

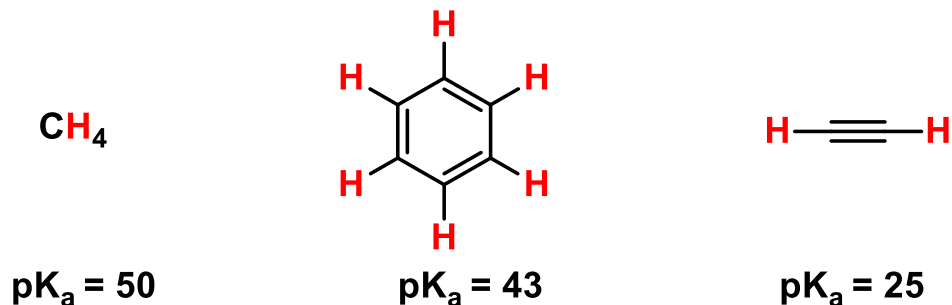
# *5 Le modèle des orbitales*

Vollhardt: Ch. 1.6-1.9, p. 23-41.

**!Attention: le Vollhardt utilise une version simplifiée qui s'arrête aux orbitales atomiques!**

Certains phénomènes ne peuvent pas être expliqués avec la notation de Lewis:

- 1) Pourquoi les électrons des paires libres, des liaisons simples et des liaisons doubles se comportent-ils de manières différentes?
- 2) Pourquoi les structures de résonance avec des doubles liaisons doivent-elles être planaires?
- 3) La différence d'acidité de certaines liaisons C-H est difficile à comprendre:

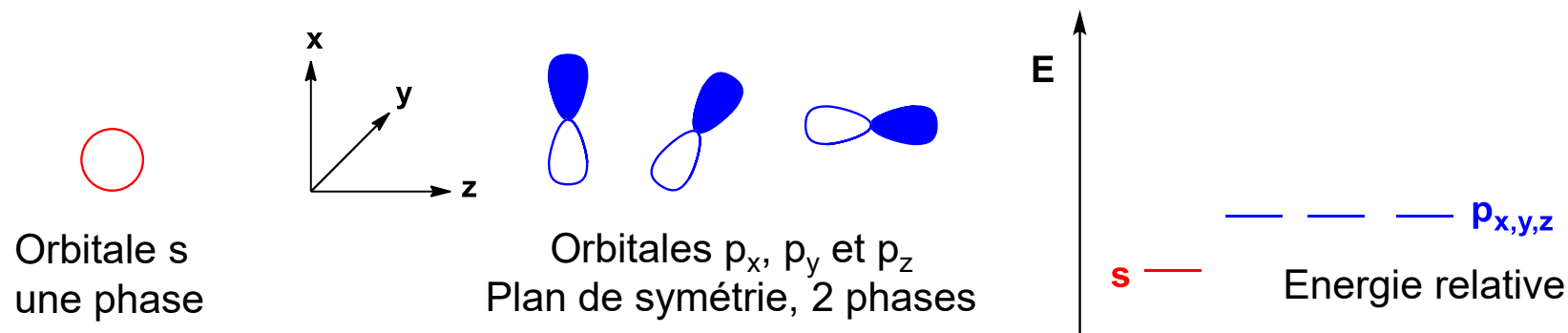


Ces phénomènes peuvent être rationalisés à l'aide des orbitales moléculaires. En chimie organique, une analyse qualitative de l'énergie et la forme des orbitales autour des atomes de carbone est généralement suffisante.

## *5.1 Orbitales atomiques et hybridation*



La chimie organique se concentre sur les orbitales s et p et leur représentation qualitative.



Chaque orbitale contient au maximum deux électrons. Plus le niveau d'énergie est bas, plus les électrons sont stabilisés.

Le recouvrement des orbitales de deux atomes conduit aux orbitales moléculaires et aux liaisons covalentes.

La force de la liaison covalente dépend surtout de deux critères:

### 1) Le niveau d'énergie des orbitales atomiques

Plus le niveau d'énergie des orbitales atomiques est proche, plus la liaison covalente est forte.

### 2) Le recouvrement des orbitales

Le recouvrement (overlap) géométrique des orbitales est essentiel pour la liaison.

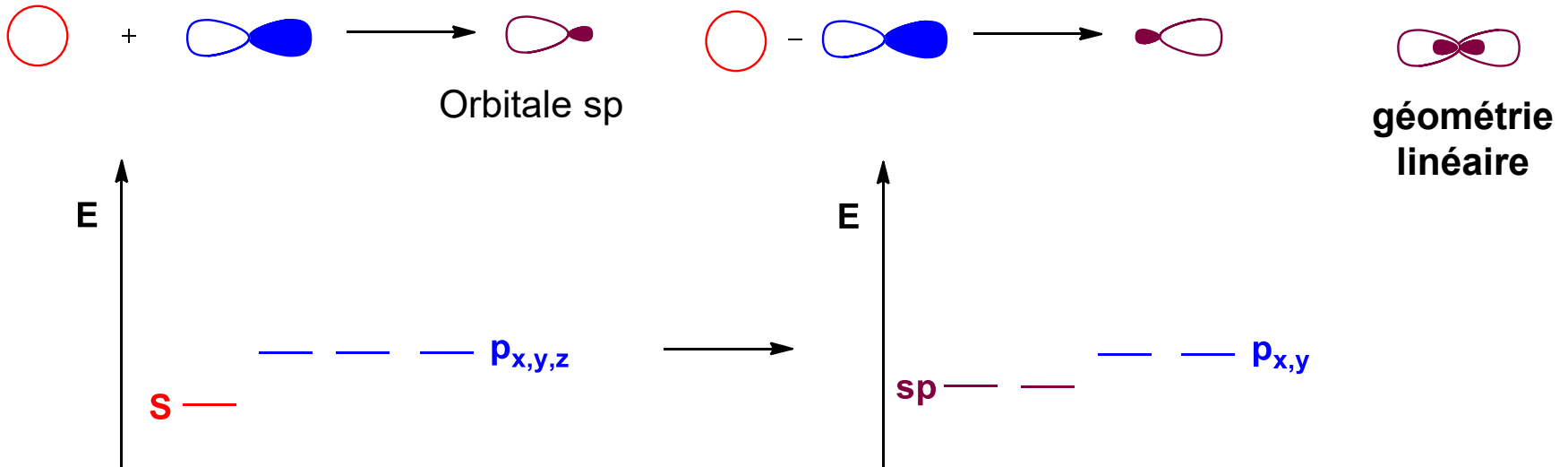


Pour rationaliser les modes de coordination observés dans les liaisons avec le carbone, il est utile de mélanger les orbitales s et p pour obtenir de nouvelles orbitales hybrides, qui auront une énergie intermédiaire. **Attention cette hybridation n'est pas utilisée pour des molécules diatomiques sans carbone** (voir partie Steinauer). La géométrie des molécules est obtenues avec le modèle VSEPR.

2 substituants = linéaire =  $sp$   
 3 substituants = trigonal =  $sp^2$   
 4 substituants = tétraédrique =  $sp^3$

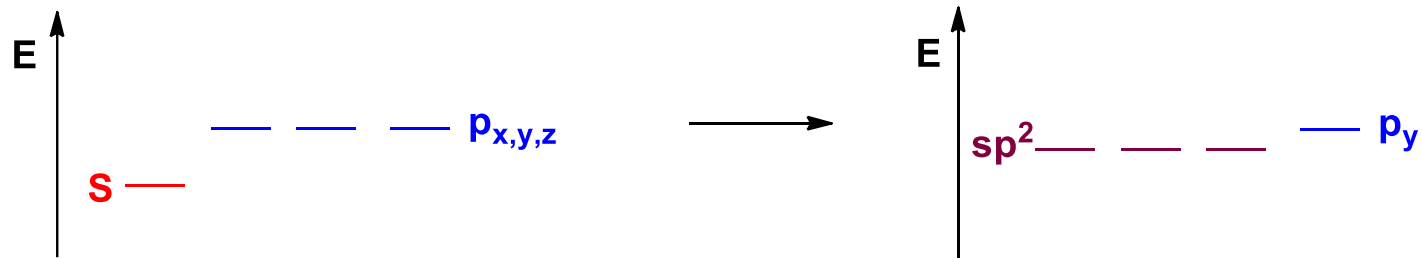
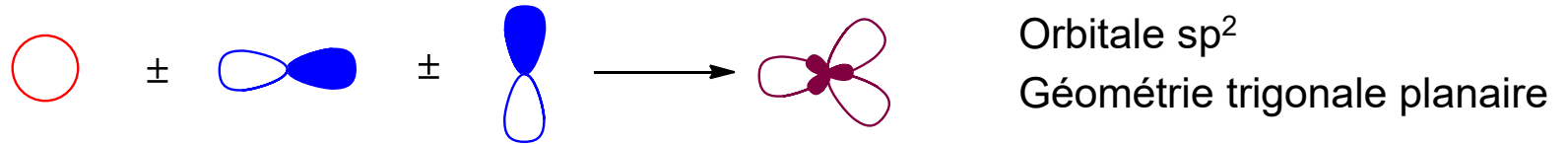
**Attention:** les paires d'électrons libres comptent également comme substituants!

### Hybridation: les orbitales $sp$ .

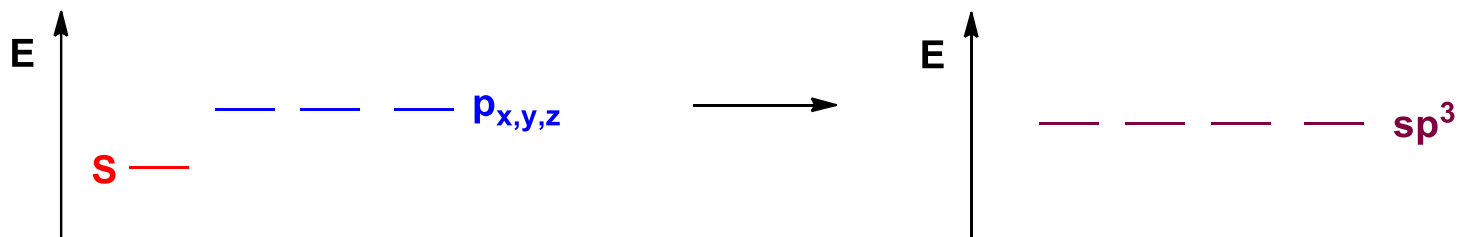
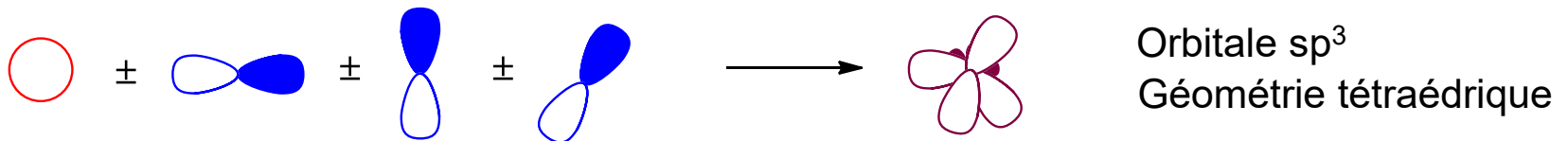




Hybridation: les orbitales  $sp^2$ .



Hybridation: les orbitales  $sp^3$ .



## *5.2 Liaisons Sigma*

Dans le cas des liaisons incluant le carbone, les orbitales moléculaires s'obtiennent par combinaison des orbitales atomiques hybridées.

L'énergie des liaisons résulte de la stabilisation des électrons concernés.

### Marche à suivre

#### 1) Dessiner les orbitales atomiques hybridées

$sp + 2p$ ,  $sp^2 + p$ , ou  $sp^3$ . L'hybridation est déterminée par la géométrie:

Linéaire =  $sp$ , trigonale =  $sp^2$ , tétraèdre =  $sp^3$

#### 2) Estimer l'énergie relative des orbitales

1) Plus électronégatif = plus bas 2) s plus bas que p, en général 1) domine

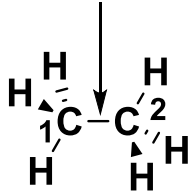
#### 3) Faire interagir les orbitales (interactions orbitales)

- Superposition dans l'espace nécessaire
- Mêmes phases: liante
- Phases opposées: anti-liante

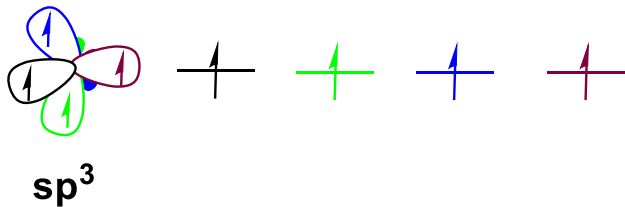
#### 4) Former les orbitales moléculaires et ajouter les électrons

Dans l'orbitale la plus basse, au maximum 2 par orbitale de spins opposés.

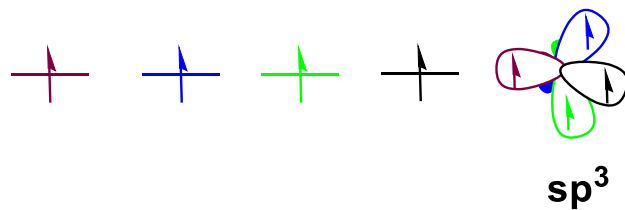
1) hybridation



**C1: 4 substituants = tétraèdre =  $sp^3$**



**C2: 4 substituants = tétraèdre =  $sp^3$**



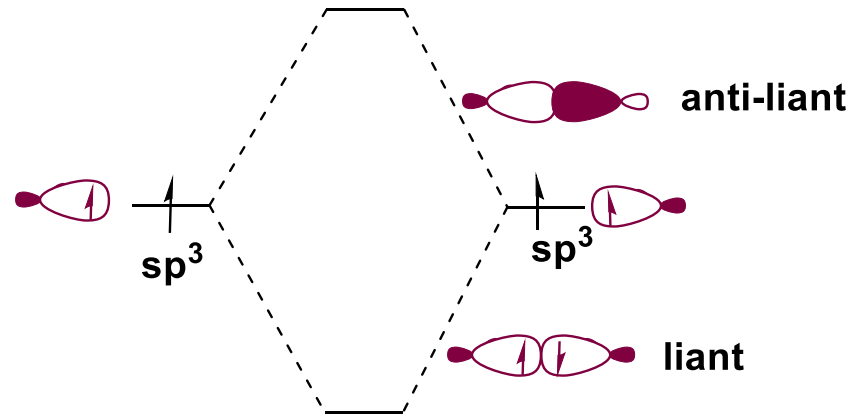
Le lobe rouge participe à la liaison C-C  
Les autres aux liaisons C-H

2) Energie



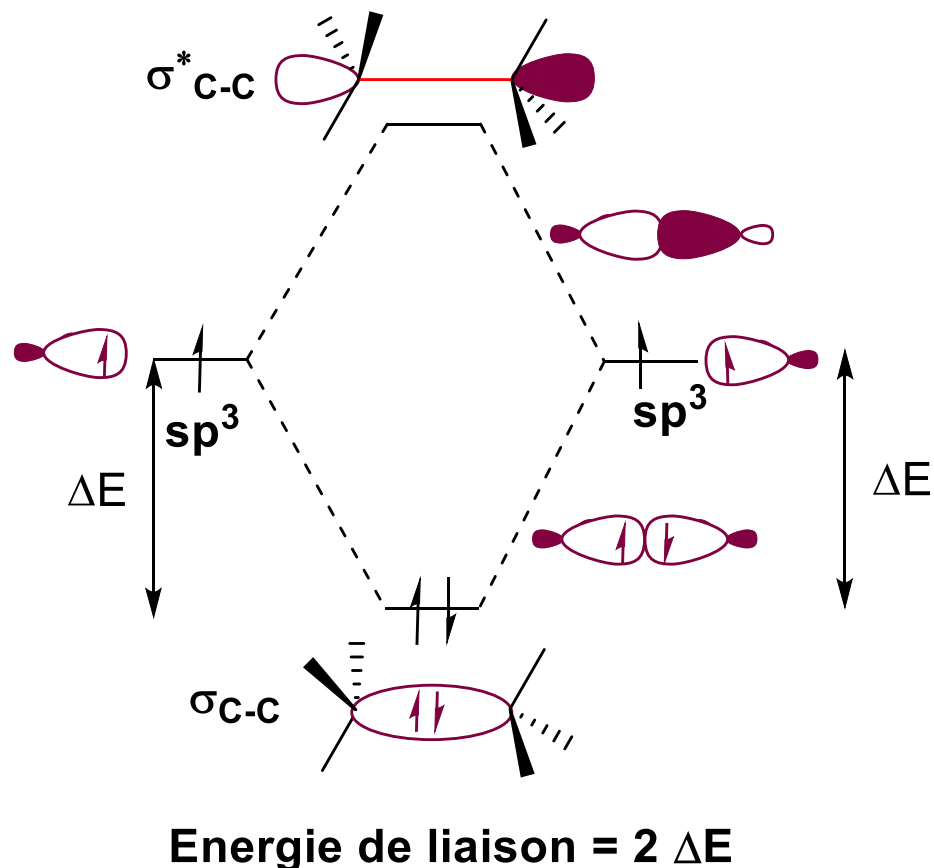
Ici les énergies sont identiques

3) Interactions Orbitales



Même phase = favorable, liant  
Phase opposée = défavorable, anti-liant  
Les orbitales doivent être superposées!

## 4) Orbitales moléculaires et électrons



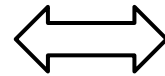
Les orbitales moléculaires sont le résultat final des interactions liantes et anti liantes. Il est parfois difficile de déterminer leur structure: on se contente alors de dessiner les interactions uniquement. Les orbitales sigma ont une symétrie cylindrique autour de la liaison (pas d'inversion de phase).

L'énergie de liaison s'obtient en additionnant les différences d'énergie des électrons concernés.

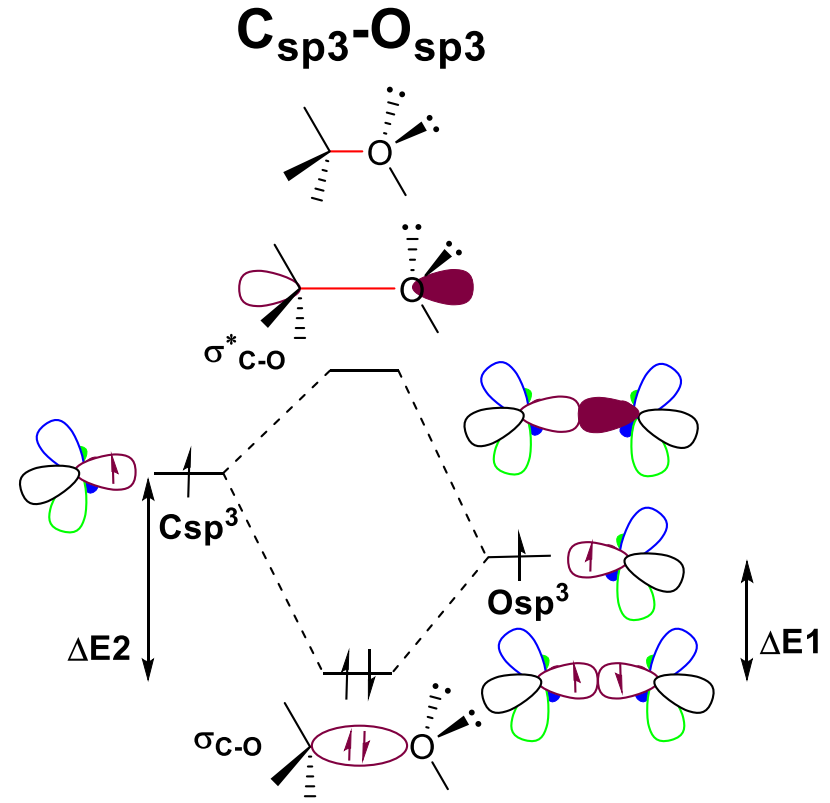
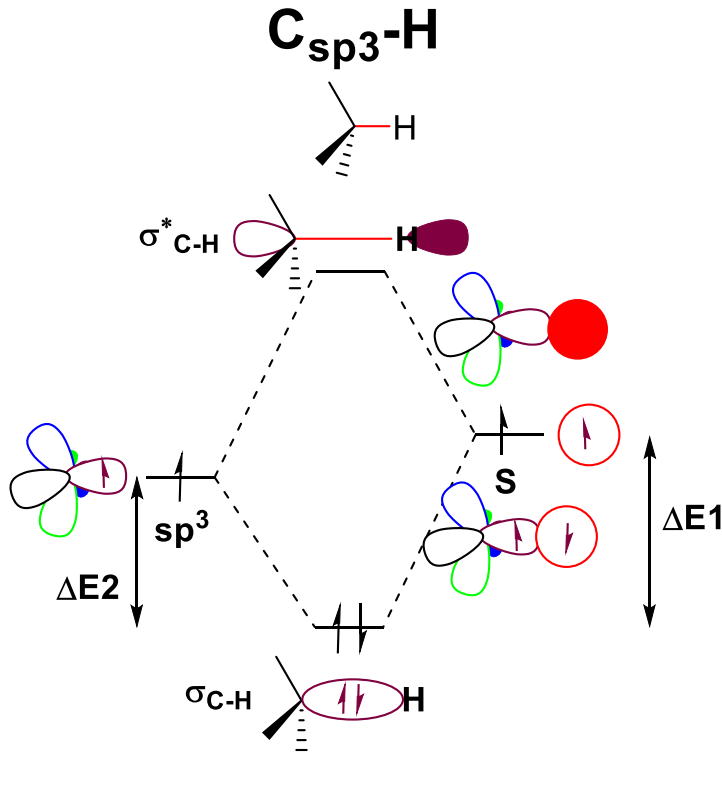
Les électrons se retrouvent dans les orbitales les plus basses, avec des spins opposés si ils sont dans la même orbitale et un maximum de deux électrons par orbitale.



Haute électronégativité



Orbitale basse en énergie



$$\text{Energie de liaison} = \Delta E1 + \Delta E2$$

Les orbitales des atomes électronégatifs sont plus basses en énergie, ce qui influence aussi l'énergie des orbitales dans les liaisons. L'énergie de la liaison covalente est maximale lorsque les orbitales se superposent bien et sont proches en énergie. Les lobes  $sp^3$  ne participant pas à la liaison sont dessinés pour donner une meilleure idée de la structure.

Liaison  $\sigma$  (sigma): pas d'inversion de phase le long de la liaison.

Interactions liantes, même phases

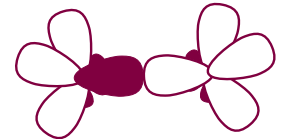
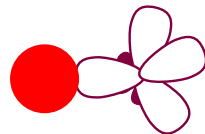
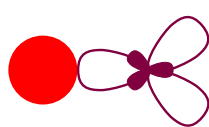
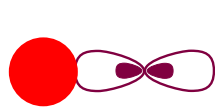
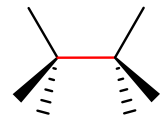
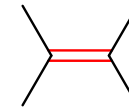
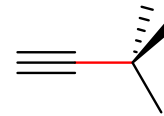
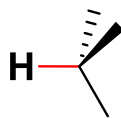
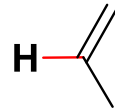
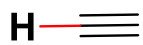


s-s

p-sp

s-sp<sup>2</sup>s-sp<sup>3</sup>sp-sp<sup>3</sup>sp<sup>2</sup>-sp<sup>2</sup>sp<sup>3</sup>-sp<sup>3</sup>

H-H



s-s

s-sp

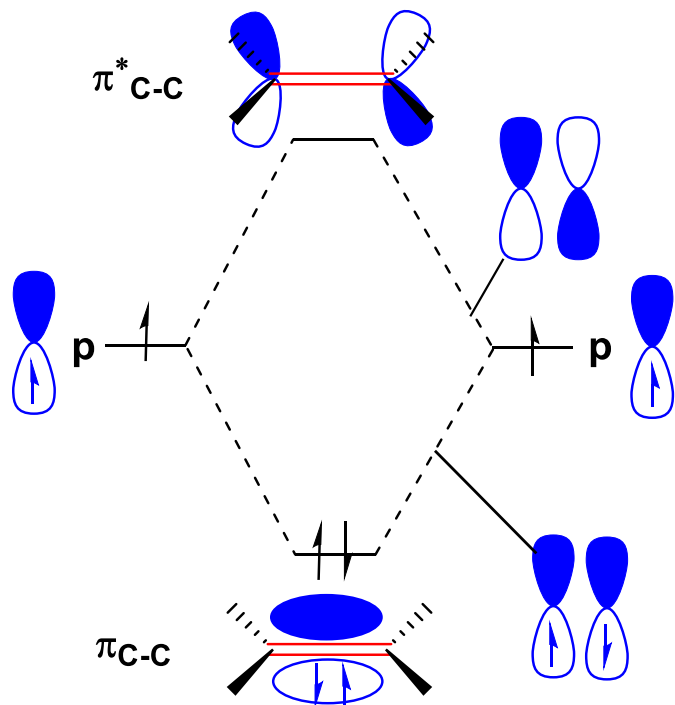
s-sp<sup>2</sup>s-sp<sup>3</sup>sp-sp<sup>3</sup>sp<sup>2</sup>-sp<sup>2</sup>sp<sup>3</sup>-sp<sup>3</sup>

Interactions anti liantes, phases opposées

## *5.3 Liaisons Pi*



Les orbitales p peuvent former un second type de liaison: **la liaison  $\pi$  ( $\pi$ )**.



Les orbitales p interagissent « par le côté ». Plan de symétrie avec inversion des phases le long de la liaison!

Cette superposition est moins idéale que pour les liaisons sigma. Les liaisons pi sont donc en générale plus faibles.

Les électrons sont à la fois au-dessus et en-dessous de la liaison, mais pas sur elle! Il y a un plan de symétrie.

Conséquence très importante: les deux paires d'électrons d'une double liaison ont des propriétés et des énergies différentes! Ceci est difficile à expliquer avec la représentation de Lewis.



Le split d'énergie est plus important pour les liaisons sigma que les liaisons pi! Cela nous donne l'ordre d'énergie:  $\sigma_{C-C}$ ,  $\pi_{C-C}$ ,  $\pi^*_{C-C}$ ,  $\sigma^*_{C-C}$ .

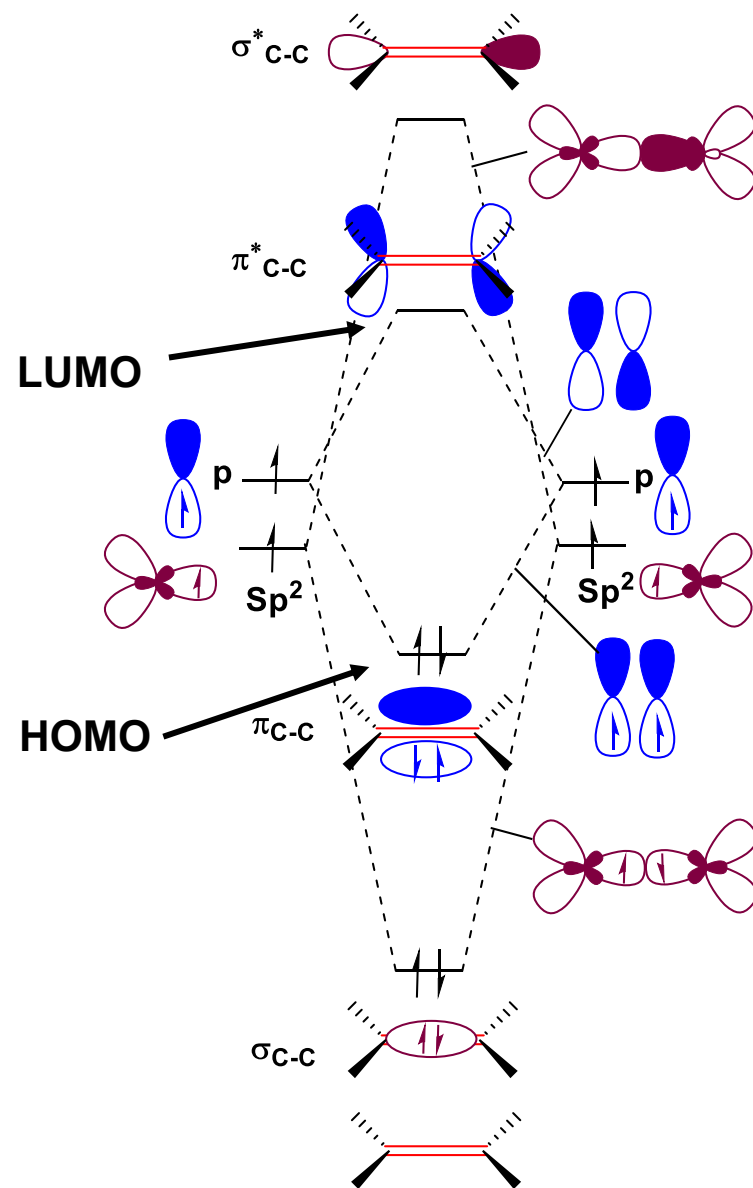
Définitions importantes:

**HOMO** (Higher Occupied Molecular Orbital):

L'orbitale la plus haute en énergie qui contient des électrons. Cette position réagira comme nucléophile.

**LUMO** (Lowest Unoccupied Molecular Orbital):

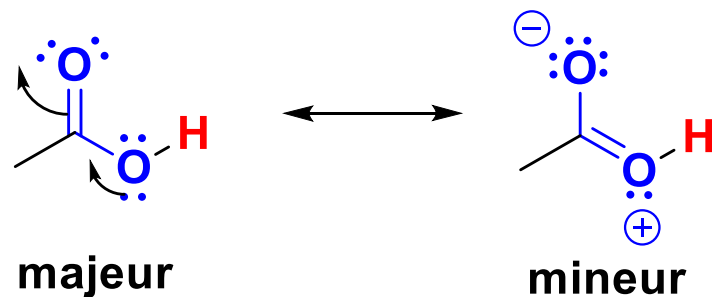
L'orbitale vide la plus basse en énergie. Cette position réagira comme électrophile.



*5.4 Résonance: Comparaison  
des langages «Lewis» et  
«Orbitales»*

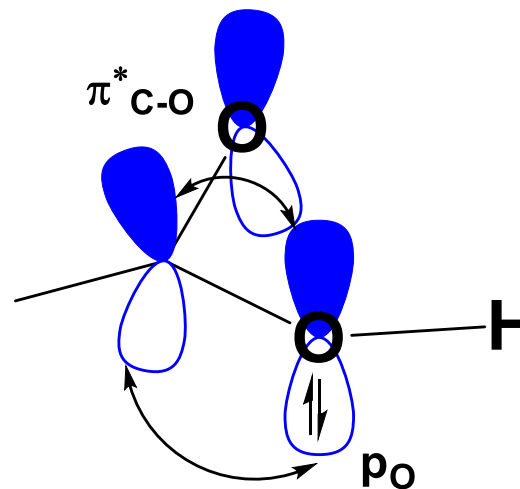
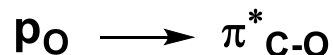


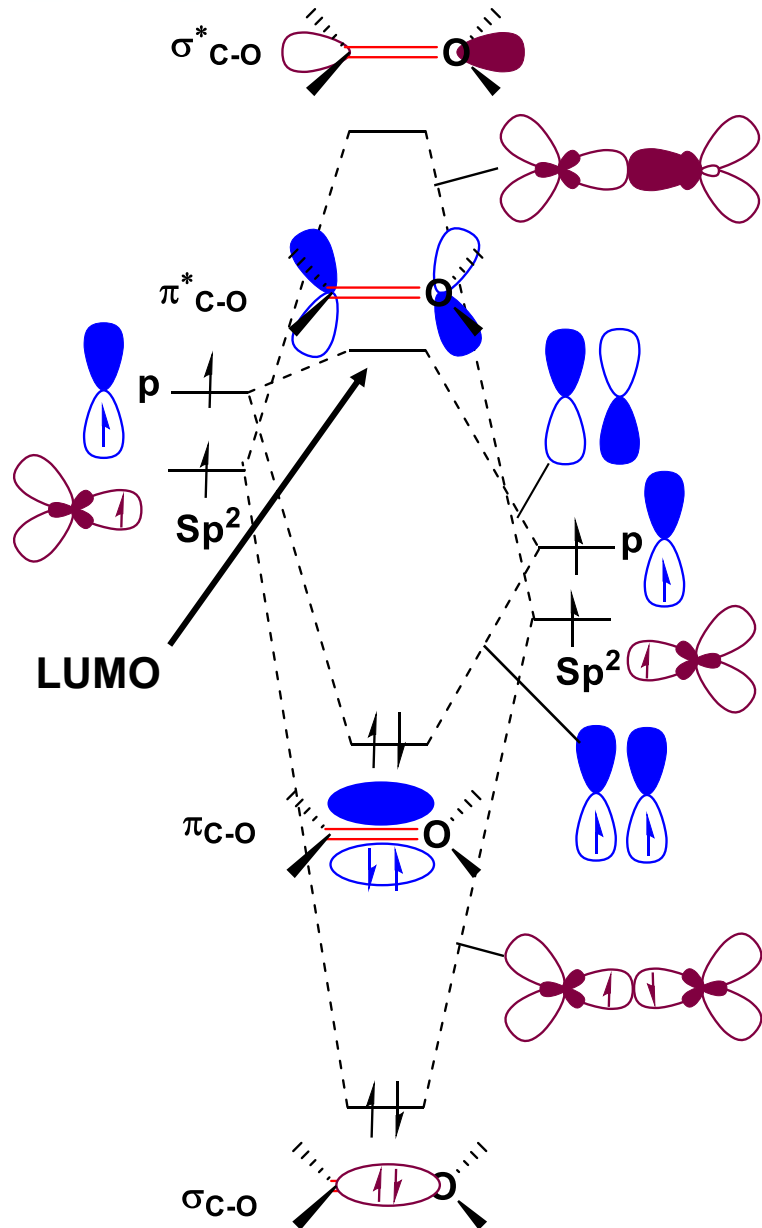
Avec la formulation de Lewis, nous avons introduit les structures de résonance pour «visualiser» la délocalisation des électrons, et affiner notre représentation des molécules. Cela nous a permis de comprendre leur structure et propriétés, en particulier l'acidité.



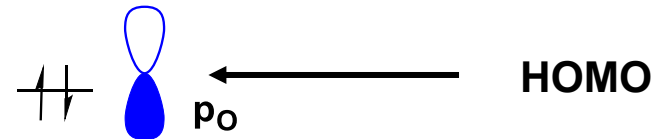
Pour les orbitales, une fois que nous avons formé les liaisons, nous pouvons également examiner des interactions secondaires qui peuvent stabiliser la molécule. Les interactions entre orbitales correspondent alors aux flèches de flux d'électrons.

### Interaction orbitalaire

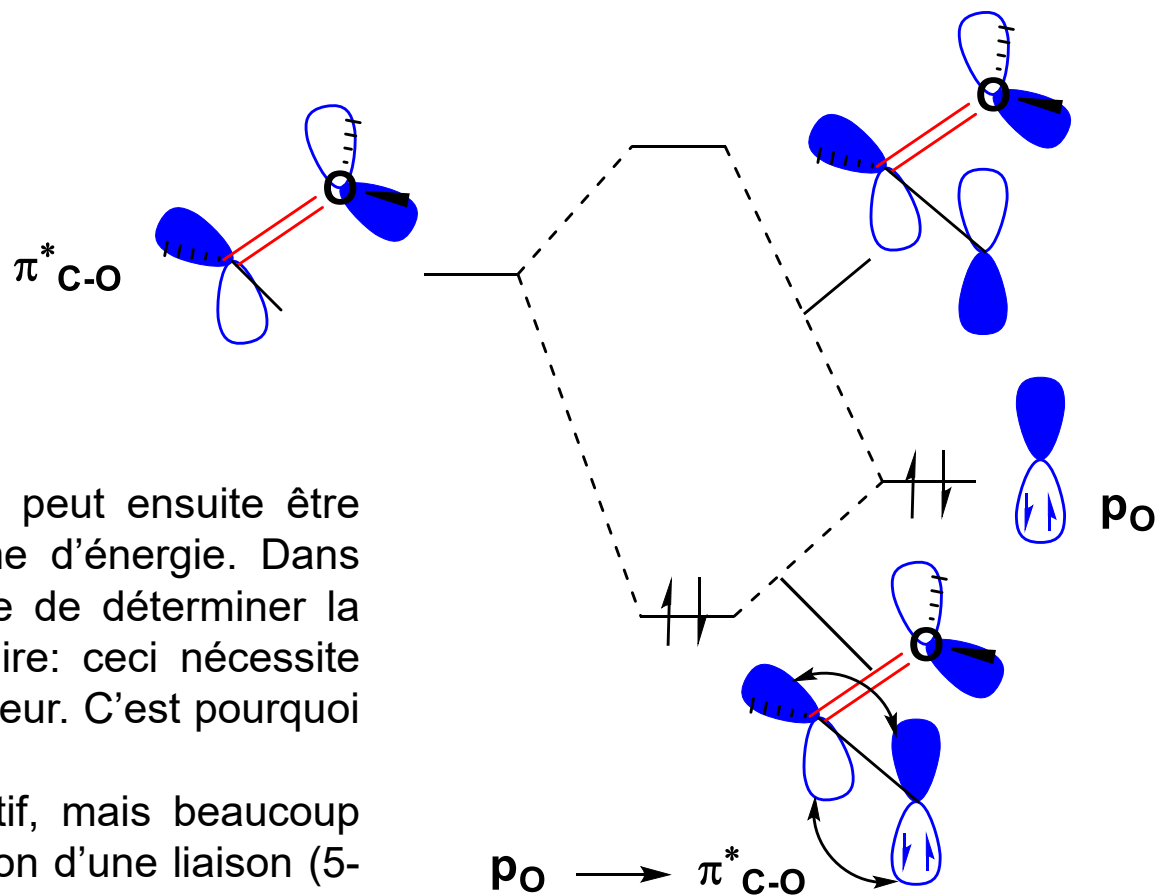




Comment choisir les orbitales qui interagissent?  
 Il faut trouver l'interaction la plus favorable entre les deux partenaires: la double liaison C=O et la paire d'électrons de O. Donc les orbitales les plus proches en énergie, qui permettent de stabiliser des électrons (pas vide-vide ou plein-plein)



Ce sont donc les orbitales frontières des deux partenaires qui sont importantes: dans ce cas la HOMO est  $p_O$ , et la LUMO et  $\pi^*_{C-O}$

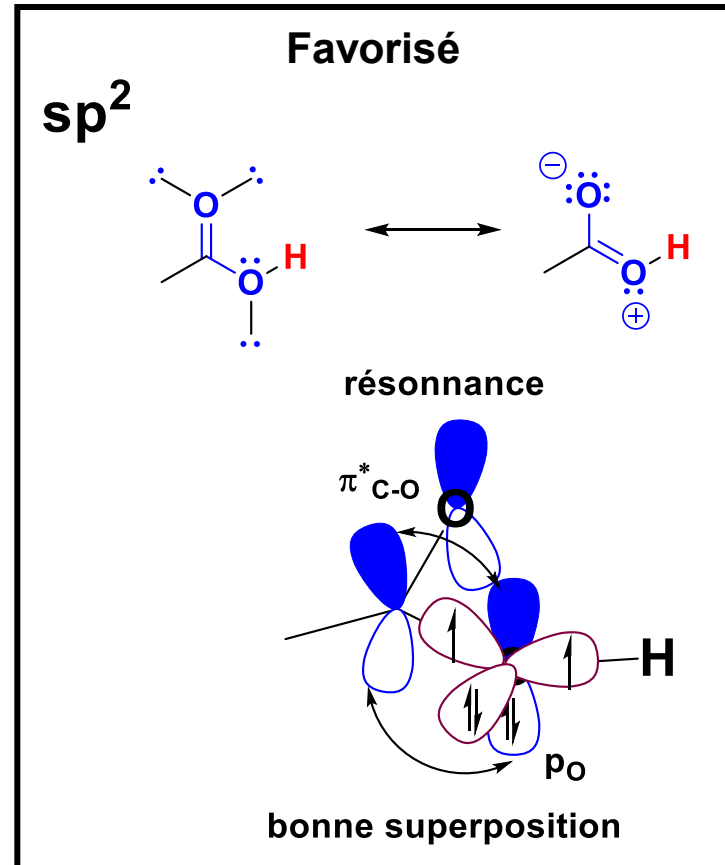
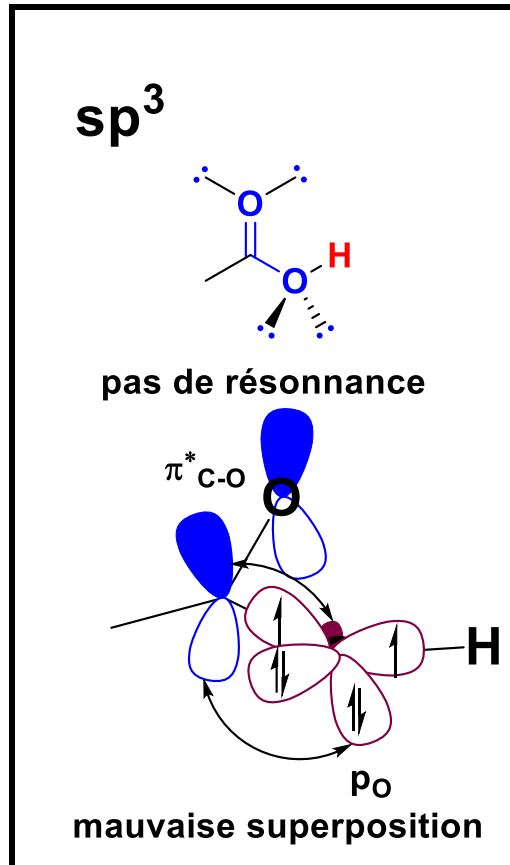


L'interaction entre  $p_{\text{O}}$ , et  $\pi^*_{\text{C=O}}$  peut ensuite être représentée dans le diagramme d'énergie. Dans ce cas cependant il est difficile de déterminer la structure de l'orbitale moléculaire: ceci nécessite en général un calcul par ordinateur. C'est pourquoi seule l'interaction est dessinée.

Le gain d'énergie est significatif, mais beaucoup plus petit que lors de la formation d'une liaison (5-10 kcal/mol vs. 60-110 kcal/mol)



**Exception importante à la relation VSEPR-hybridation:** Les paires d'électrons sont mises dans des orbitales p pour pouvoir interagir avec le système pi de la double liaison!

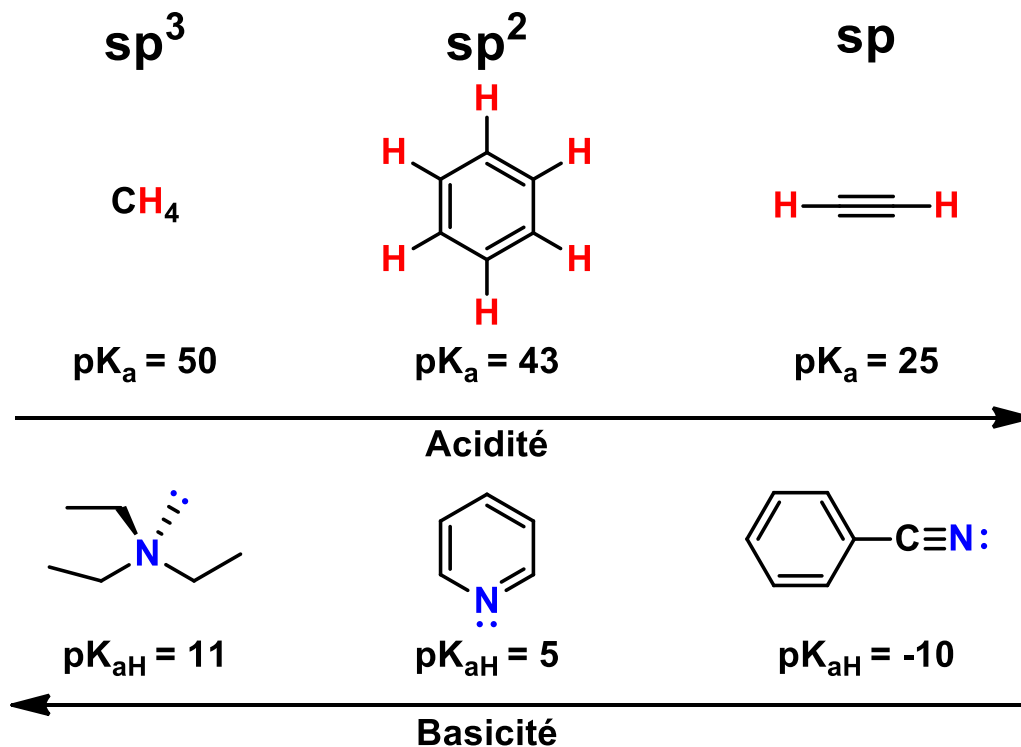


L'oxygène dans le groupe OH d'un acide carboxylique est hybridé  $sp^2$ , car la stabilisation par résonance nécessite un changement de géométrie!

## *5.5 Orbitales et acidité*



**Electronégativité et hybridation:** les orbitales s sont plus électronégatives et stabilisent mieux les électrons!



- L'acidité augmente avec la proportion d'orbitale s
- La basicité diminue avec la proportion d'orbitale s

*6 Conclusion: Les acides/bases  
de référence et résumé*



L'analyse de tous les effets discutés nous permet d'estimer l'acidité/basicité d'une molécule. Il est cependant essentiel de connaître les pKa suivants pour se calibrer:

Acide

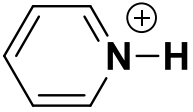
Base conjuguée

fort

$\text{CF}_3\text{SO}_3\text{H}$	$\text{HCl}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{CF}_3\text{CO}_2\text{H}$
-14	-8	-3	0	0

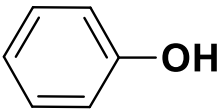
Très faible

moyen

$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$		$\text{H}_2\text{PO}_4^-$
2	4.7	5	7

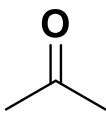
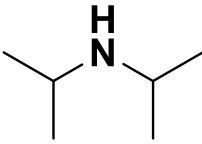
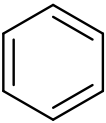
faible

faible

$\text{NH}_4^+$		$\text{HCO}_3^-$	$\text{HNEt}_3^+$	$\text{HPO}_4^-$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{EtOH}$
9	10	10	11	12	14	16

moyen

Très faible

	$\text{CH}_3\text{CN}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	$\text{H}_2$			$\text{CH}_4$
20	25	25	36	36	43	50

fort

faible = 1-2 unités  $pK_a$ fort = 10 unités  $pK_a$  et plus**Electronégativité**

Indirecte (effet inductif)



Direct: H sur l'atome

**Taille de l'atome** (uniquement celui lié au H ou à la paire d'électrons considérés)

A l'intérieur d'une période



En changeant de période

**Résonance**

Faible résonance

Forte résonance (par exemple structures identiques)

**Hybridation de l'atome** (uniquement celui lié au H ou à la paire d'électrons considérés)De  $SP^3$  à  $SP^2$ De  $SP^2$  à  $SP$ **Solvant**

Faible différence de polarité

Forte différence de polarité

Attention: s'il s'agit de comparer des molécules, il faut se concentrer uniquement sur les différences entre elles