

# La théorie d'hybridation

## 4. Les molécules polyatomiques et la théorie de l'hybridation :

### 4.1. introduction

Les molécules polyatomiques ne trouvent pas une explication pour la formation de leurs orbitales moléculaires où elles présentent quelques contradictions:

- Les orbitales moléculaires formées ont des formes identiques
- Les orbitales moléculaires formées ont des énergies égales.
- Ces même orbitales moléculaires sont formées par différents types de combinaisons d'orbitales atomiques, tel que : (s-s), (s-p) ou (p-p). Si tel était le cas, la molécule aurait des liaisons différentes dans leur forme et leur énergie !

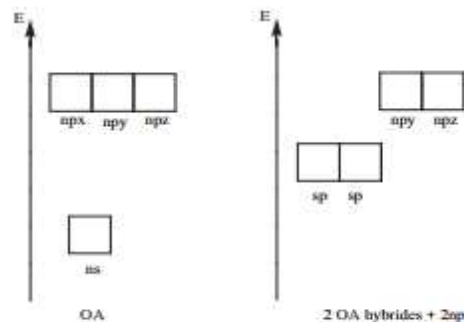
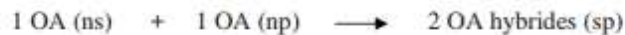
Ces contradictions ont été surmontées par **Linus Pauling** qui a admis que les orbitales qui interviennent effectivement dans l'établissement des liaisons chimiques ne sont pas des orbitales atomiques pures (s, p ou d) mais des orbitales mixtes dites hybrides obtenues par combinaison (hybridation) de ces orbitales atomiques pures. Ces orbitales hybrides ont même forme et même énergie et permettent de former des liaisons chimiques identiques et plus fortes que celles qui pourraient être obtenues avec des orbitales pures.

Les nouvelles orbitales atomiques formées après hybridation adoptent des arrangements qui assurent le maximum de stabilité où les doublets électroniques sont placés le plus loin possible.

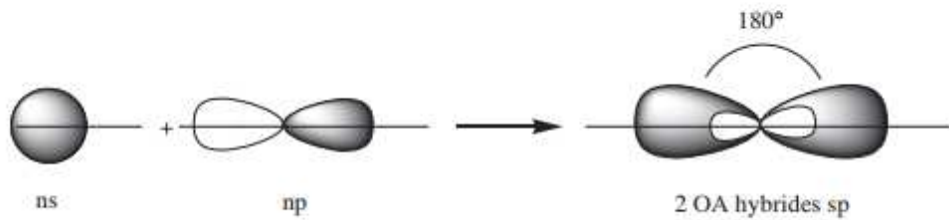
Selon le type et le nombre des orbitales atomiques hybridées, nous distinguons plusieurs types d'hybridation :

### 4.2. Hybridation linéaire (sp):

lorsqu'une orbitale atomique (ns) et une orbitale atomique (np) sont hybridées, deux orbitales moléculaires hybrides de type (sp) sont obtenues.



Ces deux orbitales atomiques hybrides pointent à 180° l'une de l'autre. Cette disposition présente le maximum de stabilité pour l'atome qui est en cours de former ces liaisons.

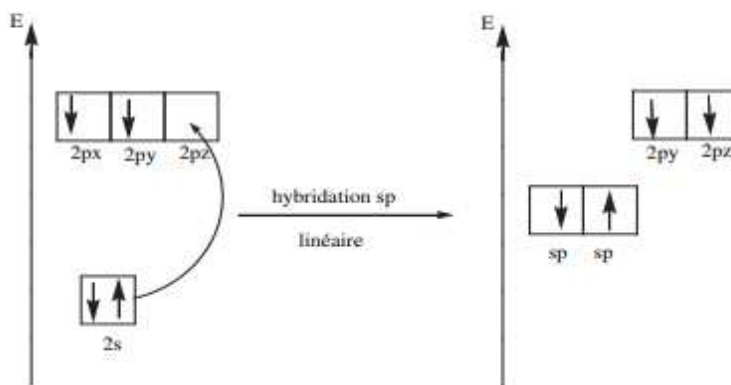


Tous les atomes ayant subi une hybridation de type (sp) forment des molécules de type  $AX_2$ . Les deux orbitales atomiques hybridées (sp) forment deux liaisons (sigma). Les deux orbitales atomiques non hybridées ( $np_y$  et  $np_z$ ) remplies à moitié peuvent former deux liaisons (pi) d'une triple liaison.

Prenons comme exemple la molécule  $C_2H_2$  :

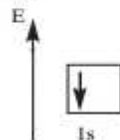
-  $C_2H_2$  :

${}_6C: 1s^2 2s^2 2p^2$



promotion d'un  $e$  de la 2s à la 2p

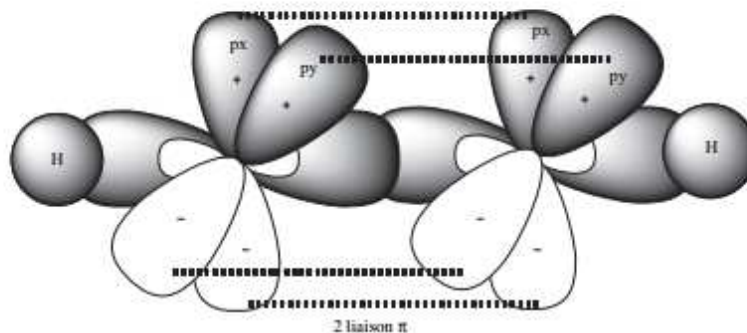
${}_1H: 1s^1$



Chaque carbone possède deux orbitales hybrides (sp). Deux orbitales hybrides (sp), une de chaque carbone, se combinent pour donner une liaison C-C de type sigma ( $\sigma$ ). Les deux autres se combinent chacune avec une orbitale (1s) de l'hydrogène pour donner ainsi une liaison C-H de type sigma ( $\sigma$ ).



Les deux orbitales ( $p_x$  et  $p_y$ ) non hybridées de chaque carbone, perpendiculaires au plan des orbitales ( $sp$ ) et remplies à moitié, se recouvrent latéralement en donnant deux liaisons ( $\pi$ ) :

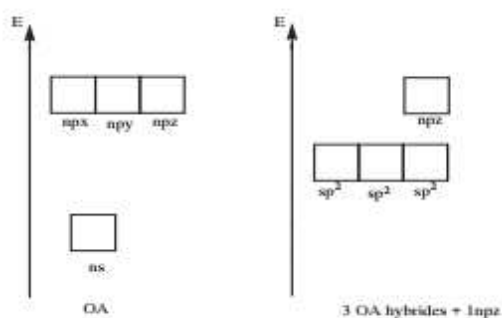
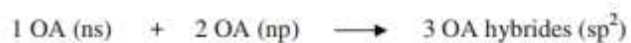


Donc, en tout, la molécule  $C_2H_2$  est constituée de trois liaisons C-C : deux liaisons ( $\pi$ ) et une liaison ( $\sigma$ ) et de deux liaisons C-H de type ( $\sigma$ ) comme démontré par LEWIS ci-dessous :

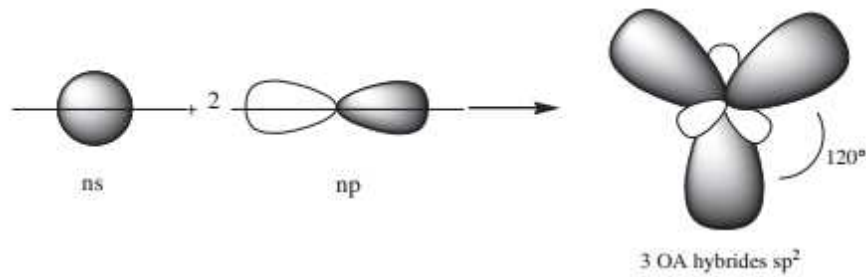


#### 4.3. Hybridation trigonale ( $sp^2$ ) :

elle consiste à combiner une orbitale ( $ns$ ) et deux orbitales ( $np$ ) pour produire trois orbitales moléculaires ( $sp^2$ ).



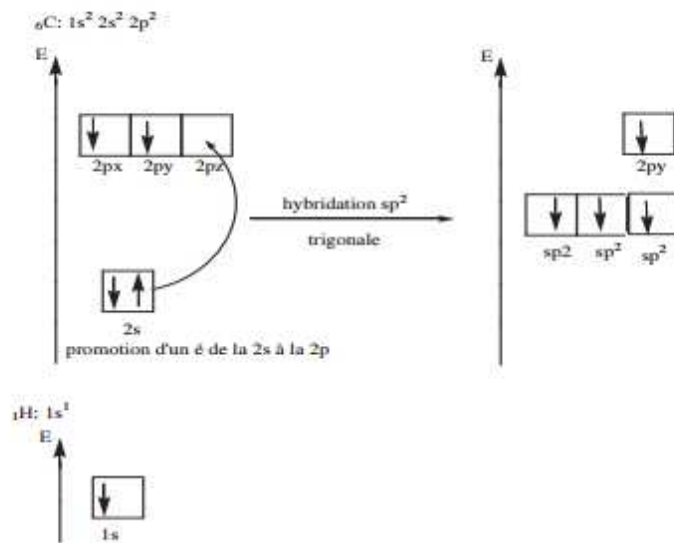
Pour un maximum d'éloignement des doublets électroniques, ces trois orbitales hybrides s'arrangent dans un plan en formant un angle de  $120^\circ$  entre elles.



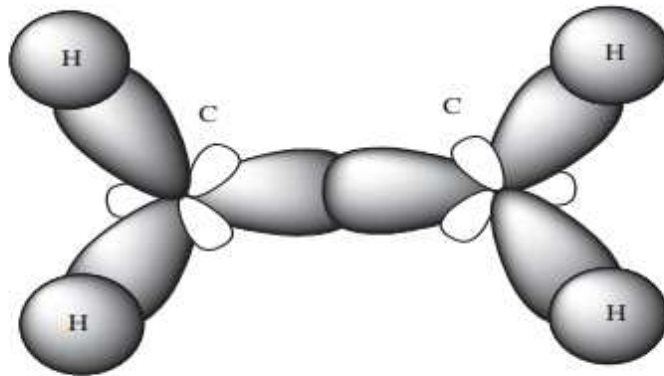
Tous les atomes ayant subi une hybridation de type  $(sp^2)$  forment des molécules de type  $AX_3$  ou  $AX_2E$ . Un doublet libre est une orbitale hybride  $sp^2$ . Les trois orbitales hybrides  $(sp^2)$  forment trois liaisons (sigma). L'orbitale atomique non hybridée ( $np_z$ ) remplie à moitié peut former une liaison (pi) d'une double liaison.

Comme modèle pour ce type d'hybridation, la molécule  $C_2H_4$  :

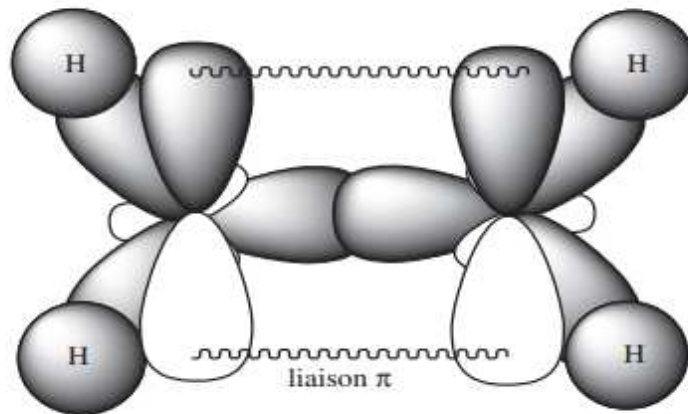
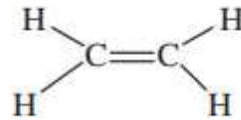
-  $C_2H_4$



Chaque carbone hybridé possède trois orbitales hybrides  $sp^2$ . Une orbitale  $sp^2$  d'un carbone se combine avec une orbitale  $sp^2$  de l'autre carbone pour former une liaison C-C de type sigma. Les deux autres orbitales  $sp^2$  se combinent chacune avec une orbitale (s) d'un hydrogène :

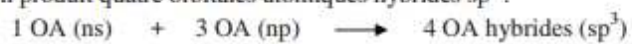


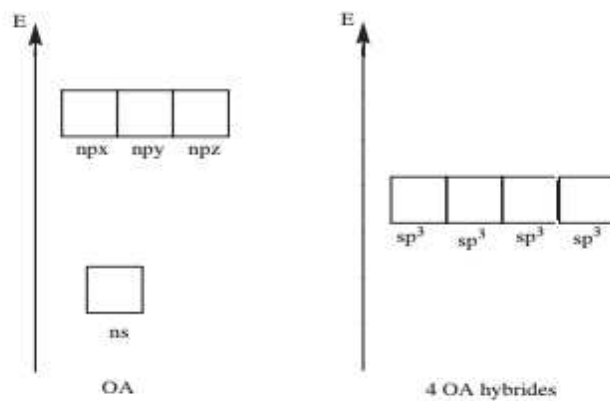
Les deux orbitales intactes non hybridées à moitié remplies et perpendiculaires au plan des orbitales  $sp^2$  se recouvrent latéralement pour former une liaison C-C de type ( $\pi$ ). Selon LEWIS, la molécule se présente comme suit :



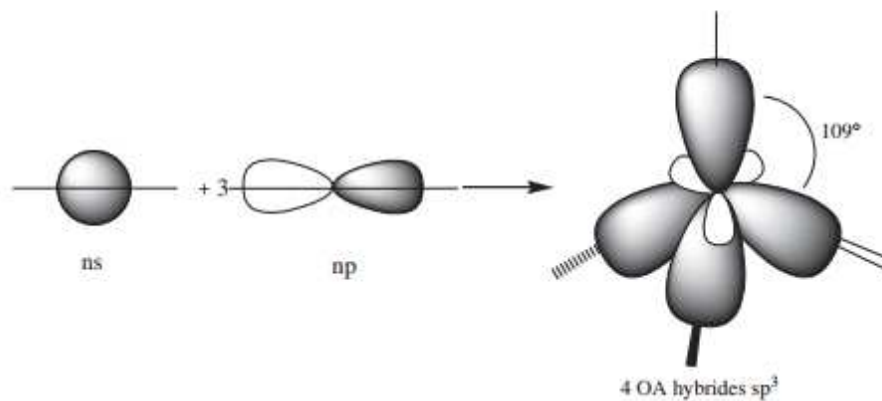
#### 4.4. Hybridation tétraédrique ( $sp^3$ ) :

Elle résulte de la combinaison linéaire d'une orbitale ( $ns$ ) et trois orbitales ( $np$ ). Ce type d'hybridation produit quatre orbitales atomiques hybridées  $sp^3$  :

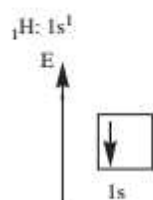
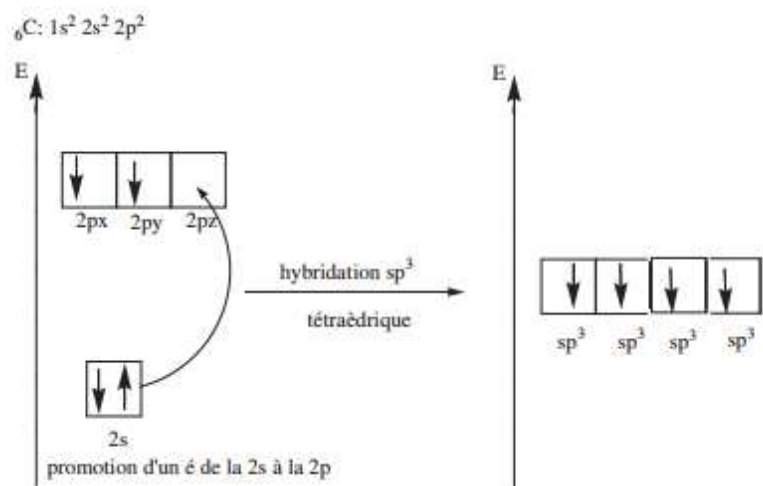




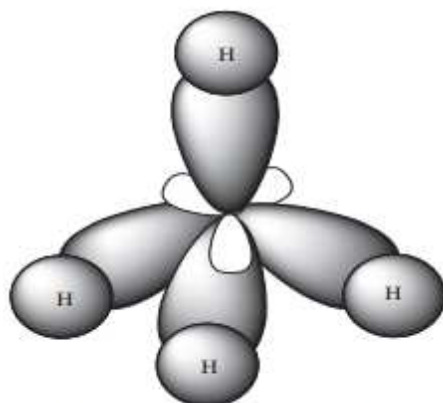
Ces quatre orbitales atomiques hybrides sont orientées vers les quatre sommets d'un tétraèdre régulier éloignées de  $109^\circ$  les unes des autres.



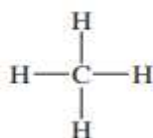
Tous les atomes ayant subi une hybridation de type  $(sp^3)$  forment des molécules de type  $AX_4$  ou  $AX_3E_1$  ou  $AX_2E_2$ . Un doublet libre est une orbitale hybride  $sp^3$ .  
 La molécule  $CH_4$  est un modèle idéal pour ce type d'hybridation :



Les quatre orbitales hybrides  $sp^3$  se recouvrent chacune avec une orbitale 1s d'un atome d'hydrogène comme sur le schéma :

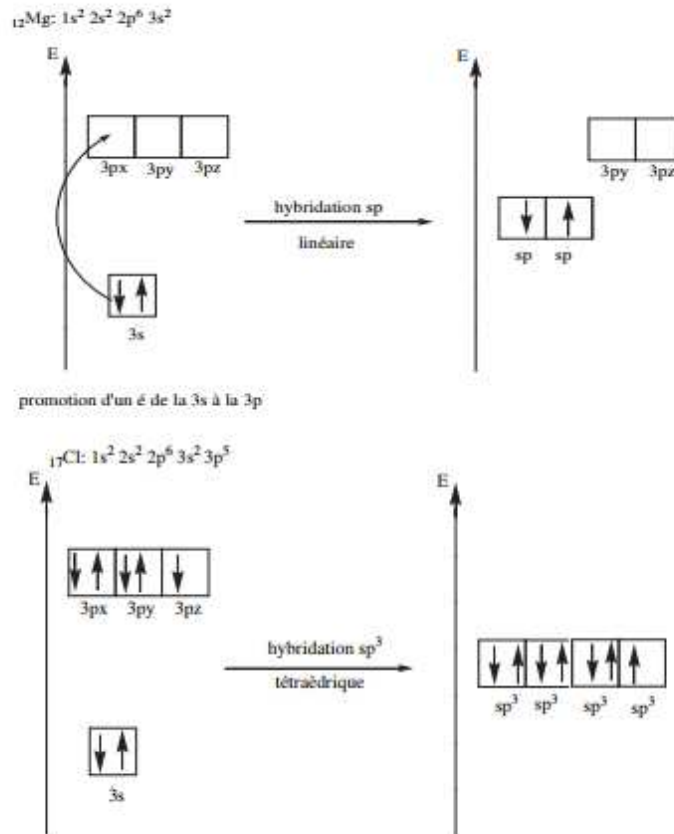


Donc, globalement la molécule  $\text{CH}_4$  est formée de quatre liaisons sigma :

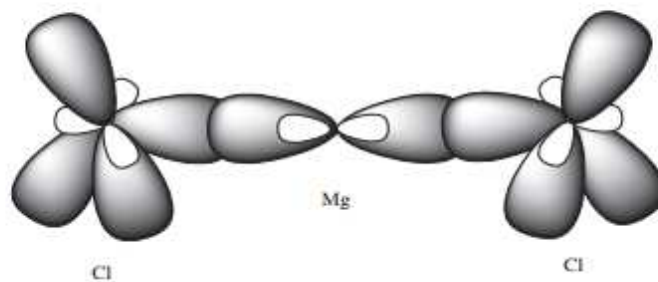


**Autres exemples:** Nous pouvons représenter d'autres types de molécules de différents types d'hybridation tels que  $\text{MgCl}_2$  et  $\text{AlCl}_3$  où nous présentons la nature de l'hybridation de tous les atomes de la molécule.

-  $\text{MgCl}_2$

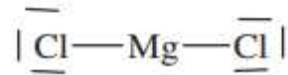


La molécule  $\text{MgCl}_2$  se forme par établissement de deux liaisons entre les orbitales hybrides  $sp$  du  $\text{Mg}$  et  $sp^3$  du  $\text{Cl}$  :



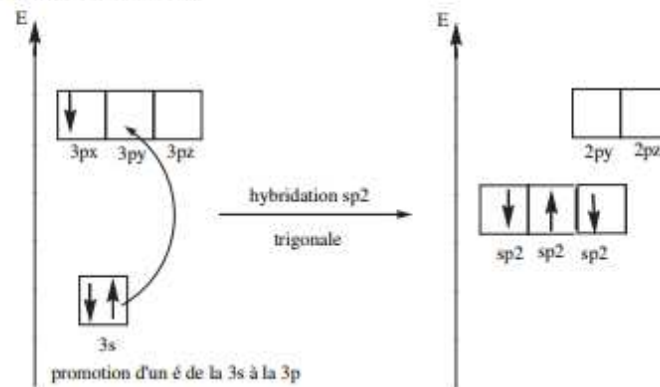


D'après cette figure, nous avons deux liaisons Mg-Cl de type sigma ( $\sigma$ ) :

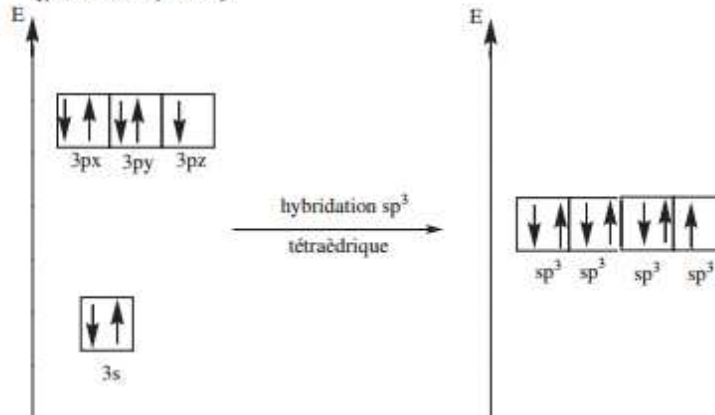


•  $\text{AlCl}_3$  :

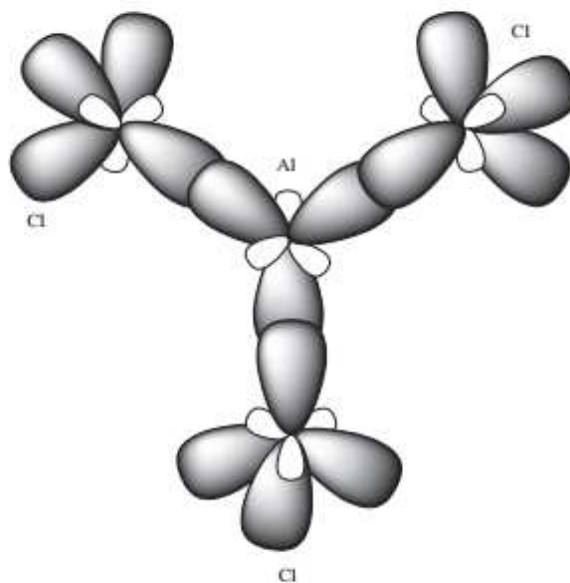
${}_{13}\text{Al}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$



${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



Chaque orbitale  $sp^2$  de l'aluminium se combine avec une orbitale  $sp^3$  du chlore. Il y aura en tout trois liaisons Al-Cl de type sigma arrangé dans un plan trigonal.



#### 4.5. Hybridation type $sp^3d$ , $sp^3d^2$ et plus :

Les orbitales (nd) peuvent aussi combiner avec les orbitales (ns) et (np) pour produire des orbitales hybrides de types  $sp^3d$ ,  $sp^3d^2$  et  $sp^3d^3$ ...selon le nombre de liaison que l'atome a besoin de former. Les atomes de ces types d'hybridation forment cinq, six ou sept ...liaisons.

Les molécules de type  $AX_5$ ,  $AX_4E_1$ ,  $AX_3E_2$  et  $AX_2E_3$  décrivent bien l'hybridation de type  $sp^3d$  de géométrie de base bipyramide à base triangulaire.

Les molécules de type  $AX_6$ ,  $AX_5E_1$ ,  $AX_4E_2$ ,  $AX_3E_3$  et  $AX_2E_4$  décrivent bien l'hybridation de type  $sp^3d^2$  de géométrie de base bipyramide à base carrée (octaèdre).