



# Modèle Moléculaire Orbitales 45055

NOTICE



Retrouvez  
l'ensemble  
de nos gammes sur :  
[www.pierron.fr](http://www.pierron.fr)

 **PIERRON**  
ÉQUIPEMENT PÉDAGOGIQUE SCIENTIFIQUE

**DIDACTIK** • CS 80609 • 57206 SARREGUEMINES Cedex France

**Tél.** : 03 87 95 14 77 • **Fax** : 03 87 98 45 91

**E-mail** : [education-france@pierron.fr](mailto:education-france@pierron.fr)

## Composition

- 1 orbitale  $dz^2$
- 1 orbitale de liaison (sigma) - C-C
- 6 orbitales de liaison (sigma) - C-H
- 4 orbitales  $\pi$
- 2 nuages d'électrons
- 7 protons avec picot
- 8 orbitales réduites
- 2 noyaux hexagonaux
- 2 noyaux octogonaux
- 2 noyaux plans
- Un atome d'oxygène
- Un atome d'azote

## Manipulations possibles

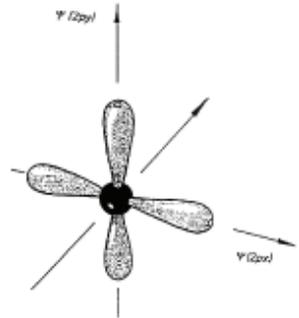
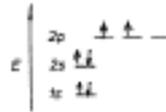
Avec ce kit de construction vous pouvez expliquer

- La caractéristique des orbitales s, p et d
- Représenter les atomes dans leur état de base et d'excitation
- L'hybridation des atomes
- Chevauchement des électrons  $\pi$
- Liaison double
- Liaison triple
- Les constructions de diverses molécules : éthane, éthène, éthyne, eau, etc.

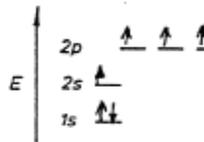
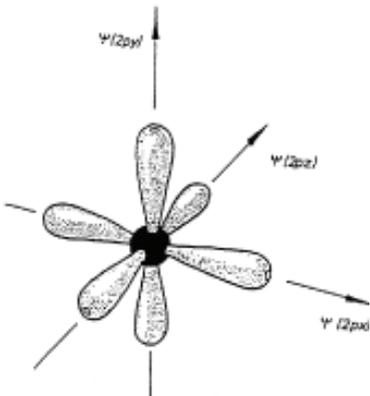
## Hybridation

Le carbone a une configuration électronique du type :

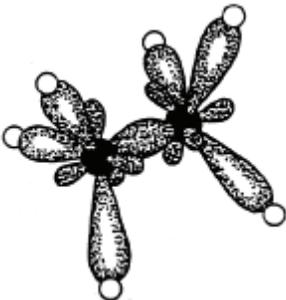
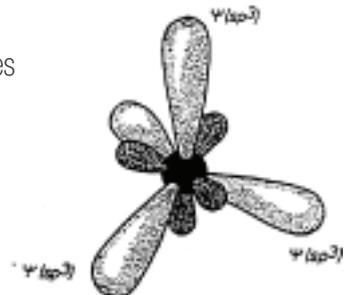
$1s^2 2s^2 2p^2$  avec 2 électrons 2p libres.



1 électron 2s change de niveau d'énergie pour passer au niveau 2p, le résultat est le suivant :



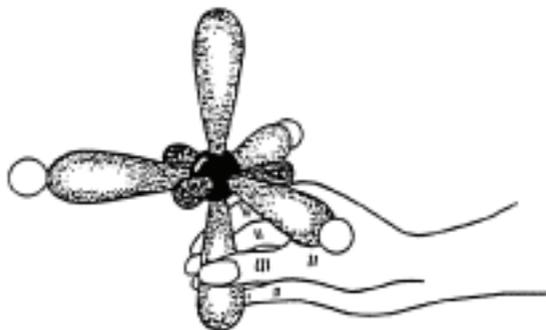
L'hybridation de l'orbitale 2s avec 3 orbitales 2p, abouti à 4 orbitales  $sp^3$  identiques.



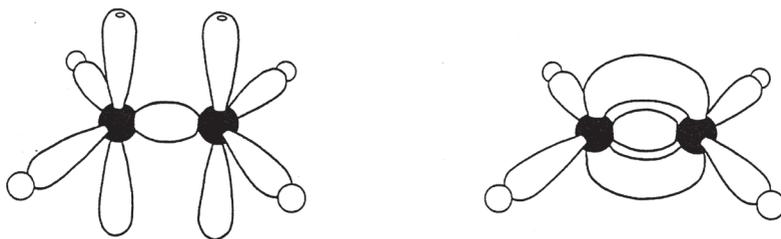
L'hybridation du carbone peut aussi être utilisée pour la construction de plus grandes molécules comme l'éthane ci - contre.

## Doubles liaisons

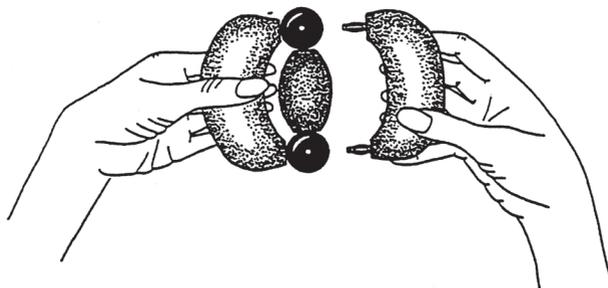
Le radical méthyl  $\text{CH}_3$  (C:  $6 \times 60^\circ$ ;  $2 \times 180^\circ$ ) nous montre un exemple de l'hybridation  $sp^2$  du carbone. Trois orbitales  $sp^2$  hybridées se chevauchent avec l'orbitale  $1s$  de l'atome d'hydrogène.



L'éthène, qui contient la plus simple des configurations de liaison double à deux atomes de carbone hybridés. Le recouvrement latéral des deux orbitales  $2p$  symétriques, forment une liaison  $\pi$ .

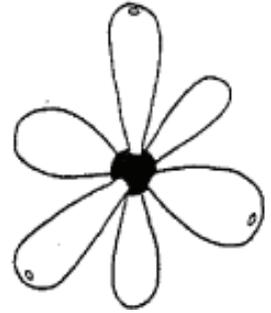


Les liaisons  $\pi$  sont représentées par des éléments en forme de banane, faites attention de systématiquement les utiliser simultanément.

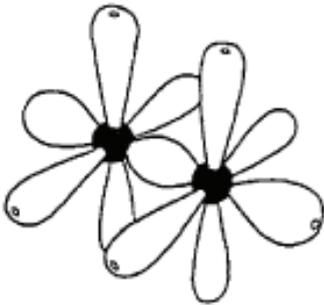


## Triples liaisons

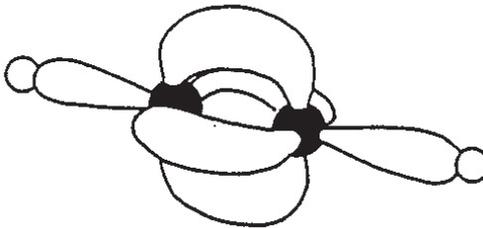
En combinant une orbitale s avec une seule orbitale p, nous obtenons deux orbitales hybridées, en forme d'haltères déformés et sont appelées orbitales sp. Elles pointent vers des directions opposées et forment des angles de  $180^\circ$  entre elles. Les deux orbitales p restantes se trouvent dans un plan perpendiculaire à l'axe formé par les deux orbitales hybridées sp



Les deux atomes hybridés, sont maintenant reliés par 6 liens.



Puis les 4 orbitales sont recouvertes avec les «bananes» pour créer des liaisons pi.



## Protonation

L'ammonium et la molécule d'eau on respectivement 2 simples paires d'électrons.



Le proton chargé (+) va être attiré par le nuage électronique chargé (-). Le résultat est une molécule d'ammonium  $\text{NH}_4^+$  et une molécule d'ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Tous les protons sont identiques et peuvent être indifféremment échangés.

