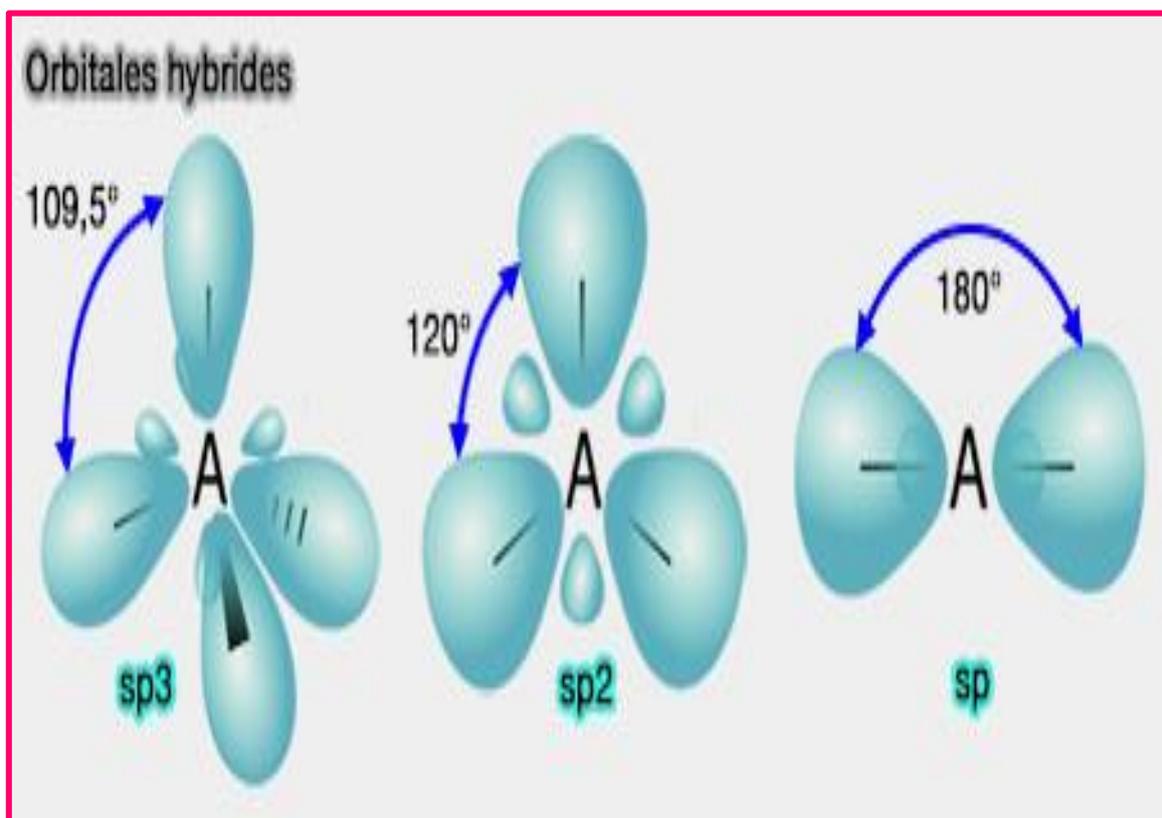


Chapitre V : La liaison chimique

Partie II : L'hybridation



Dr : ZAABAT. N

Année universitaire : 2024-2025

Chapitre V : La liaison chimique (partie II)

Hybridation

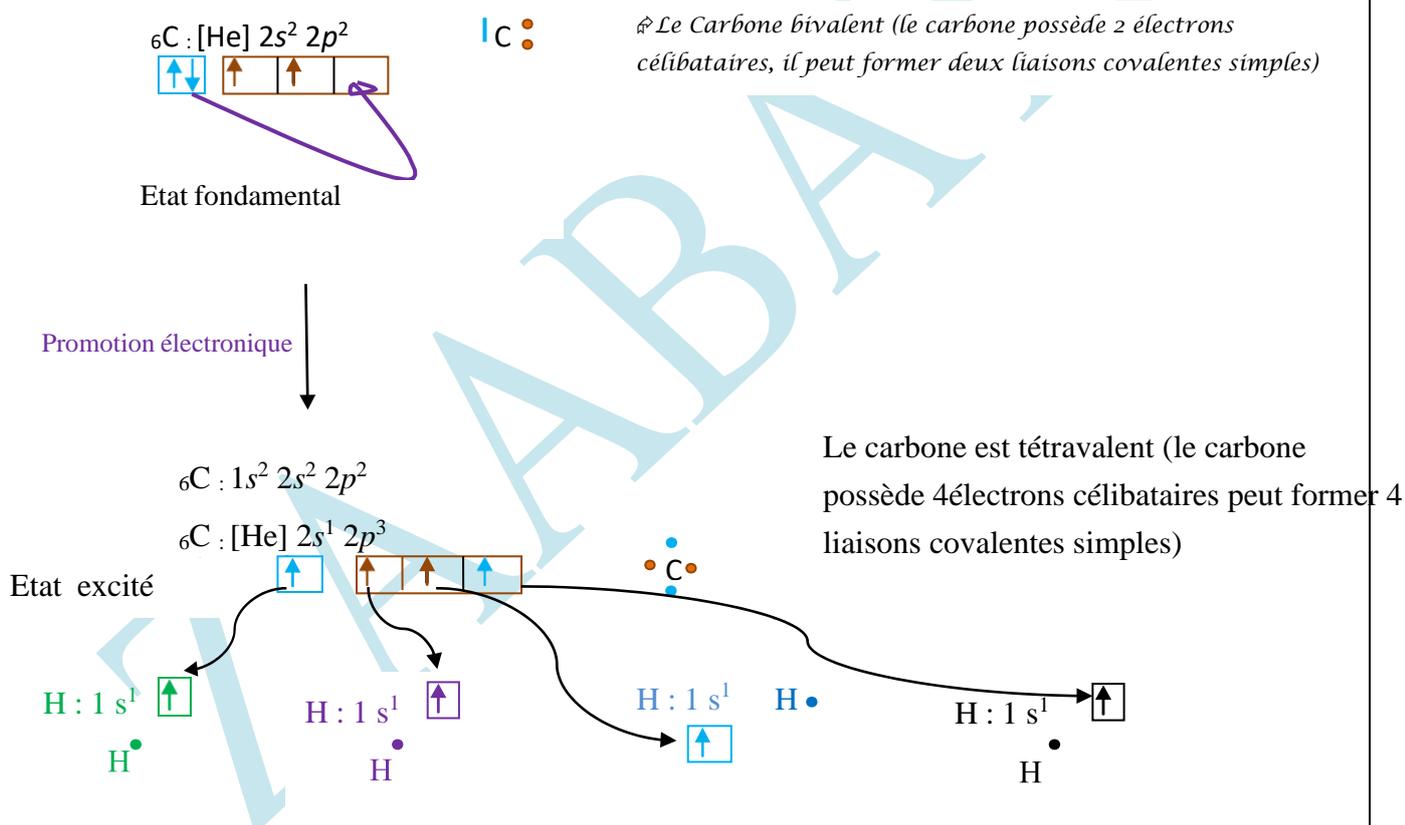
1-L'hybridation :

C'est la combinaison des orbitales atomiques d'un atome appartenant à la même couche électronique de manière à former d'autres orbitales atomiques identiques pour décrire la liaison entre atome et déterminer la géométrie de la molécule.

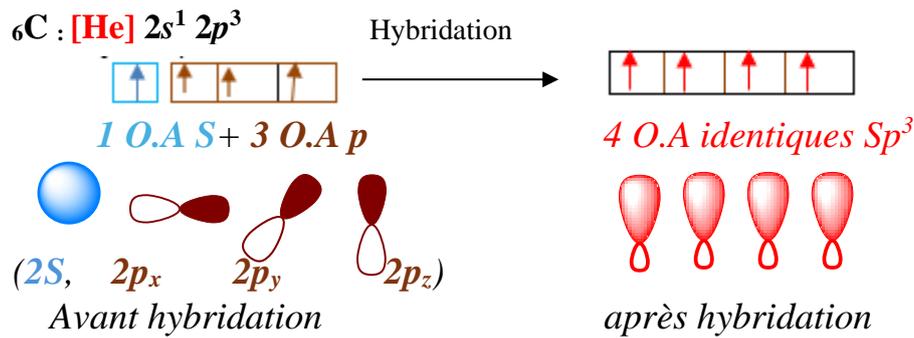
a-L'hybridation sp^3 : C'est la combinaison d'une orbitale s et de trois orbitales p (p_x , p_y et p_z) pour former 4 orbitales identiques hybridées sp^3 .

Exemple : La molécule **CH₄** (méthane)

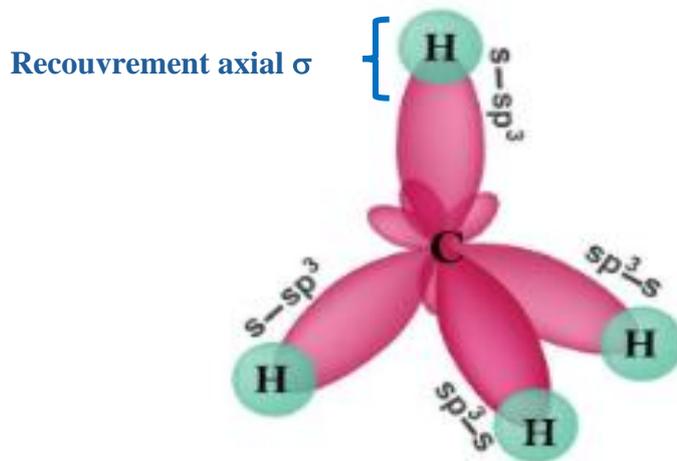
L'atome central de la molécule de CH₄ est le carbone.



La molécule CH₄ est constituée de 4 liaisons C-H différentes, 3 liaisons identiques de type $\sigma(1\text{S}_\text{H}-2\text{P}_\text{C})$ et une liaison de type $\sigma(1\text{S}_\text{H}-2\text{S}_\text{C})$ mais l'expérience à montrer que les 4 liaisons sont identiques. Donc l'orbitale atomique S se mélange avec les 3 orbitales atomiques P (P_x , P_y , P_z) pour donner 4 nouvelles orbitales hybridées Sp^3 .

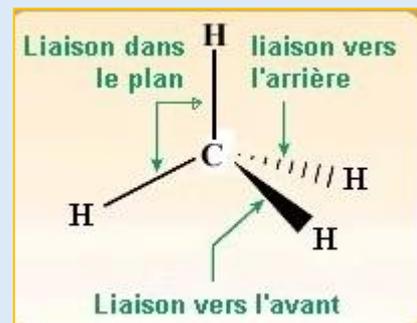
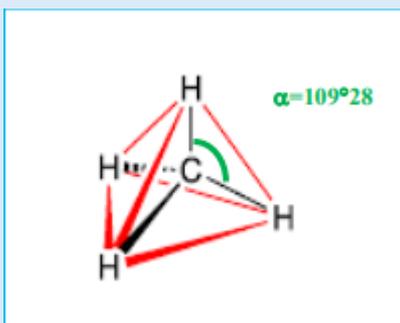


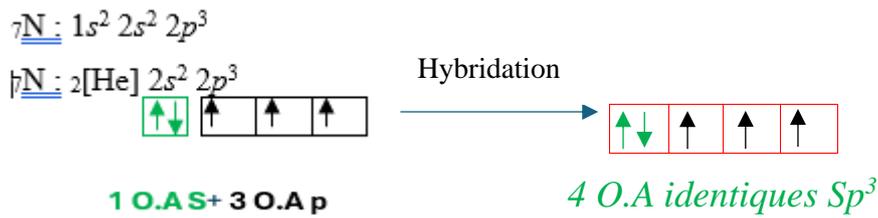
Une structure tétraédrique régulière a été adoptée avec le carbone au centre de polyèdre et les atomes d'hydrogène aux sommets. Les liaisons s'effectuent par **recouvrement axial** (liaison σ).



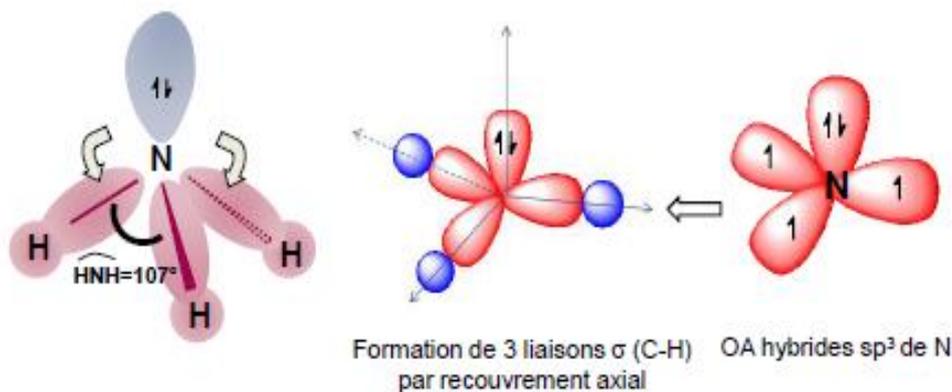
Conclusion :

- La molécule CH_4 est constituée de 4 liaisons identiques de type σ ($1s - Sp^3$)
- L'atome de carbone dans CH_4 est hybridé Sp^3 .
- La géométrie de la molécule est **tétraédrique** avec un angle $\alpha = 109,28^\circ$.



Exemple 2 : NH₃

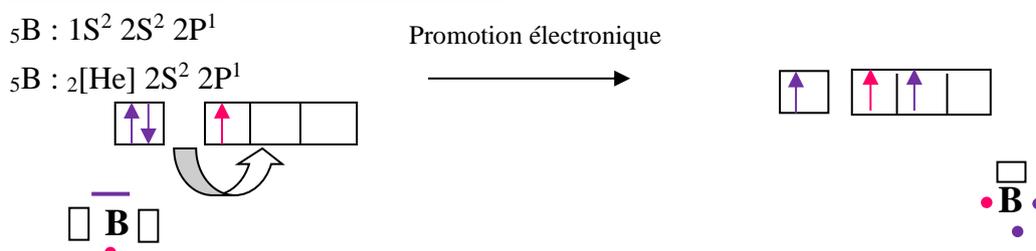
A cause de la présence du doublet non liant de l'atome central (N) l'angle alpha (α) = 107° et la géométrie de la molécule **pyramide**.

**b-L'hybridation Sp² :**

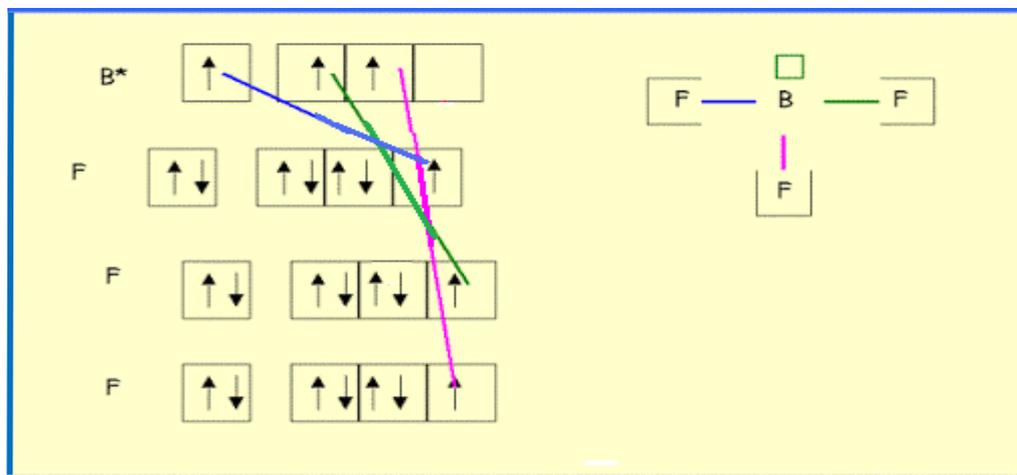
L'hybridation sp² est un type de réarrangement des orbitales atomiques dans lequel **une orbitale s et deux orbitales p** d'un atome se combinent pour former trois nouvelles orbitales hybridées équivalentes ce qui correspond à **une géométrie plane trigonale**.

Exemple1

Déterminer le type d'hybridation de l'atome central et donner la géométrie de la molécule de : BF₃ ;

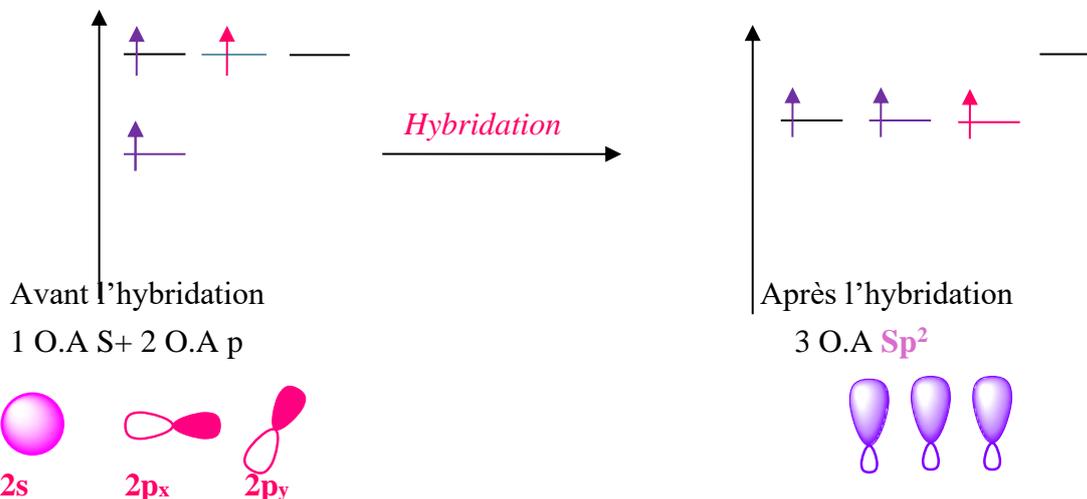
La molécule BF₃ (trifluore de bore) :**Remarque**

On fait la promotion électronique à l'atome B (Bore) puisque le Bore (B) dans la molécule BF₃ est attaché à 3 atomes de fluor donc le Bore (B) doit posséder 3 électrons célibataires pour former 3 liaisons covalentes simple avec les 3 atomes de fluor.

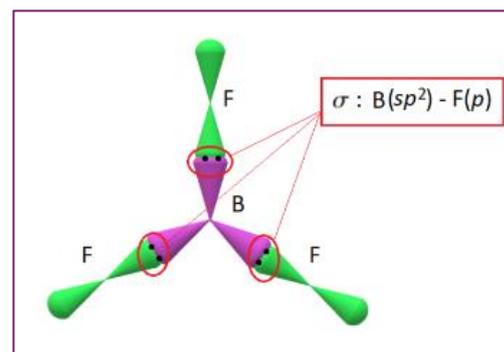


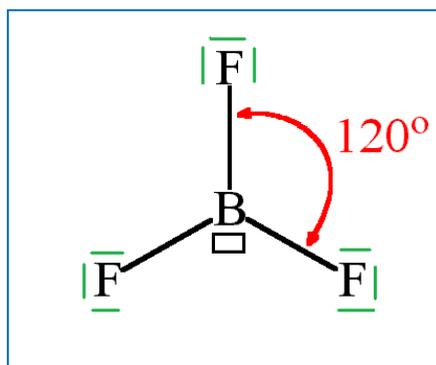
Les 3 liaisons entre le B et F sont différentes : σ_{SB-PF} ; σ_{PB-PF} ; σ_{PB-PF}

La molécule BF_3 est constituée de 3 liaisons différentes B-F, une liaison de type $\sigma(2S_B-2P_F)$ et deux liaisons de type $\sigma(2S_B-2P_F)$ mais l'expérience à montrer que les 3 liaisons sont identiques. Donc l'orbitale atomique S se mélange avec les 2 orbitales atomiques P (P_x, P_y) pour donner **3 nouvelles orbitales hybridées Sp^2** .



Dans la molécule de trifluorure de bore (BF_3), la géométrie adoptée est en effet triangulaire plane. Cela signifie que les trois atomes de fluor entourant l'atome de bore sont disposés dans un plan, formant les sommets d'un triangle équilatéral autour du bore. Ainsi, les angles de liaison F-B-F sont de 120° .

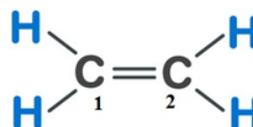




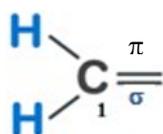
La géométrie de BF_3 : **plane trigonale** ou **triangulaire** $\alpha=120^\circ$

Exemple 2

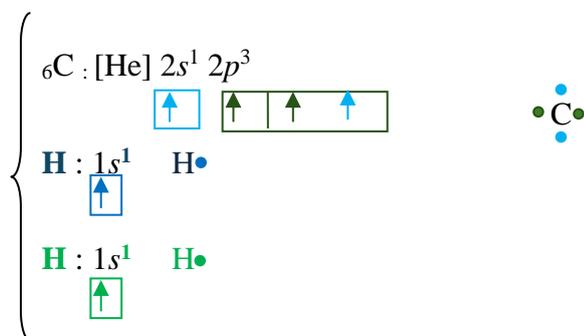
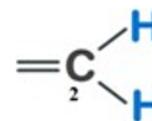
La molécule C_2H_4 (éthylène)



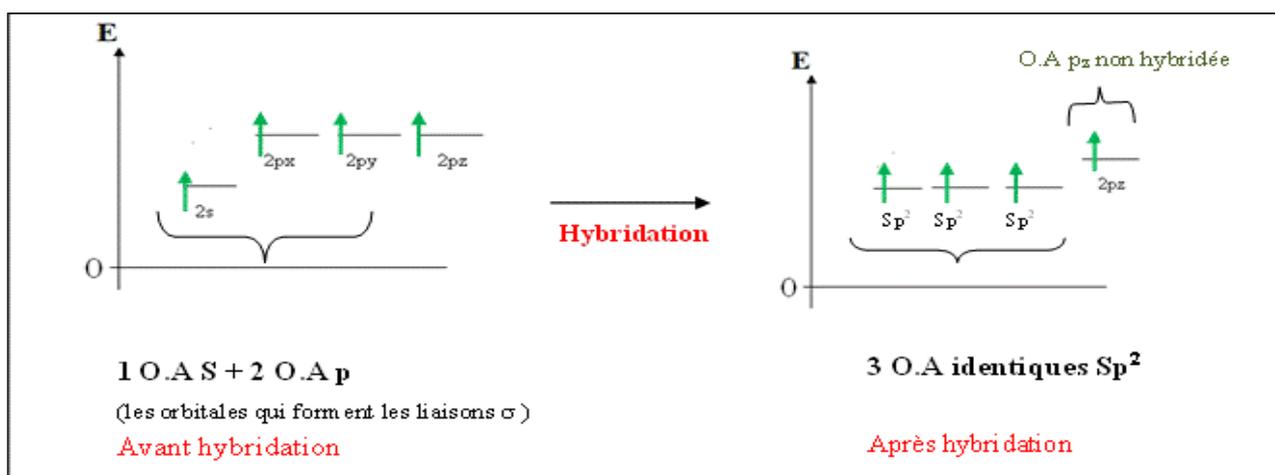
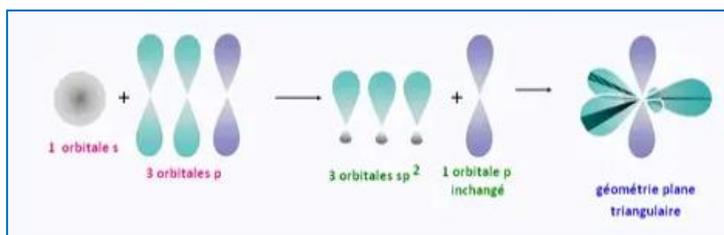
La 1^{ère} Partie



Identique à la deuxième partie



Le carbone doublement lié est dans l'état d'hybridation sp^2 . Il s'agit d'une combinaison d'une orbitale $2s$ et de deux orbitales $2p_x$ et $2p_y$ conduisant à trois orbitales hybridées sp^2 . L'orbitale $2p_z$ reste inchangée et n'est pas incluse dans le processus d'hybridation. elle est orientée perpendiculairement au plan des trois orbitales sp^2 . Cette orbitale p intacte est disponible pour former des liaisons π (liaisons doubles entre $C1$ et $C2$), qui résulte du recouvrement latéral entre les orbitales p_z des deux atomes de carbone.

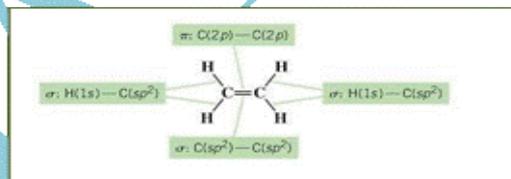


Le carbone C1 forme 3 liaisons σ :

2 liaisons avec deux atomes d'hydrogène : σ_{SH-Sp^2C}

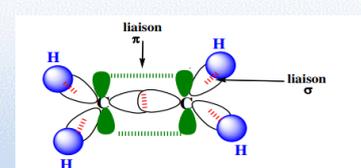
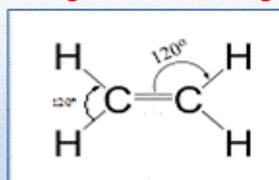
1 liaison avec C₂ : $\sigma_{Sp^2C_1-Sp^2C_2}$

Le carbone C₁ forme une liaison π avec C₂ : $\pi_{pzC_1-pzC_2}$



On conclut que :

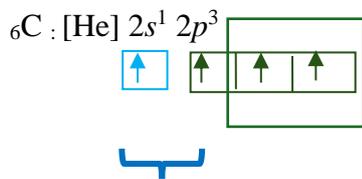
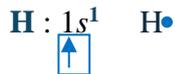
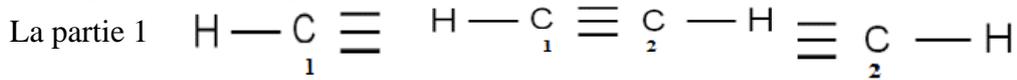
- ❖ Le carbone C₁ (et le carbone C₂ aussi) dans la molécule C₂H₄ est hybridé Sp^2
- ❖ Le carbone C₁ (et C₂ aussi) dans la molécule C₂H₄ forme 4 liaisons : 3 liaisons σ (recouvrement axial) et une liaison π (recouvrement latéral) .
- ❖ La géométrie de la molécule **plane trigonale** ou **triangulaire** $\alpha = 120^\circ$



c-L'hybridation Sp

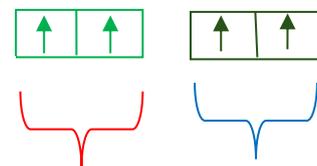
L'hybridation sp est un type de réarrangement des orbitales atomiques dans lequel **une orbitale s et une orbitale p** d'un atome se combinent pour former **deux nouvelles orbitales hybrides sp identiques**.

Exemple : C₂H₂ (acétylène)



1 O.A S + 1 O.A p

Avant hybridation

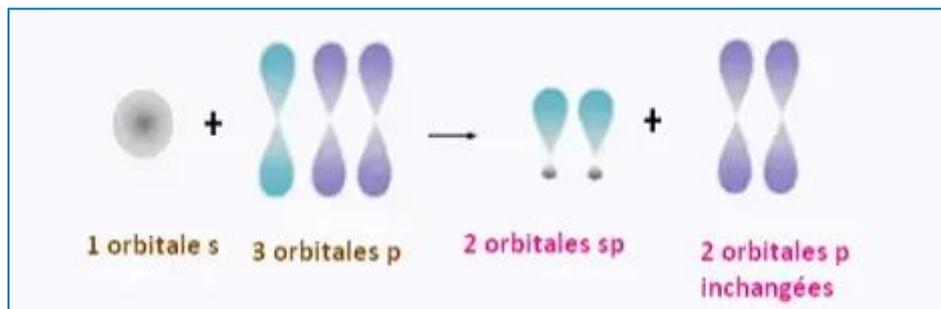


2 O.A Sp

2 Orbitales
non hybridées p

après hybridation

Le carbone triplement lié est dans l'état d'hybridation sp. La combinaison d'une orbitale 2s et d'une orbitale 2p_x conduit à 2 orbitales hybridées sp. Les deux orbitales p restantes sur chaque carbone restent non hybridées pour former deux liaisons π, générant ainsi une triple liaison entre les atomes de carbone.



Le carbone (C₁) forme 4 liaisons :

Deux liaisons de type σ (sigma):

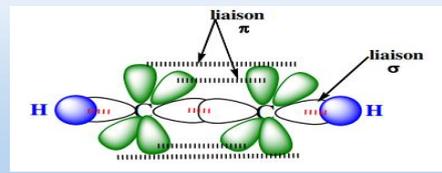
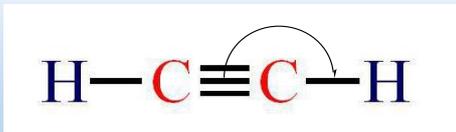
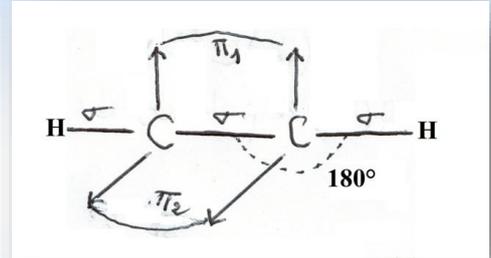
- ❖ une avec l'hydrogène : σ_{1s H-SP C2}
- ❖ la deuxième avec C₂ : σ_{SpC1-SP C2}

Deux liaison π (pi) avec le carbone C₂ :

- ❖ π_{Py C1-PyC2} ; π_{Pz C1-PzC2}

Conclusion:

- Le carbone C₁ (et le carbone C₂ aussi) dans la molécule C₂H₄ est hybridé **Sp**
- Le carbone C₁ (et C₂ aussi) dans la molécule C₂H₂ forme 4 liaisons : 2 liaisons σ (recouvrement axial) et deux liaisons π (recouvrement latéral).
- La géométrie de la molécule **linéaire** $\alpha = 180^\circ$.

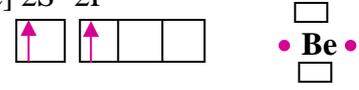
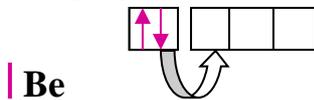


La molécule BeF₂ (fluorure de béryllium)

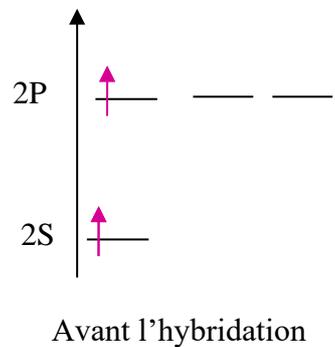
L'atome central: Be



promotion électronique



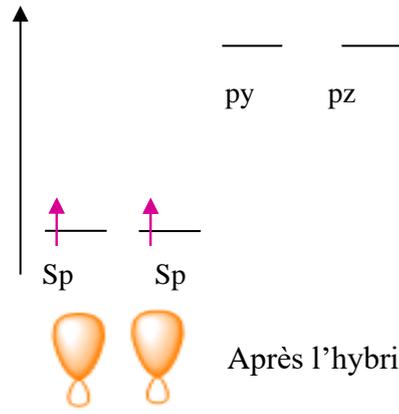
On fait la promotion électronique à l'atome Be puisque le Bore (B) dans la molécule BeF₂ est attaché à 2 atomes de fluor donc le béryllium (B) doit posséder 2 électrons célibataires pour former 2 liaisons covalentes simple avec les 3 atomes de fluor.



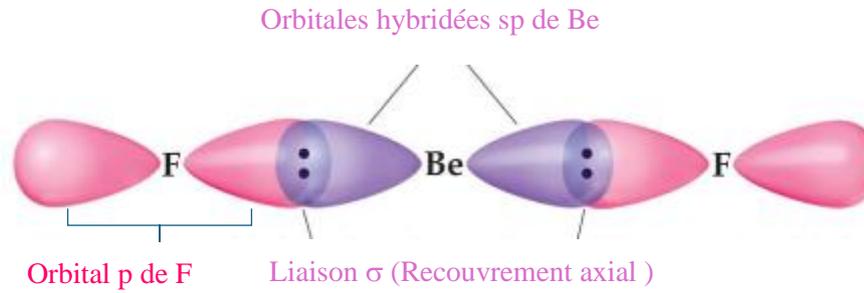
Avant l'hybridation
 1 O.A S + 1 O.A p



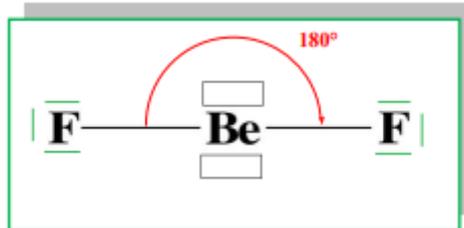
Une orbitale atomique s et une orbitale p du béryllium s'hybrident pour donner 2 orbitales atomiques équivalentes de type sp



Après l'hybridation 2 O.A Sp

F: $1S^2 2S^2 2P^5$ F: $2[He] 2S^2 2P^5$ 

L'atome central Be est hybridé SP, la géométrie de la molécule BeF_2 est **linéaire, $\alpha=180^\circ$**



Remarque :

L'hybridation est principalement utilisée pour expliquer la formation de la liaison σ (sigma)