

## Chapitre III : La liaison chimique (deuxième partie) :

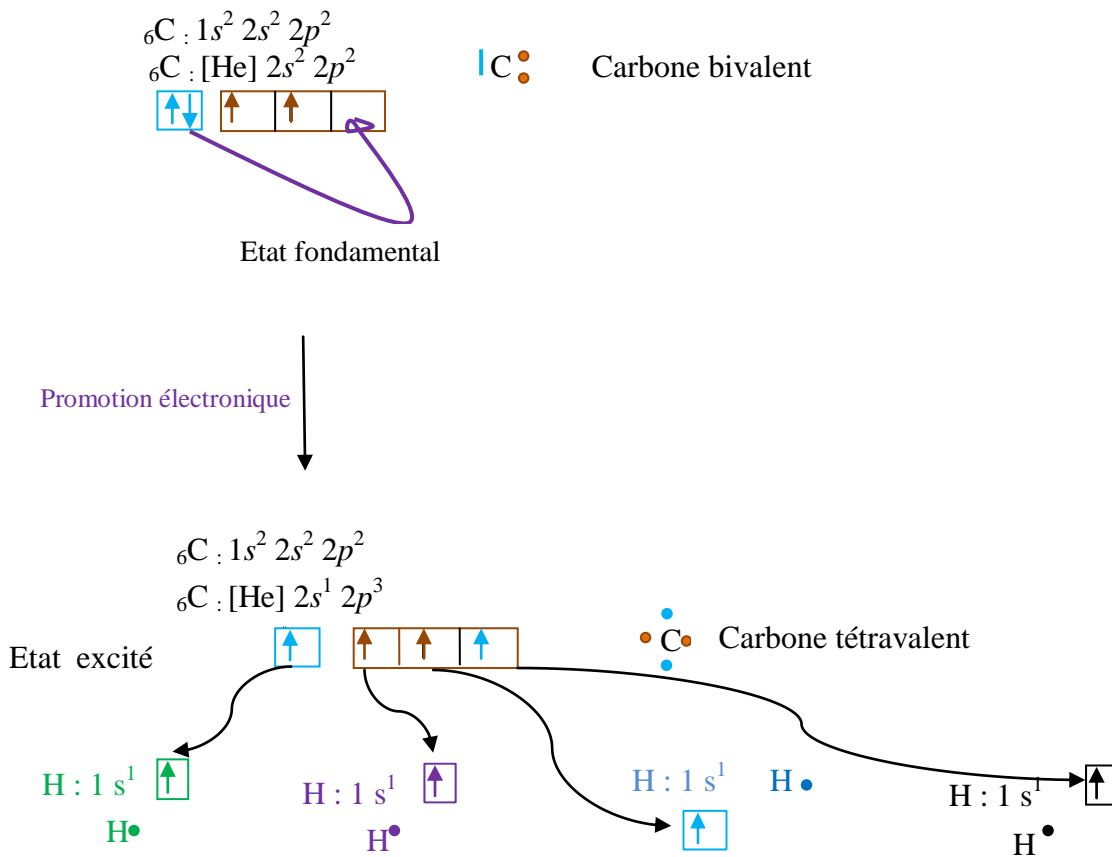
### L'hybridation :

C'est le mélange des orbitales atomiques d'un atome appartenant à la même couche électronique de manière à former d'autre orbitales atomiques pour décrire la liaison entre atome et expliquer la géométrie de la molécule.

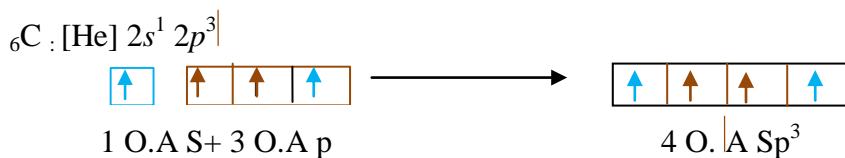
### 1-L'hybridation SP<sup>3</sup>

Exemple : La molécule CH<sub>4</sub>

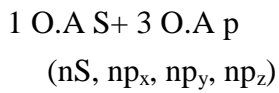
L'atome de carbone est le centre de la molécule de CH<sub>4</sub>



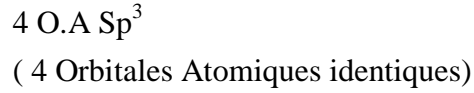
La molécule CH<sub>4</sub> est constituée de 4 liaisons C-H différentes, 3 liaisons identiques de type  $\sigma(1\text{S}_\text{H}.2\text{P}_\text{C})$  et une liaison de type  $\sigma(1\text{S}_\text{H}.2\text{S}_\text{C})$  mais l'expérience a montré que les 4 liaisons sont identiques. Donc l'orbitale atomique S se mélange avec les 3 orbitales atomiques P (Px, Py, Pz) pour donner **4 nouvelles orbitales hybridées Sp<sup>3</sup>**.



Avant hybridation

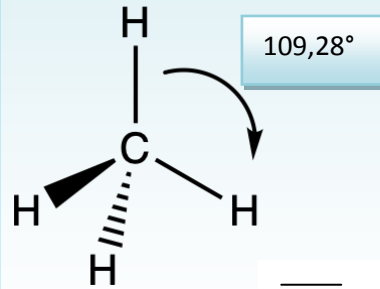
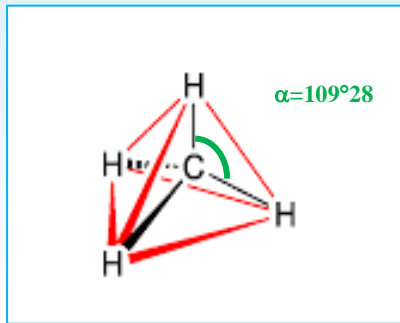


Après hybridation



On conclut que :

La molécule CH<sub>4</sub> est constituée de 4 liaisons identiques de type σ (1S- Sp<sup>3</sup>) donc la géométrie de la molécule est **tétraédrique** avec un angle α=109°28'.

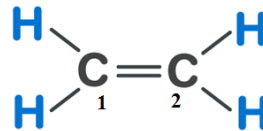


— Dans le plan  
 - - - - - Derrière le plan  
 / / / / / devant le plan

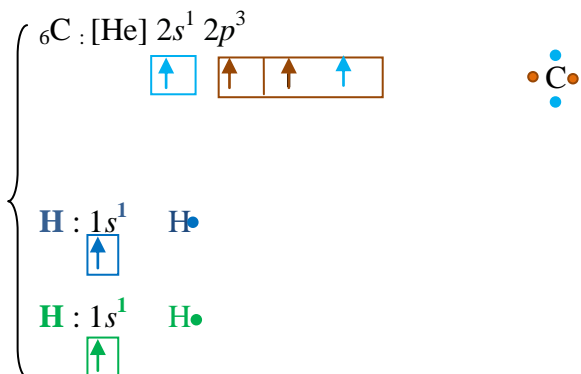
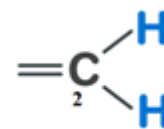
L'atome de carbone dans CH<sub>4</sub> est hybridé Sp<sup>3</sup>.

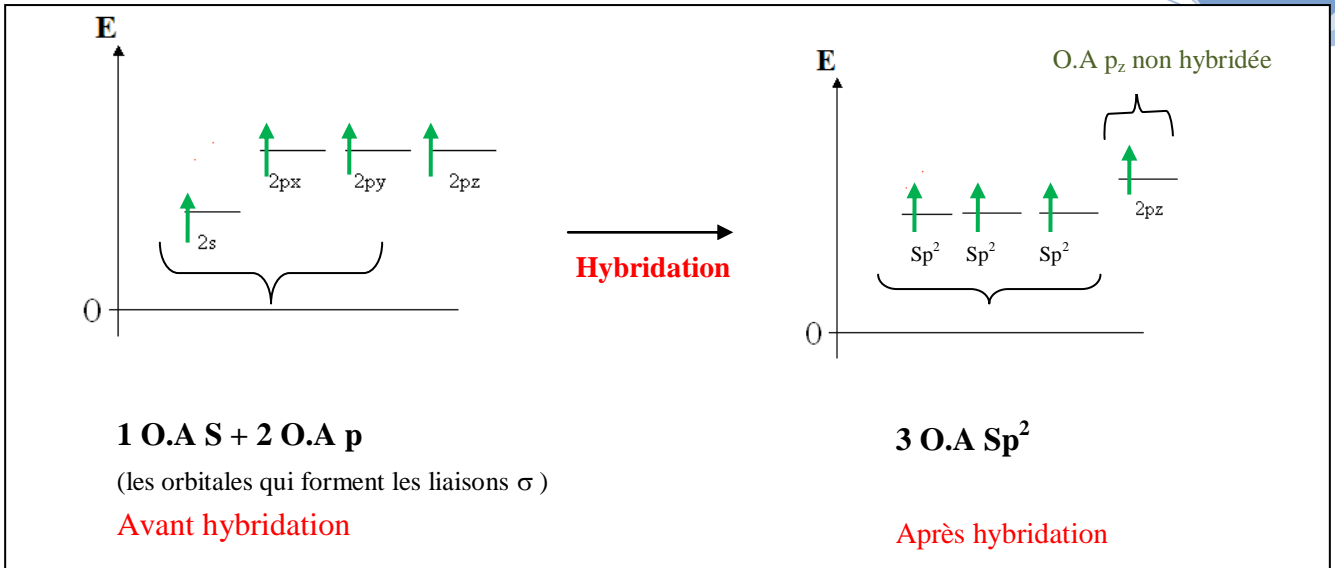
**2-L'hybridation Sp<sup>2</sup> :**

Exemple : La molécule C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>



Identique à la deuxième partie



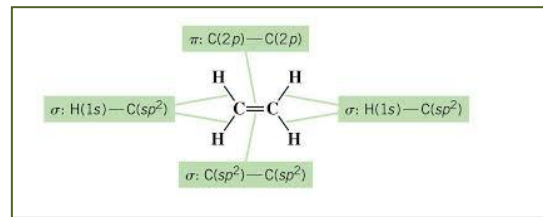


Le carbone  $C_1$  forme 3 liaisons  $\sigma$  :

2 liaisons avec deux atomes d'hydrogène :  $\sigma_{S_H-Sp^2 C}$

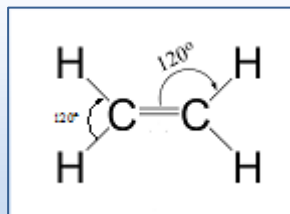
1 liaison avec  $C_2$  :  $\sigma_{Sp^2 C_1-Sp^2 C_2}$

Le carbone  $C_1$  forme 1 liaisons  $\pi$  avec  $C_2$  :  $\pi_{pzC_1-pzC_2}$



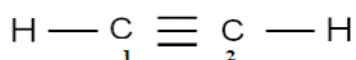
On conclut que :

- ❖ Le carbone  $C_1$  (et le carbone  $C_2$  aussi) dans la molécule  $C_2H_4$  est hybridé  **$Sp^2$**
- ❖ Le carbone  $C_1$  (et  $C_2$  aussi) dans la molécule  $C_2H_4$  forme 4 liaisons : 3 liaisons  $\sigma$  et une liaison  $\pi$ .
- ❖ La géométrie de la molécule **plane ou trigonale**  $\alpha = 120^\circ$ .

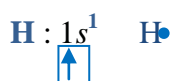
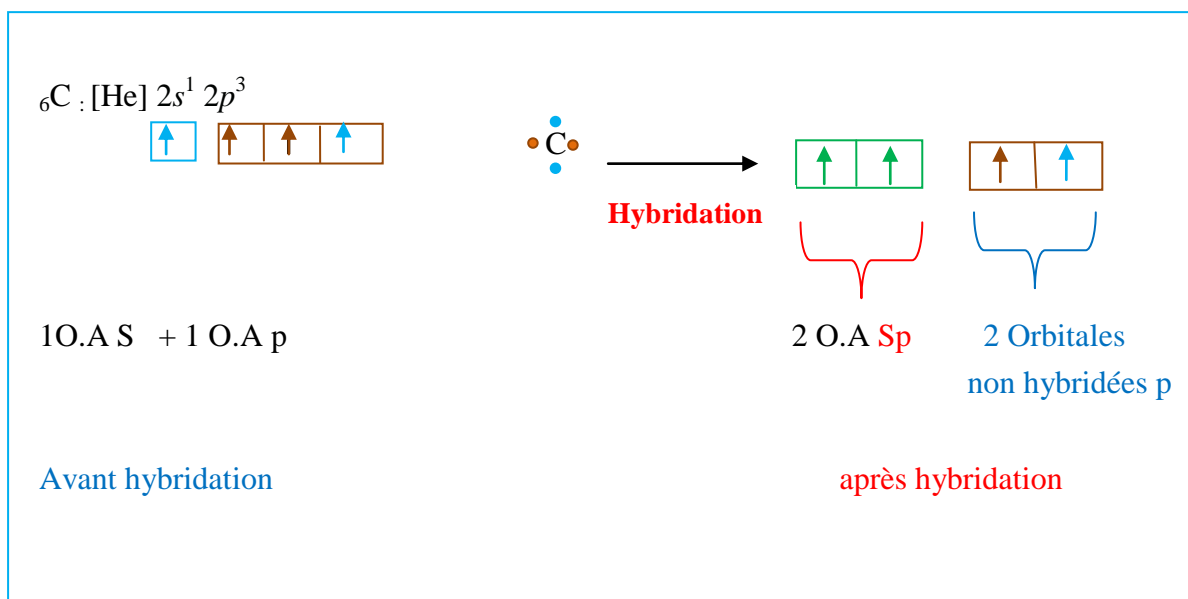


### 3-L'hybridation Sp

Exemple : C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>



Partie 1  $\text{H} - \underset{1}{\text{C}} \equiv$  identique à la partie 2  $\equiv \underset{2}{\text{C}} - \text{H}$



Le carbone (C<sub>1</sub>) forme 4 liaisons :

Deux liaisons de type σ :

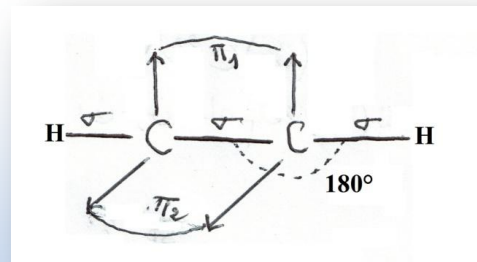
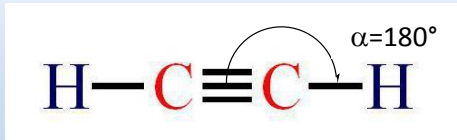
- ❖ une avec l'hydrogène :  $\sigma_{1s \text{ H-} sp \text{ C}_2}$
- ❖ la deuxième avec C<sub>2</sub> :  $\sigma_{sp \text{ C}_1-sp \text{ C}_2}$

Deux liaisons π avec le carbone C<sub>2</sub> :

- ❖  $\pi_{p_y \text{ C}_1-p_y \text{ C}_2}$  ;  $\pi_{p_z \text{ C}_1-p_z \text{ C}_2}$

On conclut que:

- Le carbone C<sub>1</sub> (et le carbone C<sub>2</sub> aussi) dans la molécule C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> est hybridé **Sp**
- Le carbone C<sub>1</sub> (et C<sub>2</sub> aussi) dans la molécule C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> forme 4 liaisons : 2 liaisons  $\sigma$  et deux liaisons  $\pi$ .
- La géométrie de la molécule **linéaire**  $\alpha=180^\circ$ .

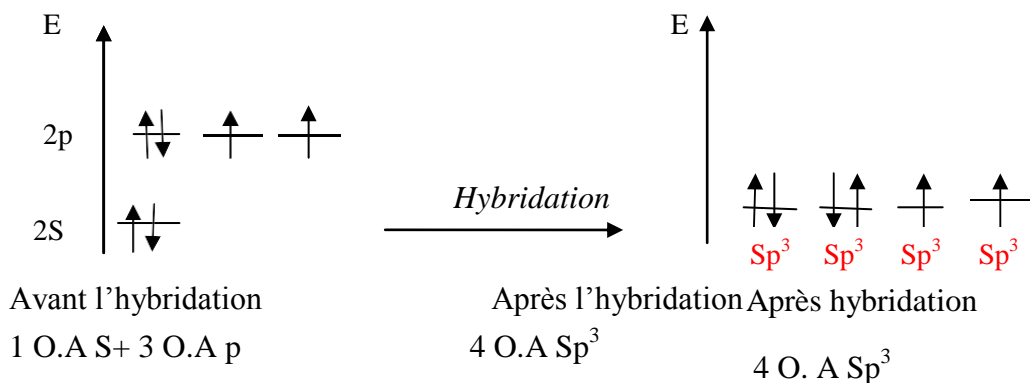
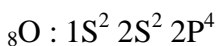


**Exercice :**

Déterminer le type d'hybridation de l'atome central et donner la géométrie de la molécule de : H<sub>2</sub>O ; BF<sub>3</sub> ; BeF<sub>2</sub>

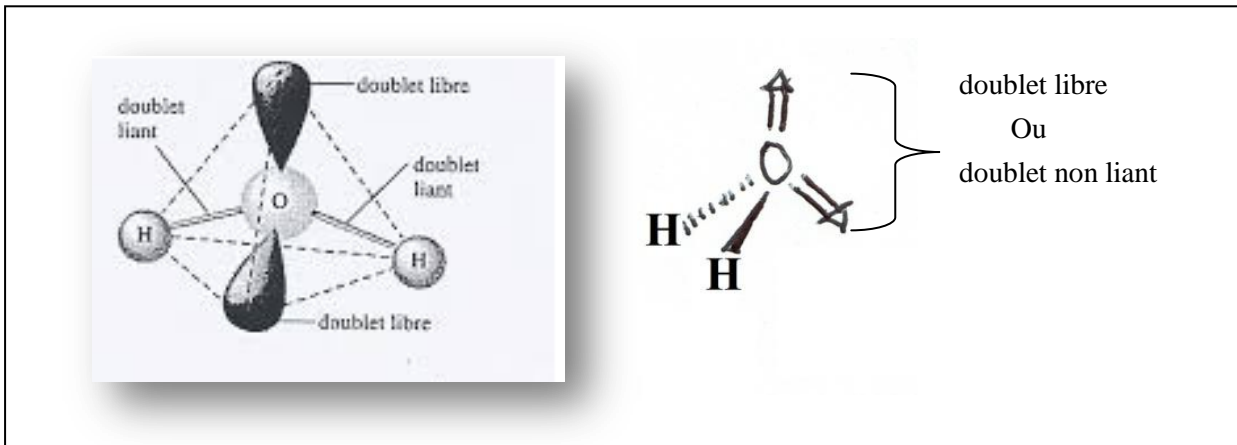
La molécule H<sub>2</sub>O :

L'atome central : L'oxygène

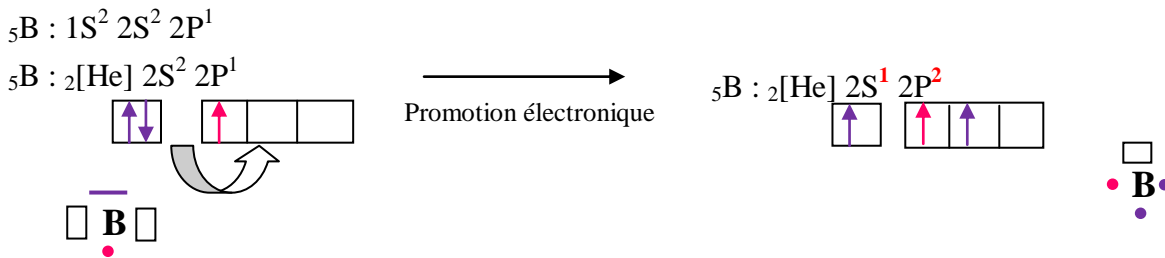


Madame : ZAABAT.N

La géométrie de la molécule H<sub>2</sub>O: **Tétraédrique**

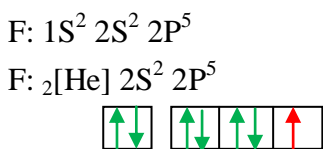


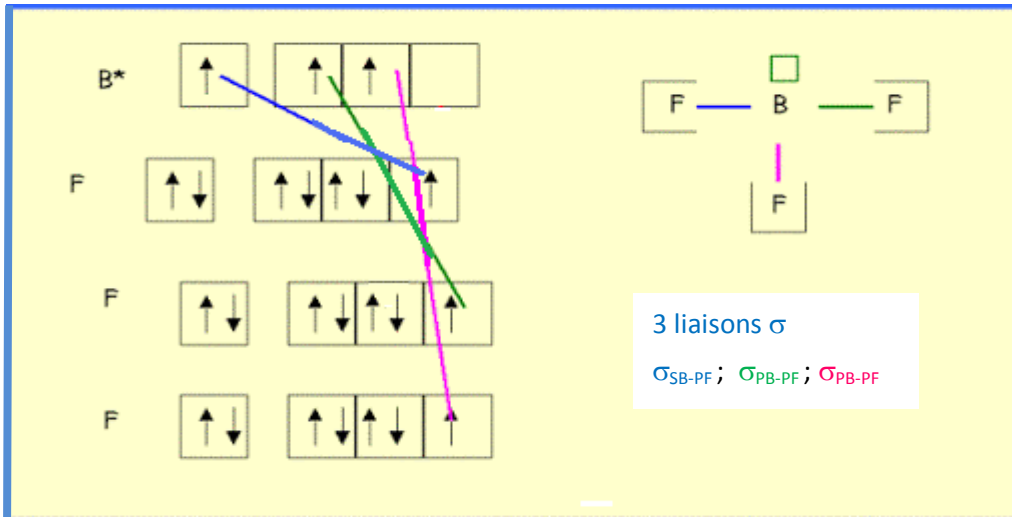
**La molécule BF<sub>3</sub>:**



**Remarque**

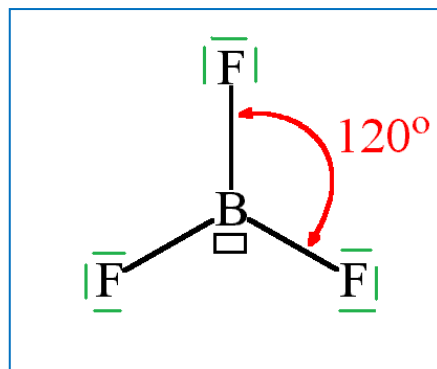
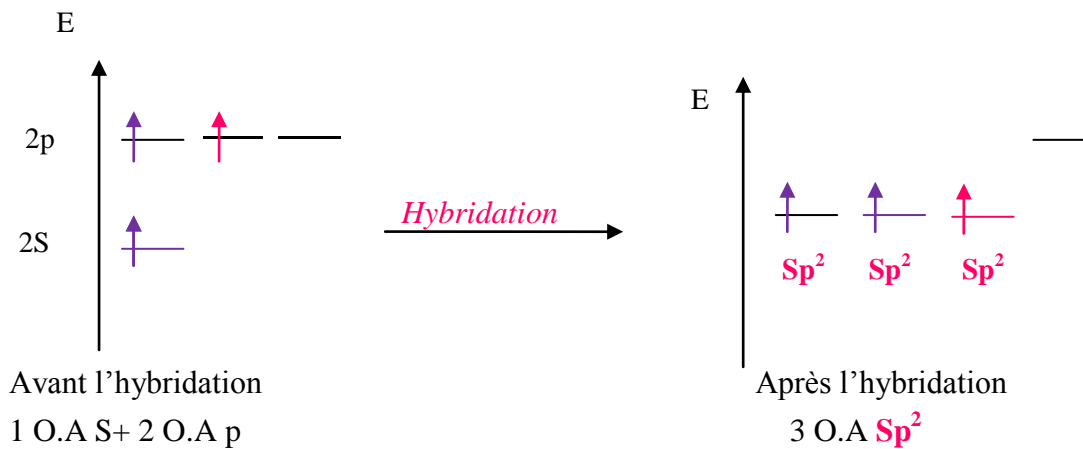
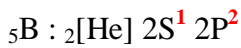
On fait la promotion électronique à l'atome B (Bore) puisque le Bore (B) dans la molécule BF<sub>3</sub> est attaché à 3 atomes de fluor donc le Bore (B) doit posséder 3 électrons célibataires pour qu'il puisse former 3 liaisons covalentes avec les 3 atomes de fluor.





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

La molécule  $BF_3$  est constituée de 3 liaisons B-F différentes, 1 liaison de type  $\sigma(2S_B \cdot 2P_F)$  et deux liaisons de type  $\sigma(2S_B \cdot 2P_F)$  mais l'expérience a montré 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  $Sp^2$** .

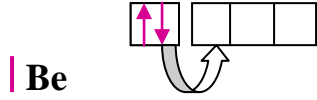
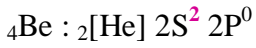
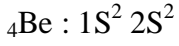


La géométrie de  $BF_3$ : **plane ou Triangulaire**  $\alpha=120^\circ$

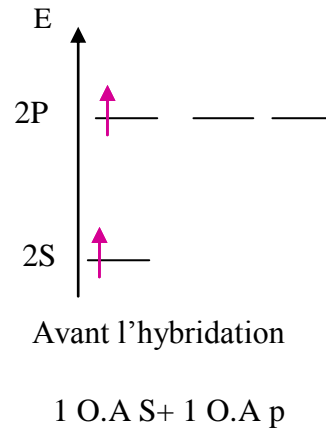
Madame : ZAABAT.N

**La molécule BeF<sub>2</sub>**

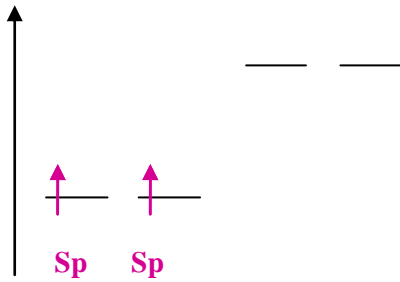
L'atome central : Be



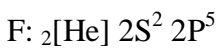
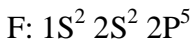
Promotion électronique



Hybridation



Après l'hybridation  
 2 O.A Sp





L'atome central Be est hybridé SP, la géométrie de la molécule BeF<sub>2</sub> est **linéaire,  $\alpha=180^\circ$**

