

Généralités

Les éléments constitutifs des molécules organiques sont par ordre de fréquence décroissant :

Les quatre éléments C, H, O, N

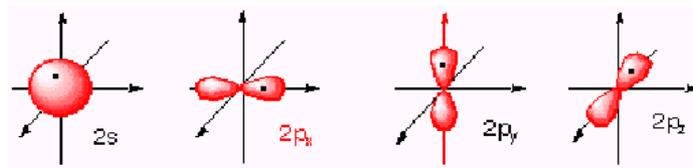
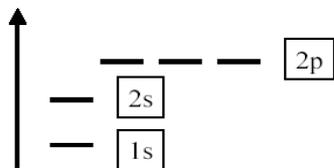
Des non métaux tels que Cl, Br, I, S, P, ...

Des métaux tels que Na, Li, Mg, Zn, Fe, Co, Cu...

Exception : CO, CO₂, K₂CO₃, Na₂CO₃, KCN, ...

Orbitale Atomique (OA)

- C'est la probabilité d'existence de l'électron dans l'espace. Elles ont différents niveaux d'énergie et différentes formes:**



Atome de Carbone

Carbone: ($1s^2$) ($2s^2$) ($2p^2$) (Valence=2), ne permet la formation que de molécule instable
ex: CCl_2

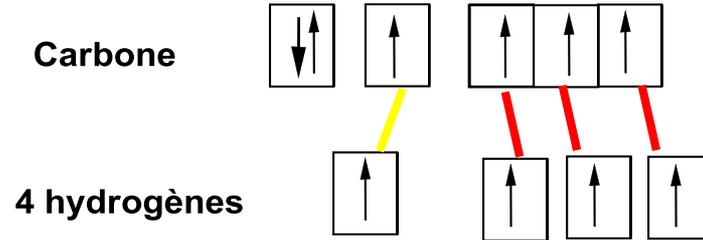


Dans la nature, le carbone existe avec une **valence 4** (cas de CH_4). une première approximation c'est d'admettre l'**hypothèse** de l'**état excité** : un électron 2S migre à une sous couche 2p.

Cette **hypothèse** permet d'expliquer la valence 4 du carbone mais reste **limiter** vis à vis de faits **expérimentaux** : (géométrie de la molécule et liaisons identiques).

Théorie d'hybridation (atome de carbone)

Méthane: CH₄



On va avoir 2 types de liaisons :

- Une liaison 1S (H) – 2S (C) symétrie sphérique sans direction.
- Trois liaisons :
 - 1S (H) – 2px
 - 1S (H) – 2py dirigés suivant les axes x, y et Z (angle de 90°)
 - 1S (H) – 2pz

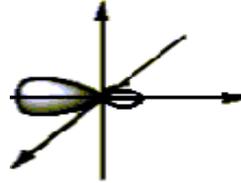
Réalité: les quatre liaisons de CH₄ sont parfaitement identiques et qu'ils forment entre eux un angle de près de 109° (non 90° 1er hypothèse)

Nécessité de recourir à la théorie d'hybridation

Qu'est ce que c'est l'hybridation ?

C'est la combinaison linéaire des orbitales atomiques (O.A.). Elle permet de passer de n O.A. différentes à n **Orbitales Hybrides** identiques. Ainsi le carbone peut avoir 3 types d'hybridations :

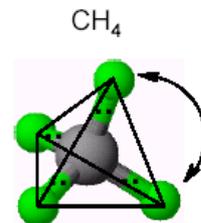
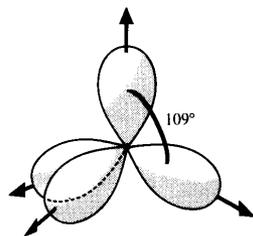
sp^3 , sp^2 et sp



Hybridation sp^3

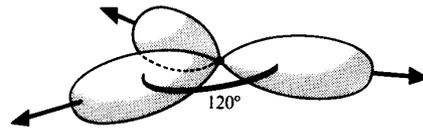
Le passage d'un électron d'une orbitale 2s vers 2p a pour conséquence la formation de 4 orbitales hybrides équivalentes, les orbitales sp^3 .

L'arrangement spatial est Tétraédrique (angle $109,28^\circ$: minimum de répulsion) Formation de quatre liaisons simples σ dues à un recouvrement axial avec les O.A. des autres atomes (ex : 4H dans CH₄)

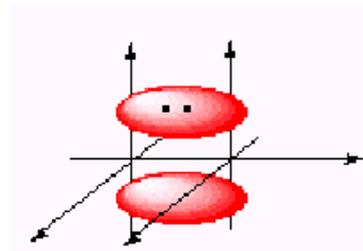
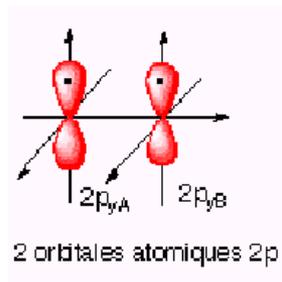


Hybridation trigonale sp^2

La combinaison de l'orbitale atomique $2s$ et 2 orbitales p conduit à 3 orbitales hybrides sp^2 , qui seront alors séparées de 120° .



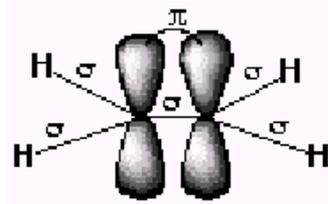
Le carbone hybridé sp^2 à une géométrie **triangulaire plane**, et l'orbitale atomique non hybridée **p_z** sera **perpendiculaire au plan** et conduira par **recouvrement latéral** à la liaison π .



Conséquence :

- Recouvrements axiaux entre les 3 orbitales hybrides sp^2 avec les autres OA des autres atomes (**liaisons σ**) et un Recouvrement latéral de l'OA non hybride $2p$ qui donne **la liaison π** .
- Pas de libre rotation.
- Les atomes de la molécule sont dans le **même plan**.

Exemple : Ethylène C_2H_4

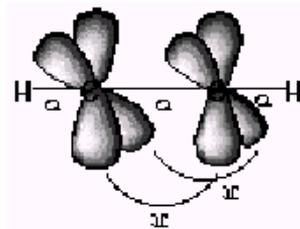


Hybridation digonale sp

De même, une orbitale s et 1 orbitale p former 2 orbitales hybrides sp , qui seront alors séparées de 180° .



Exemple : Acétylène



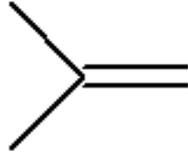
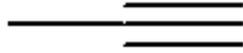
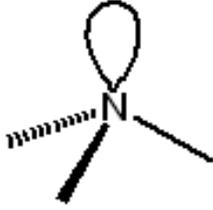
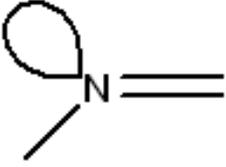
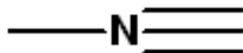
Récapitulatif

Hybridation	E_N	Caractère S	Type de liaison	Angle	Observation
Sp3	2,5	25%	4 liaisons simples	109° 28'	Libre rotation
Sp2	2,8	33%	3 L. σ + 1 L. π	120°	Rotation bloquée autour de la d.L.
sp	3,1	50%	2 L. σ + 2 L. π	180°	Rotation bloquée

L'électronégativité effective d'un atome hybride augmente lorsque son caractère s augmente:

Atome d'azote et d'oxygène

Par analogie avec le carbone, on parlera des états d'hybridations pour les atomes d'azote et d'oxygène (possèdent des orbitales s et p dans leur couche externe).

	Sp^3	Sp^2	sp
Carbone (Z=6) Valence = 4			
Azote (Z=7) Valence=3			
Oxygène (Z=8) Valence=2		