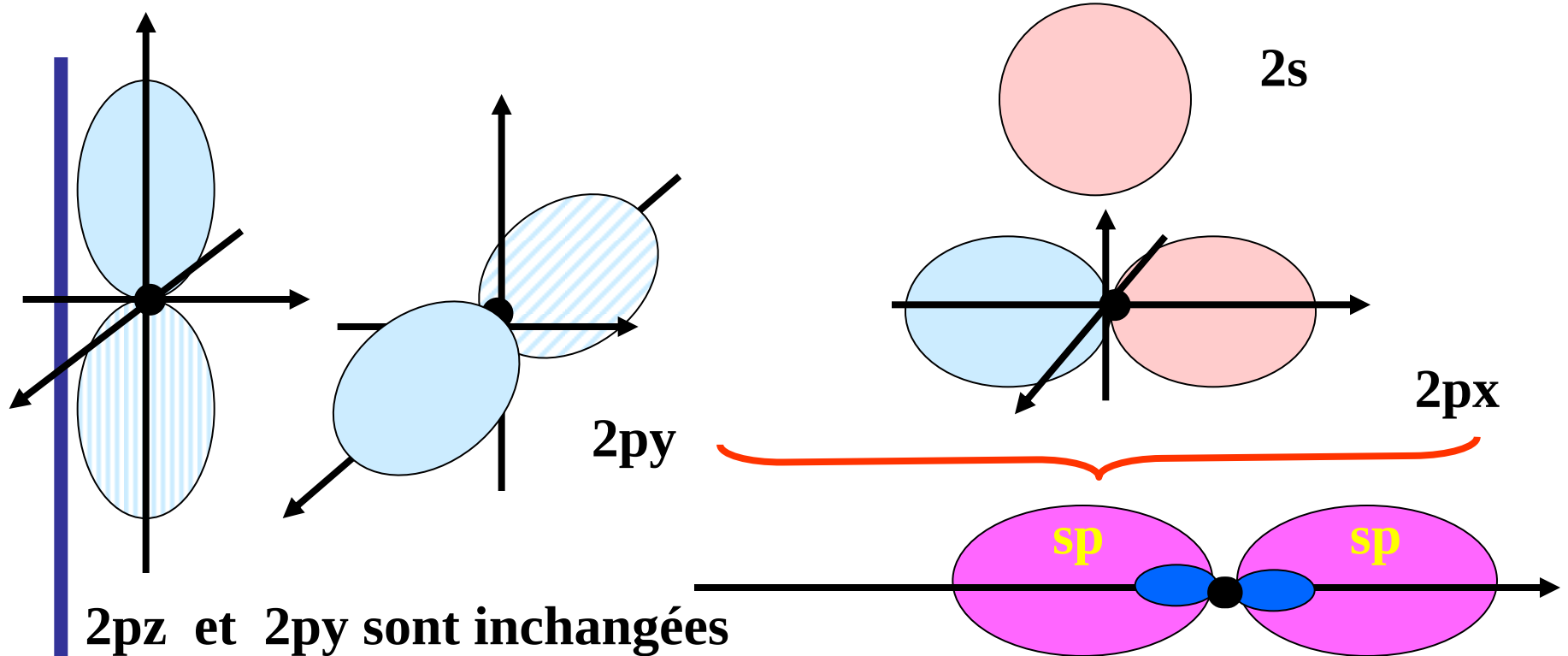
Remarque : la répartition des électrons se fait en supposant que les énergies des OA sp et 2p sont voisines.

Il y aura donc 1 électron par OA, soit « sp », soit « p » pure

2.1.2 : Modèle Hybride

L1-PACES

3^{ème} cas : hybridation sp de « C » Mélange mathématique des OA $2s$ et $2p$



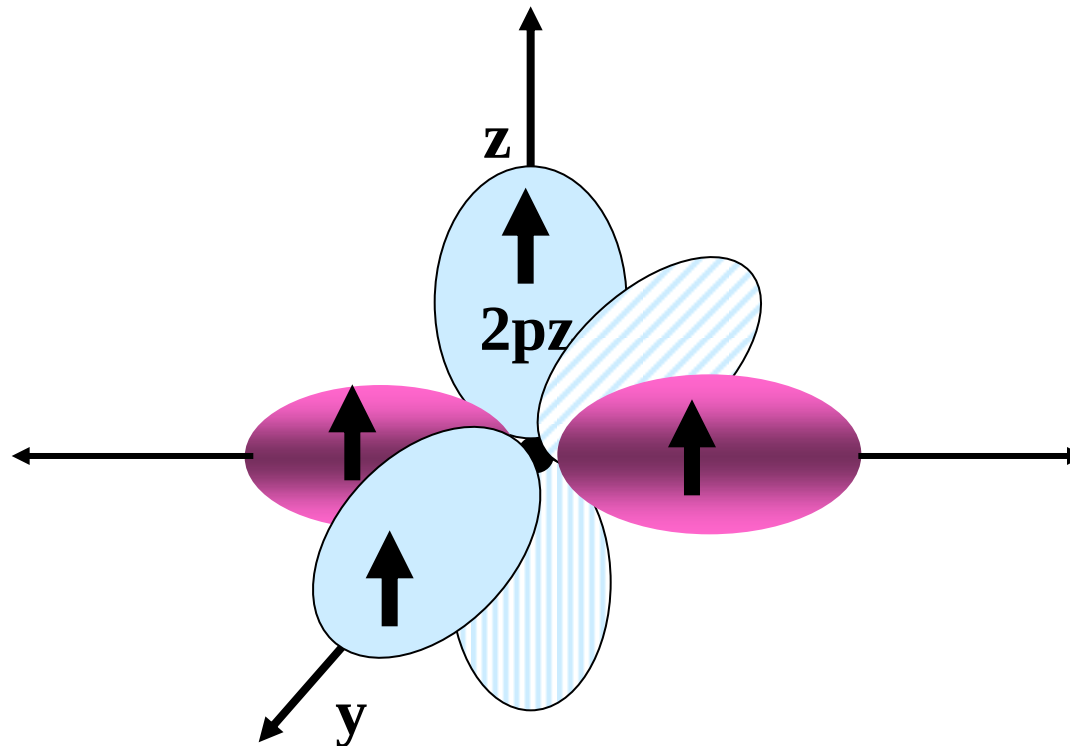
On obtient 2 nouvelles orbitales atomiques hybrides

- Elles ont deux lobes
 - Elles se placent à 180° l'une de l'autre
- = 2 directions opposées qui formeront 2 liaisons à $180^\circ \Rightarrow$ **2 liaisons σ**

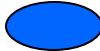
Les 2 OA $2p$ inchangées vont former les 2 futures liaisons π

2.1.2 : Modèle Hybride

3^{ème} cas : hybridation sp de « C » Mélange mathématique des OA 2s et 2p

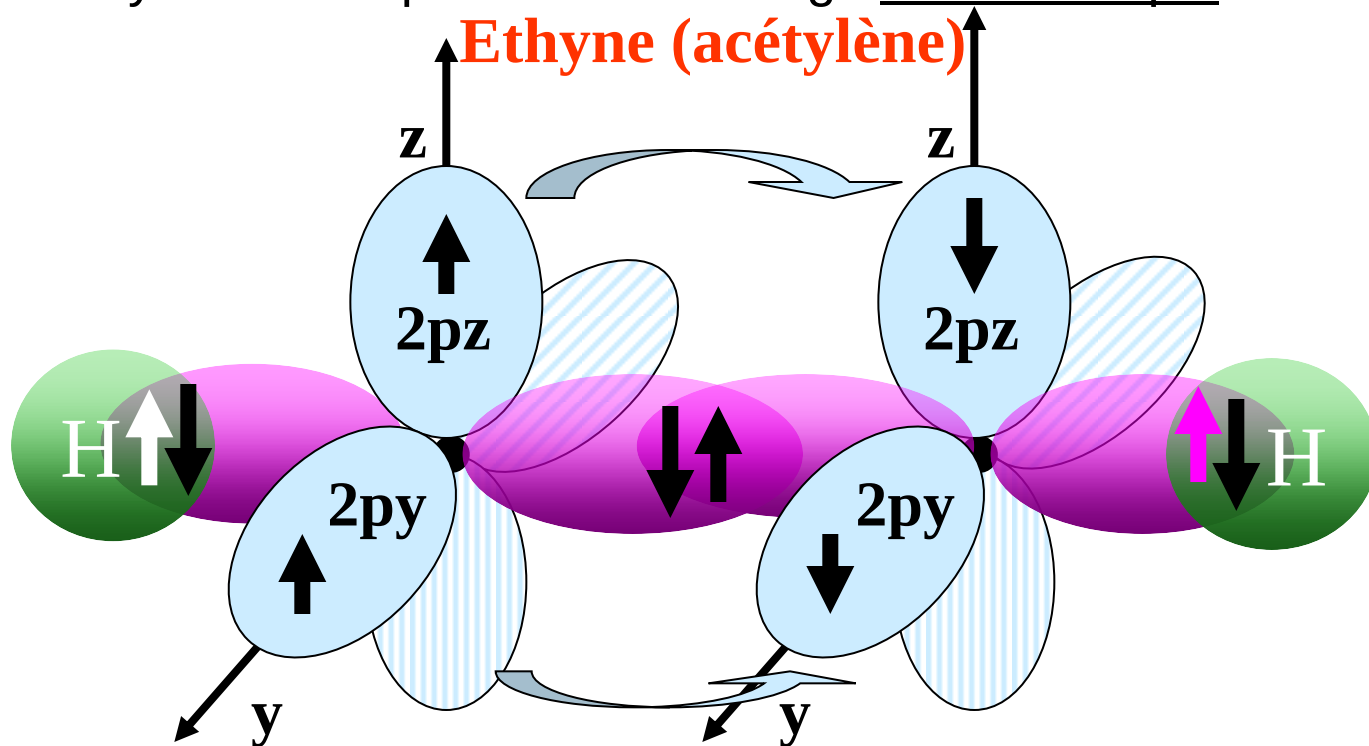


Exemple d'un atome C hybridé sp

- 1) Deux OA sp en VIOLET (Lobes  non dessinés)
- 2) Les deux sp sont colinéaires
- 2) Deux OA 2p pures perpendiculaires entre elles et aux deux sp

2.1.2 : Modèle Hybride

3^{ème} cas : hybridation sp de « C » Mélange mathématique des OA 2s et 2p



Deux atomes de carbone supposés hybridés sp se rapprochent
Il y a interaction de 2 lobes sp de chaque atome ayant chacun 1 électron :

1 liaison σ (CC) ici en VIOLET.

Les deux OA sp restantes forment l'OM hybride avec les 2 OA 1s(H) en **vert**

Les deux OA p pures (2pz et 2py) sur chaque atome de carbone se recouvrent latéralement : **il se forme 2 liaisons π (CC)**

2.1.2 : Modèle Hybride

Correspondance Hybridation et modèle VSEPR

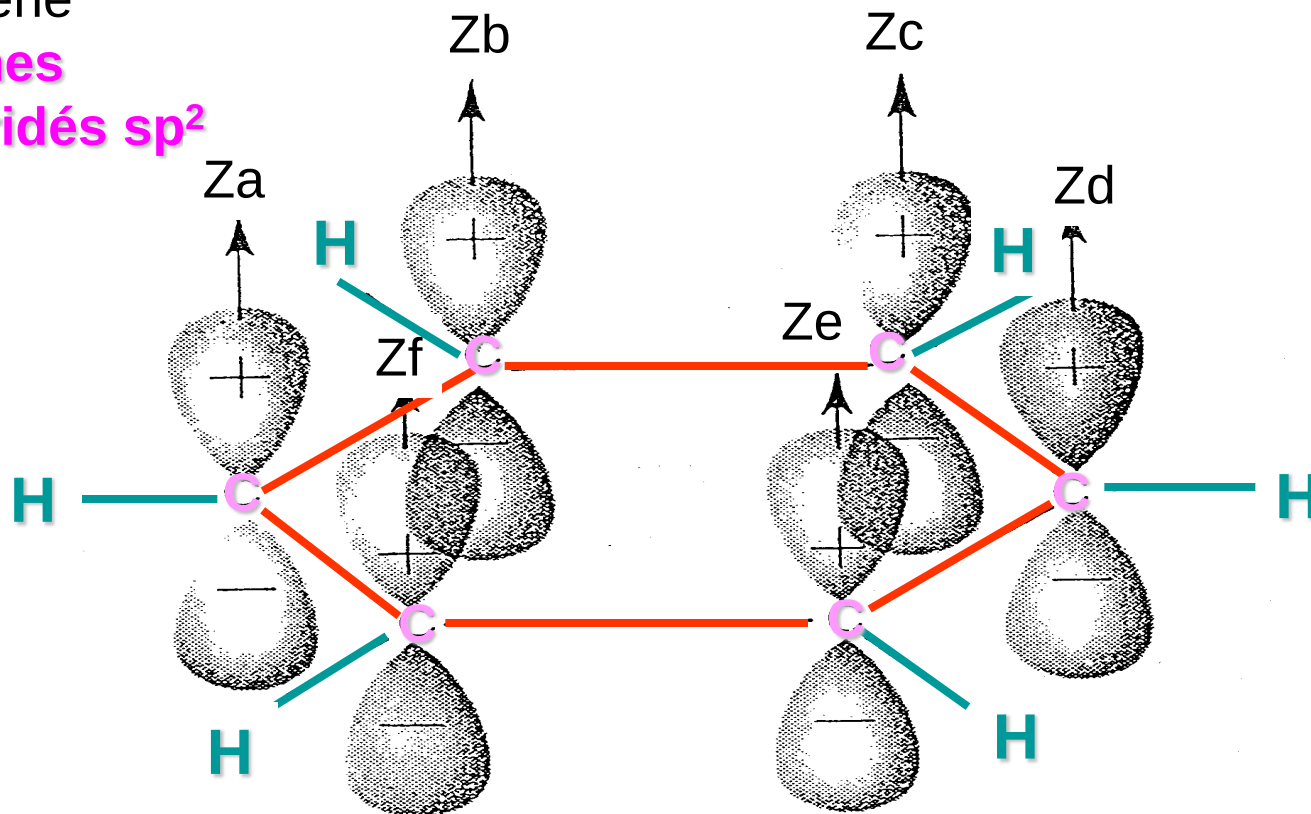
VSEPR	Hybridation de l'atome A	Formes géométriques engendrées par les P orbitales hybrides	Représentation des P orbitales hybrides
2	sp	Linéaire	
3	sp ²	Triangle équilatéral	
4	sp ³	Tétraédrique	
	dsp ²	Plan carré	
5	dsp ³	Biprisme trigonal	
6	d ² sp ³ ou sp ³ d ²	Octaèdre	

2.1.2 : Modèle Hybride

Molécules organiques

Benzène

6 atomes
C hybridés sp^2



6 liaisons σ C-C : C(sp^2)-C(sp^2)

6 liaisons σ C-H : C(sp^2)-H(1s)

$\Rightarrow$ Tous les angles à 120°

+ 3 liaisons π par recouvrements latéraux 2p-2p de Za, Zb, etc.

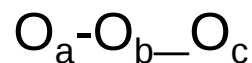
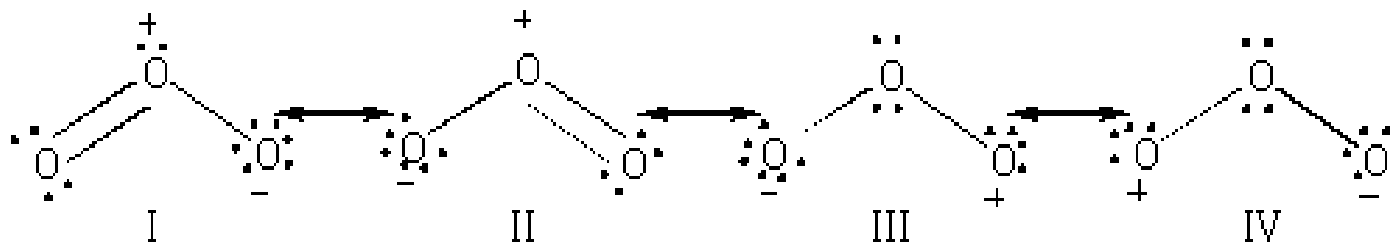
2.1.2 : Modèle Hybride

Ozone: O_3 = molécule instable, oxydant puissant et poison mortel

Présence d'un moment dipolaire $\Leftrightarrow$ 3 atomes identiques ?

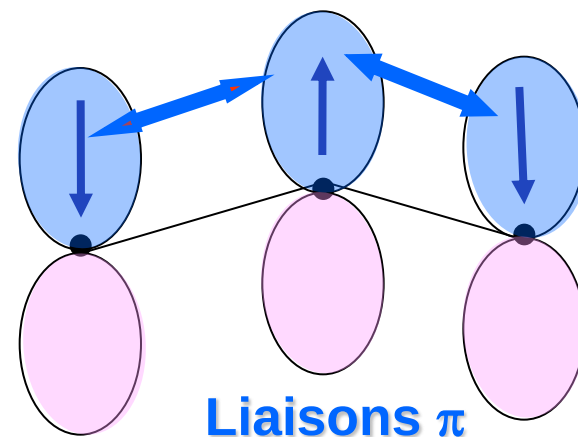
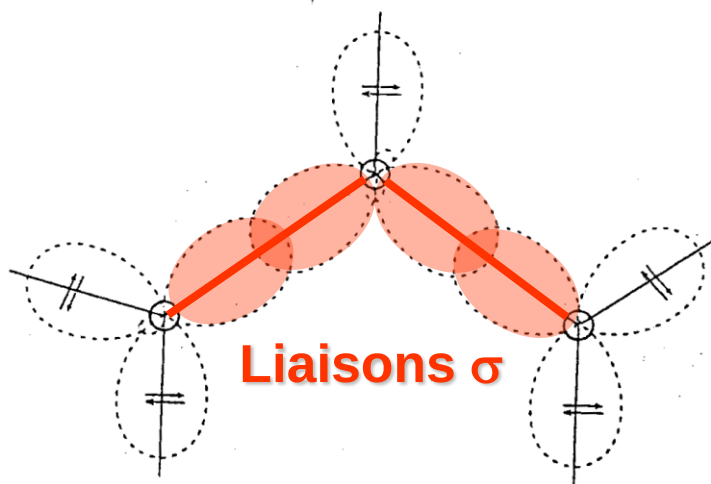
Difficulté de l'écriture : $O=O-O$? ou $O-O=O$ ou molécule en triangle ?

O est divalent TOUJOURS O^+ est trivalent O^- est monovalent



Ozone : 2 liaisons σ : O_a-O_b et O_b-O_c

3 OA 2p $\Rightarrow$ 3 électrons = 1 liaison π + 1électron



2.1.2 : Modèle Hybride

1) Atomes terminaux

a) Atome H : jamais hybridé = 1 e(-) dans OA 1s

b) Autres atomes N, O, S,.....

L'atome a le **même état d'hybridation que l'atome C auquel il est lié**

⇒ Possibilité de délocalisation d'électrons « p »

>C=O : O est considéré hybridé sp^2 , -C≡N : N est considéré hybridé sp

2) Atomes internes non terminaux

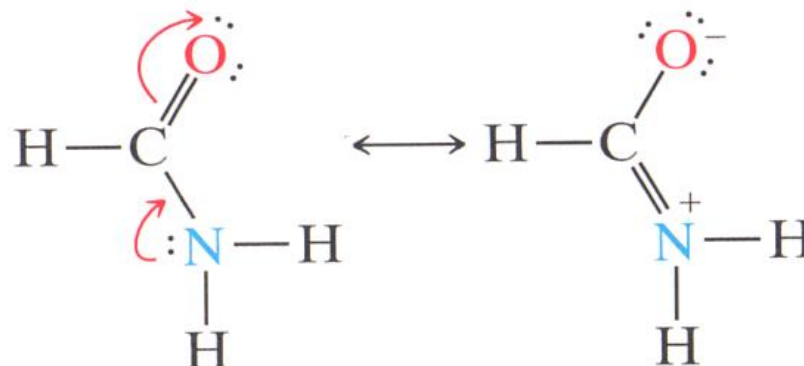
On attribue une hybridation sp^2 (*convention !*) à l'atome N, O, ...

porteur d'un doublet libre et lié à un atome trigonal hybridé sp^2

⇒ délocalisation électronique stabilisante

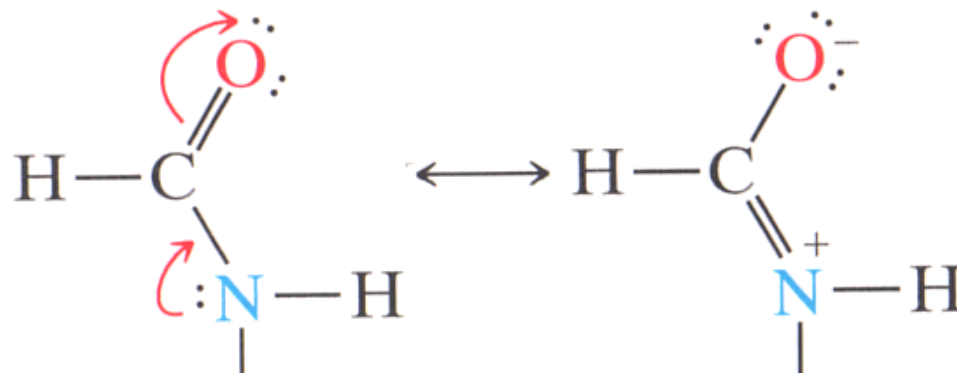
⇒ maintien de la planéité de la molécule

Cas des amides



Résonance de l'amide : libre rotation C-N bloquée

2.1.2 : Modèle Hybride



Formes de résonance d'une amide

1 électron de l'atome de carbone
et 1 électron d'un groupement alkyle,
aryle ou atome **H**
forment une **liaison σ**

Paire électronique de l'atome **N**
Possibilité d'interaction avec le
doublet π du groupement carbonyle
Contribution à une
forme de résonance polaire

