



Chimie 2 - Option Sciences

Chapitre 1 : Chimie organique – introduction

Bref Historique

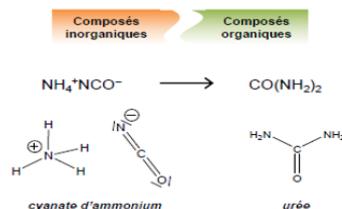
> Première définition

Chimie organique :
Substances issues des êtres vivants (animaux et végétaux)

≠

Chimie minérale (ou inorganique) :
Substances issues du monde minéral (terre, eau, atmosphère...)

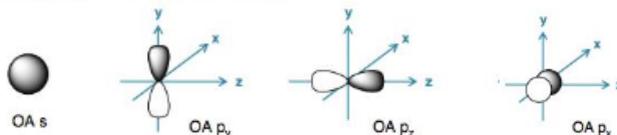
1828 : Friedrich Wöhler : **Synthèse de l'urée**



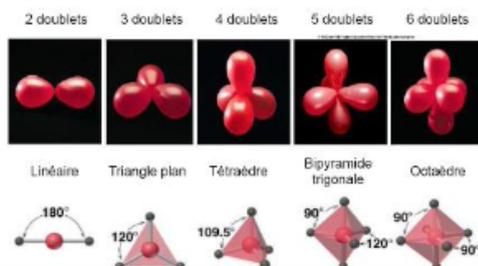
Définitions

Hybridation

> Représentation des OA s et p



> Théorie VSEPR

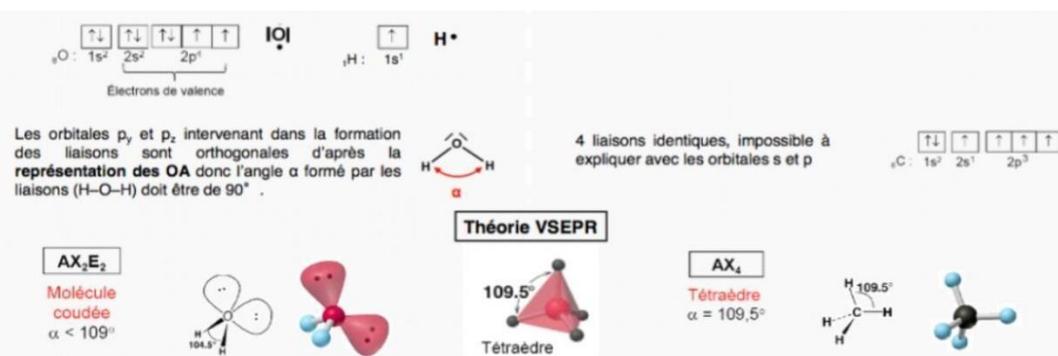


Liaison covalente par interaction de 2 OA (recouvrement orbitalaire)

↓
Incompatibilité

Rappels

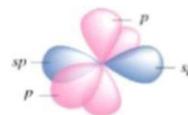
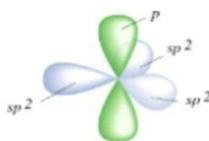
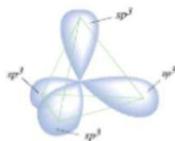
- Liaison covalente = formée par l'interaction de 2 orbitales atomiques = recouvrement orbitaire
- Pas de compatibilités entre ces 2 approches : orbitales représentées par les ballons rouges ne sont généralement pas orthogonales





Hybridation des orbitales atomiques (OA) = mélange (combinaison linéaire) des OA d'un atome appartenant à la **même couche électronique** (ns , np) de manière à former de nouvelles orbitales qui permettent de mieux décrire qualitativement les **liaisons** entre les atomes.

Il existe 3 types d'OA hybrides sp^3 , sp^2 et sp .



Source : biomimetic.crihan.fr/coursorga/hybridationcours.ppt

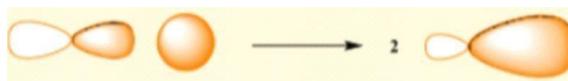
Cohérence entre ces nouvelles orbitales et la théorie VSEPR

Définitions

Pour la combinaison d'une orbitale p et d'une orbitale s :

- 2 lobes (ici orange) vont avoir le même signe : leur superposition dans l'espace est donc à l'origine d'un lobe plus important
- Le deuxième lobe de l'orbitale p (blanc) est de signe opposé à celui de l'orbitale s. La superposition de ces deux lobes de signe opposés fournit donc un lobe blanc plus petit pour l'orbitale sp.

Le même raisonnement pourra être tenu pour les orbitales hybrides sp^2 et sp^3 .



Pour simplifier les représentations orbitales, nous représenterons généralement par la suite les orbitales hybrides sp , sp^2 et sp^3 par un seul lobe



L'hybridation sp^3 résulte de la **combinaison linéaire d'1 orbitale s avec 3 orbitales p d'un atome** (les OA s et p appartenant à la même couche électronique).

On dit orbitales « dégénérés » car elles sont toutes de même niveau énergétique.

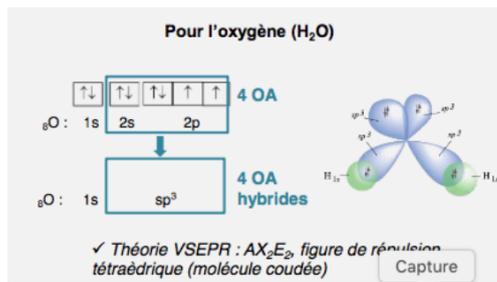
Hybridation sp^3

Exemples Pour le carbone (CH_4)

${}_6C$: 1s $\uparrow\downarrow$ 2s $\uparrow\downarrow$ 2p $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \uparrow 4 OA
 \downarrow
 ${}_6C$: 1s $\uparrow\downarrow$ sp^3 \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow 4 OA hybrides identiques

✓ 4 liaisons C-H identiques
 ✓ Théorie VSEPR : AX_4 , figure de répulsion tétraédrique

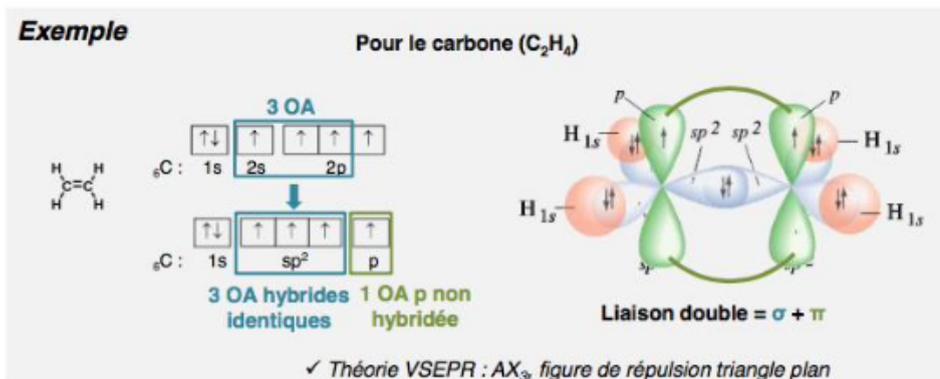
Modification des couches électroniques du carbone initiale $1s2s2p$ pour donner $1s$ et sp^3



Modification de la configuration électronique de l'atome d'oxygène à partir des couches 2s et 2p pour former les orbitales hybrides sp³

Hybridation sp²

L'hybridation sp² résulte de la **combinaison linéaire d'1 orbitale s avec 2 orbitales p d'un atome** (les OA s et p appartenant à la même couche électronique).



Hybridation sp

L'hybridation sp résulte de la **combinaison linéaire d'1 orbitale s avec 1 orbitale p d'un atome** (les OA s et p appartenant à la même couche électronique).

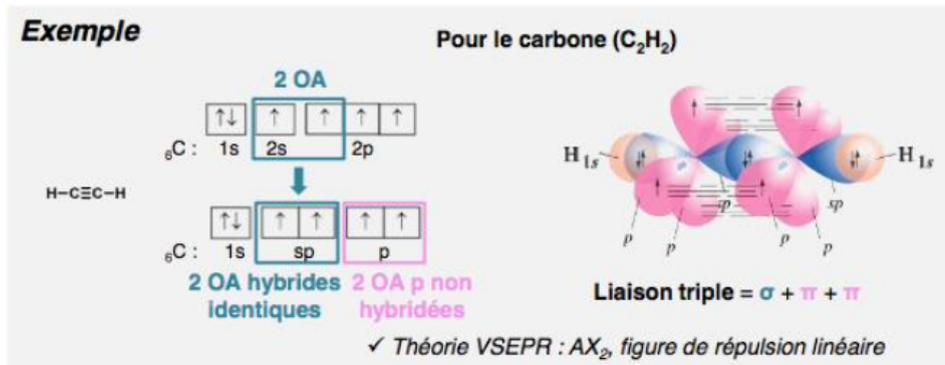


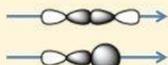
Tableau récapitulatif

Orbitales hybrides	AX _n E _m n+m	Figure de répulsion	Angles de liaisons théoriques	Type de liaisons	Liaison
sp ³	4	Tétraédrique	109,5°	Simple	σ
sp ²	3	Trigonale (plane)	120°	Double	σ+π
sp	2	Linéaire	180°	Triple (ou double/double)	σ+π+π

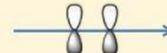
Dans le cas du carbone

Rappel

➤ Si **recouvrement axial** des orbitales atomiques : orbitales moléculaires formées notées σ.



➤ Si **recouvrement latéral** des orbitales atomiques : orbitales moléculaires formées notées π.



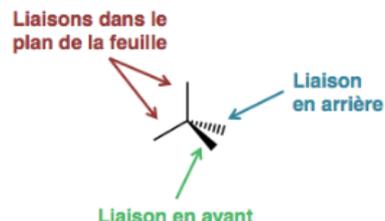


1) Représentation planes des structures spatiales

Cram

La **représentation de Cram** permet de spécifier la géométrie d'une molécule en faisant apparaître les liaisons en perspective.

- ✓ **Trait plein** : liaison dans le plan de la feuille.
- ✓ **Trait gras ou en triangle plein** (la pointe étant du côté de l'atome dans le plan) : liaison hors du plan et en avant.
- ✓ **Trait pointillé ou triangle hachuré** (la pointe étant du côté de l'atome dans le plan) : liaison hors du plan et en arrière.

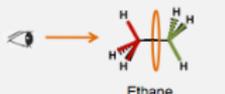


Newman

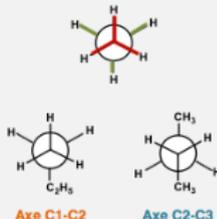
La représentation en **projection de Newman** est utilisée pour les molécules possédant au moins 2 atomes de carbone. Elle consiste à dessiner ce que l'on voit lorsqu'on regarde la molécule suivant un axe C-C. Cette représentation permet de visualiser aisément les effets d'interactions stériques entre des groupements portés par 2 carbones adjacents.

Exemples

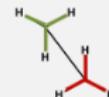
Représentation de Cram



Projection de Newman

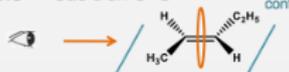


1. On imagine que l'on place un disque au milieu de la liaison C-C.
2. On dessine ce que l'on voit lorsqu'on regarde la molécule selon l'axe C-C.



Exemple

Cas d'un C=C



Plan orthogonal à la diapositive contenant la double liaison



Remarque : il n'y a pas une seule projection de Newman pour une molécule, elle dépend de l'angle sous lequel on souhaite la regarder.

Fischer

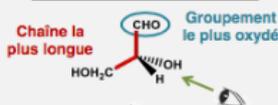
Règles de la représentation de Fischer

- la chaîne carbonée la plus longue est verticale et en arrière du plan de projection ;
- l'atome de carbone placé en haut de la chaîne verticale est celui qui est engagé dans le groupement fonctionnel dont l'état d'oxydation est le plus élevé ;
- les 2 autres substituants du C situé dans le plan de la feuille sont en avant du plan de projection.

Exemples

Représentation de Cram

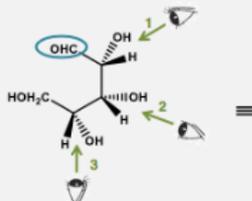
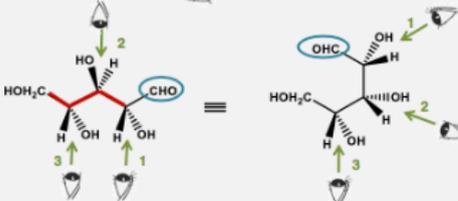
D-glycéraldéhyde



Représentation de Fischer



D-ribose





Rappel

Rappel : le groupement fonctionnel **le plus oxydé** se retrouve en déterminant les nombres d'oxydation (celui du C directement lié au groupement fonctionnel).

Classement des fonctions les plus courantes

Moins oxydée

Plus oxydée

Alcanes

Alcool

Aldéhyde

Acide Carboxylique

R-H

R-OH



Cétone

Ester



R, R' : chaînes carbonées