

SEANCE 9 (15)

Objectifs : Savoir représenter les orbitales hybrides et non hybrides, proposer les types d'hybridation des atomes dans les molécules, former des liaisons et déterminer la forme spatiale de la molécule en fonction du type d'hybridation de l'atome central.

Consignes/Activités d'introduction : lire les notes de cours, comprendre les principes de formation des liaisons chimiques σ et π .

Contenu : Chapitre 2 Liaisons chimiques, Hybridation des orbitales

Orbitale Atomique : Définition, la forme des orbitale atomique s, p, d ; l'hybridation des orbitales atomique : sp, sp², sp³, sp³d¹, sp³d² ; la forme des orbitales hybrides et leur disposition dans l'espace.

Activités :

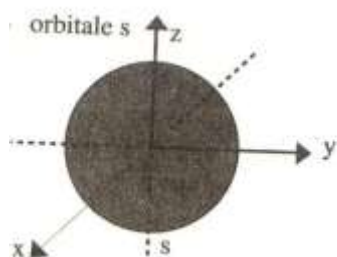
1. Comparer les formes des orbitales,
2. Différencier les liaisons sigma σ et les liaisons π ,
3. Représenter les orbitales, formées par ces liaisons,
4. Etablir les structures hybrides et leurs formes spatiales.

2.3. Orbitales moléculaires

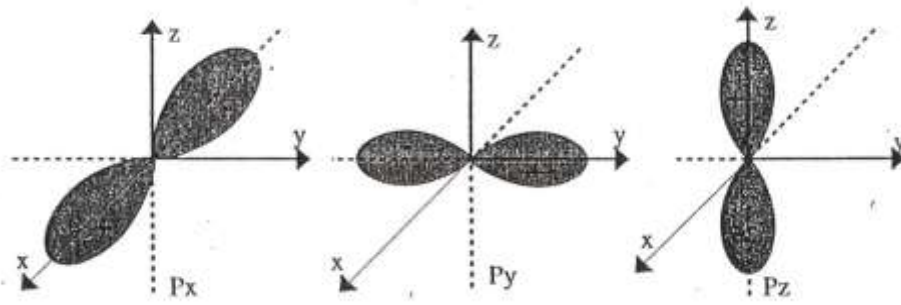
2.3.1. Présentation des orbitales atomiques

Un volume de l'espace dans lequel la probabilité de présence de l'électron ou de la paire d'électrons est de 90-99% est nommé orbitale atomique. On distingue les orbitales atomiques :

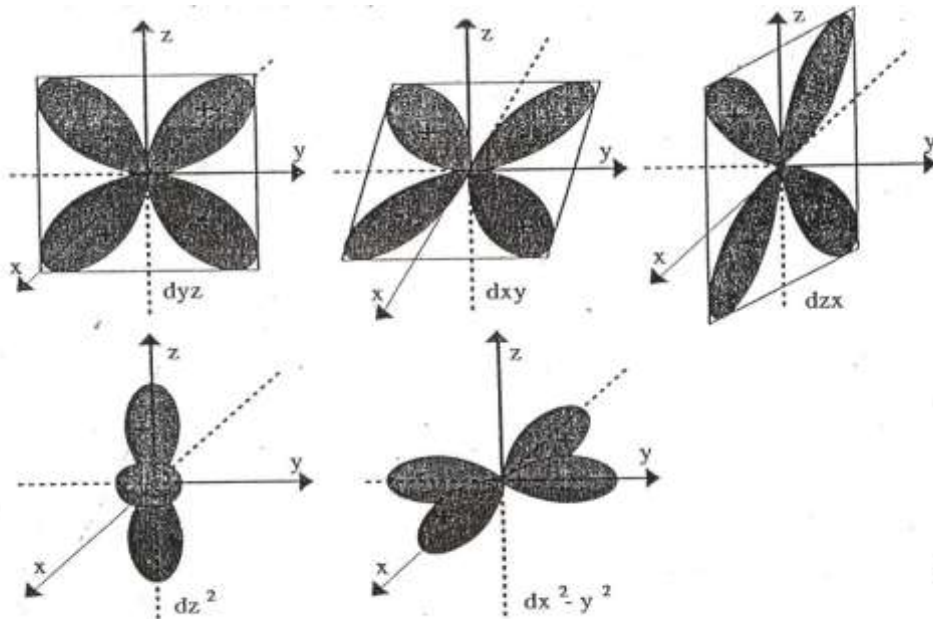
- orbitale s, $l=0$, $m=0$. La probabilité de trouver l'électron à une distance « r » du noyau est décrite par une surface sphérique ;



- orbitale p, $l=1$, $m=(-1, 0, +1)$. L'orbitale est représentée par deux sphères cotangentes orientées le long des axes (ox, oy, oz) ;



- orbitale **d**, $l=2$, $m=(-2,-1,0,+1,+2)$.



2.3.2. Hybridation des orbitales

Les orbitales qui interviennent dans la formation des liaisons ne sont pas toujours des OA pures mais souvent des orbitales mixtes ou hybrides, formées par mélange ou combinaison d'orbitales.

Exemple : sp^3 hybridation tétraédrique

Hybridation sp^3 signifie qu'on a combiné une orbitale s avec trois orbitales p. La forme de l'orbitale hybride obtenue présente une forme intermédiaire entre celle d'une orbitale s et celle d'une orbitale p



Les orbitales mixtes sont égales et orientées vers les sommets d'un tétraèdre régulier dont le centre est le noyau de l'atome.

Il existe plusieurs types d'hybridation présentés dans le tableau ci-dessous :

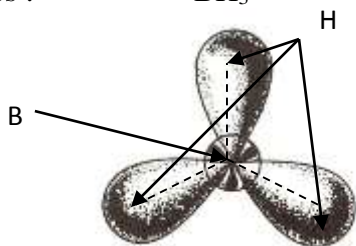
Type d'hybridation	Géométrie	Exemples
sp	diagonale 180°	BeH ₂ Be*(4) 1s ² 2s ¹ 2p ¹ H—Be—H
sp²	trigonale plane, 120°	BF ₃ B*(5) 1s ² 2s ¹ 2p ² F—B—F F
sp³	tétraédrique	CH ₄ C*(6) 1s ² 2s ¹ 2p ³ H H—C—H H
sp³d¹	bipyramidale	PCl ₅ P*(15) 3s ¹ 3p ³ 3d ¹ Cl Cl—P—Cl / \ Cl Cl
sp³d²	octaédrique	SF ₆ S*(16) 3s ¹ 3p ³ 3d ² F F F S F F F

La présence des paires d'électrons libres qui ne participent pas à la formation des liaisons influence la structure géométrique des molécules.

Exemples :

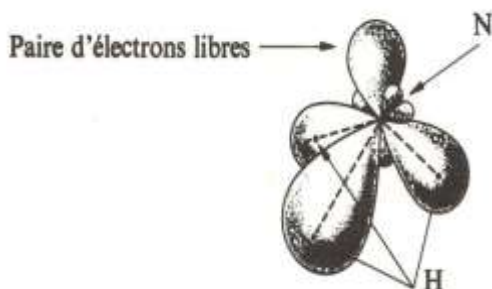
BH₃

Molécule plane 120°





Molécule pyramidale



2.3.3. Liaison chimique et les orbitales moléculaires OM.

Les orbitales moléculaires σ , liaisons σ se forment lors d'un recouvrement maximum des orbitales atomiques pures ou hybrides:

- **s-s** Les orbitales s sont de symétrie sphérique, le recouvrement des orbitales peut se réaliser dans toutes les directions ;

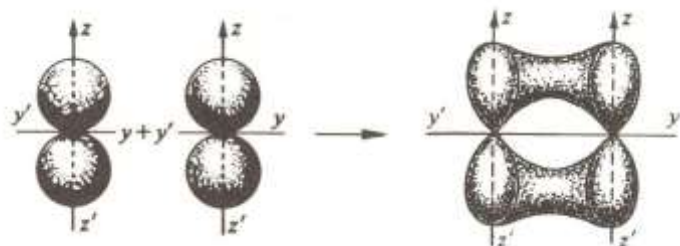


- **s-p** La liaison σ se forme entre une orbitale s et une orbitale p si le centre de l'orbitale s se situe sur l'axe de l'orbitale p ;

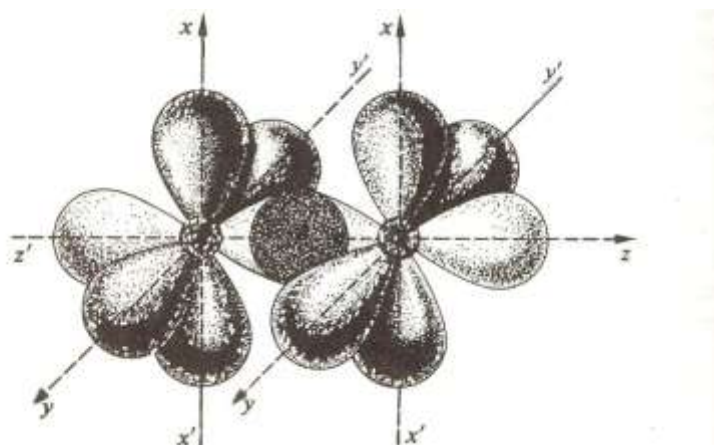


- **p-p** La liaison σ se forme entre deux orbitales p, si leurs axes coïncident ;
- La liaison σ se forme entre des orbitales hybrides, si leurs axes coïncident ;
- La liaison σ se forme entre une orbitale hybride et une orbitale non hybride s, si le centre de l'orbitale s se situe sur l'axe de l'orbitale hybride,
- La liaison σ se forme entre une orbitale hybride et une orbitale p non hybride, si leurs axes coïncident.

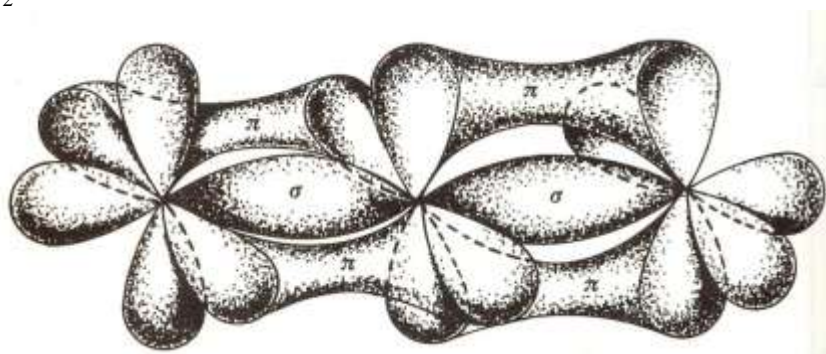
Les orbitales π ou liaisons π se forme par recouvrement latéral de deux orbitales p ayant le même plan nodal



Exemples des molécules : F_2 , CO_2 , H_2O ,
 F_2



CO_2



H_2O

