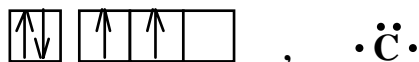
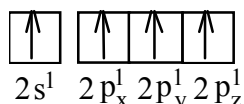


RAPPEL SUR LES HYBRIDATIONS DE L'ATOME DE CARBONE

À l'état fondamental le carbone possède la configuration électronique suivante :
 ${}_6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$, donc on devrait s'attendre à ce que le carbone soit bivalent



alors que dans la molécule de méthane CH_4 , les 4 liaisons sont identiques. Pour expliquer ceci on doit songer à l'existence d'un état de valence sous la forme : $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$



Dans cette configuration, on remarque que les quatre électrons célibataires du carbone ne sont pas dans le même état énergétique, l'un est un électron "s" alors que les trois autres sont des électrons du type p. Le carbone devrait alors former trois liaisons orientées selon les trois axes orthogonaux O_x , O_y et O_z avec ses trois orbitales p et une quatrième liaison sans orientation déterminée. Or l'expérience montre que dans la molécule de CH_4 , les 4 liaisons sont identiques et indiscernables. Elles sont dirigées vers les sommets d'un tétraèdre régulier dont le centre est occupé par le noyau du carbone.

a) l'hybridation sp^3 du carbone

Pour mettre en accord la théorie et l'expérience, on admet que les orbitales s et p ne restent pas distinctes mais elles se réorganisent de façon à ce que l'on obtienne 4 orbitales identiques appelées **orbitales hybrides sp^3** orientées selon 4 axes dirigés vers les sommets d'un tétraèdre régulier et se faisant entre eux un angle de $109^\circ 28'$.

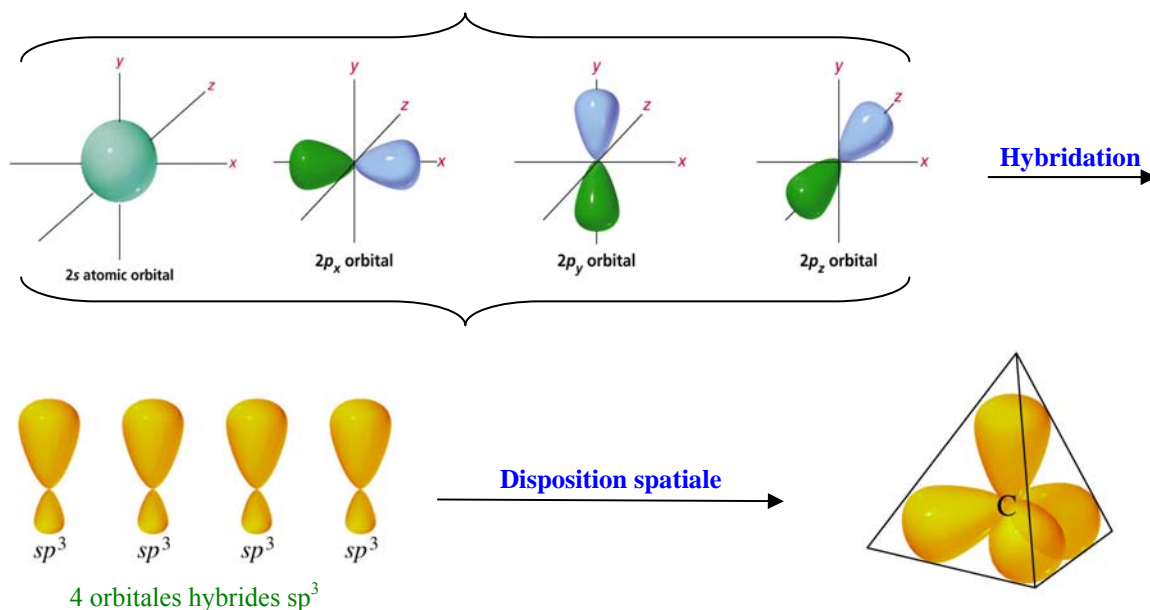


Fig 1 : Représentation d'un carbone à l'état d'hybridation sp^3

La molécule de méthane CH_4 est obtenue par le recouvrement des 4 orbitales sp^3 du carbone et des orbitales "s" de l'hydrogène. On obtient 4 liaisons σ localisées dans des orbitales à symétrie axiale.

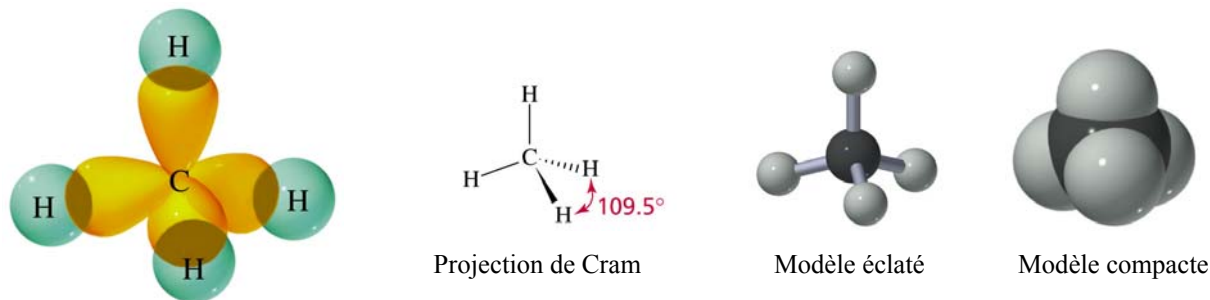


Fig 2 : Formation, représentation spatiale et modèles de la molécule de méthane

b) l'hybridation sp^2 du carbone

Le carbone doublement lié est dans l'état d'hybridation sp^2 . Il s'agit d'une combinaison de l'orbitale 2s et des orbitales $2p_x$ et $2p_y$ conduisant à trois orbitales hybrides sp^2 .

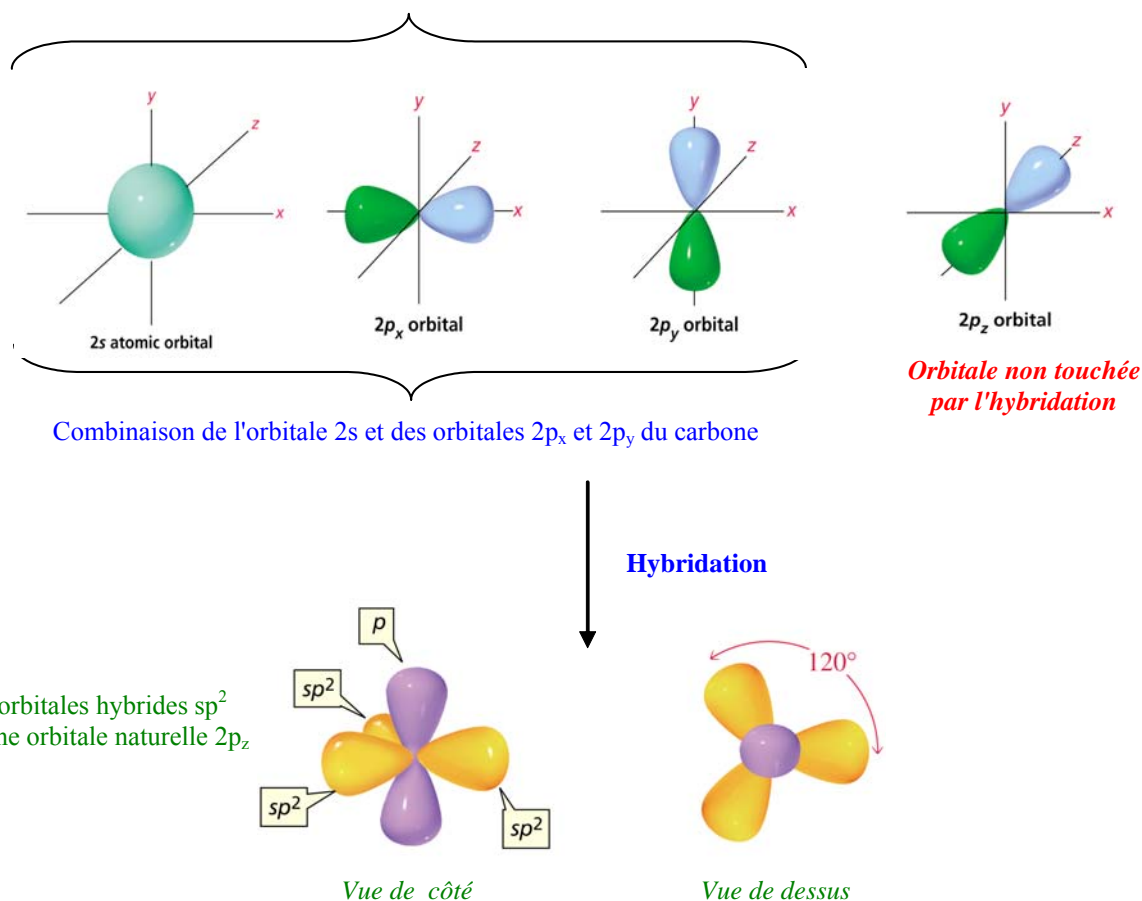


Fig 3 : Représentation d'un carbone à l'état d'hybridation sp^2
Les 3 orbitales hybrides sp^2 sont coplanaires et forment entre elles un angle de 120° .
L'orbitale p_z leur est orthogonale

- La molécule d'éthylène associe 2 carbones hybridés sp^2 .

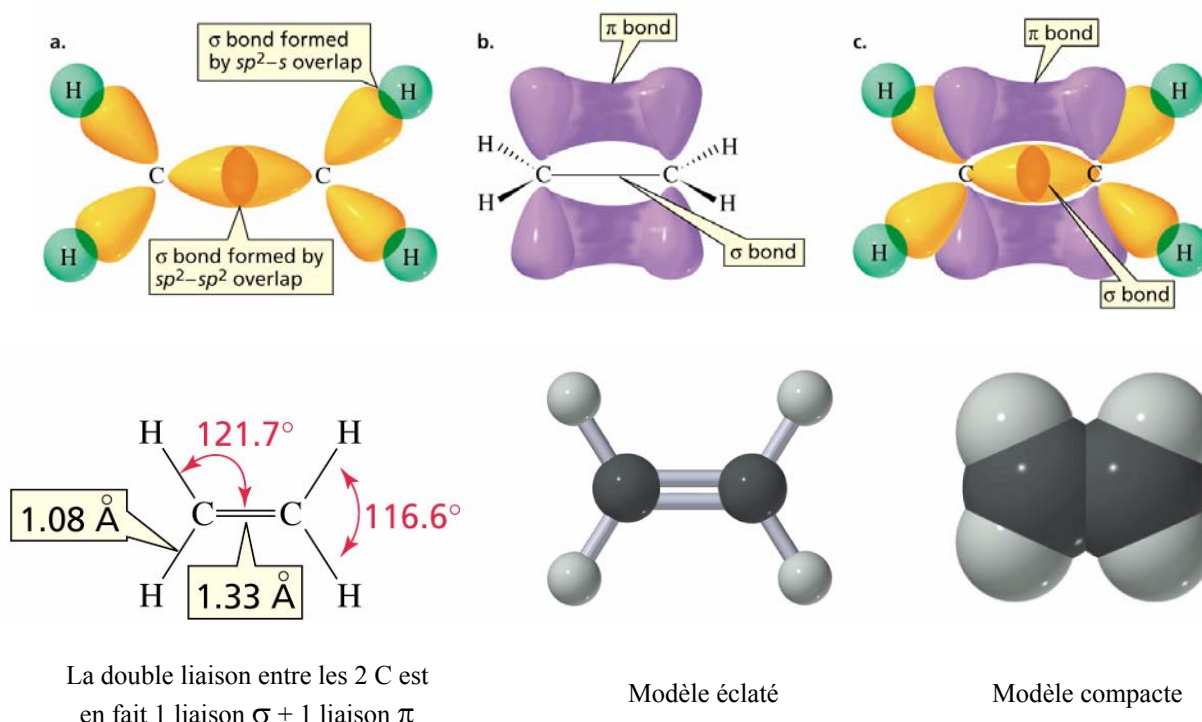


Fig 4 : formation , représentations spatiales et modèles de la molécule d'éthylène

Les orbitales hybrides sp^2 se recouvrent coaxialement en donnant des liaisons σ , les deux orbitales naturelles $2p_z$ donnent par recouvrement latéral une liaison π moins forte que les liaisons σ .

Conséquence : tous les atomes sont coplanaires, la molécule d'éthylène est plane.

La liaison π ne permet pas la rotation des 2 carbones l'un par rapport à l'autre autour de l'axe de leur liaison.

b) l'hybridation sp du carbone

Le carbone triplement lié est dans l'état d'hybridation sp . La combinaison de l'orbitale s et de l'orbitale $2p_x$ conduit à 2 orbitales hybrides sp dont les axes de révolution se confondent avec celui de l'orbitale p utilisée. Les autres orbitales $2p_y$ et $2p_z$ subsistent avec leur orientation normale.

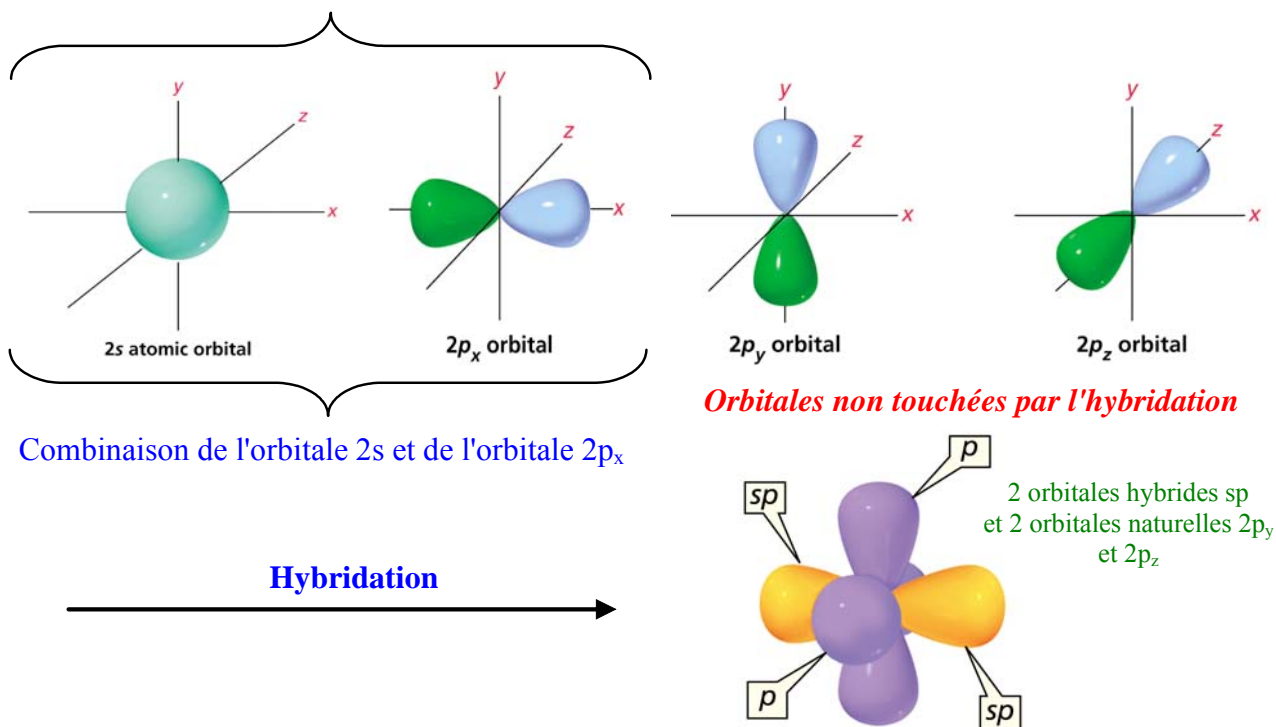


Fig 5 : Représentation d'un carbone à l'état d'hybridation sp
Les 2 orbitales hybrides sp sont linéaires (180°). Les 2 orbitales p_y et p_z leurs sont orthogonales

- La molécule la plus simple associant 2 carbones hybridés sp est celle de l'acétylène.

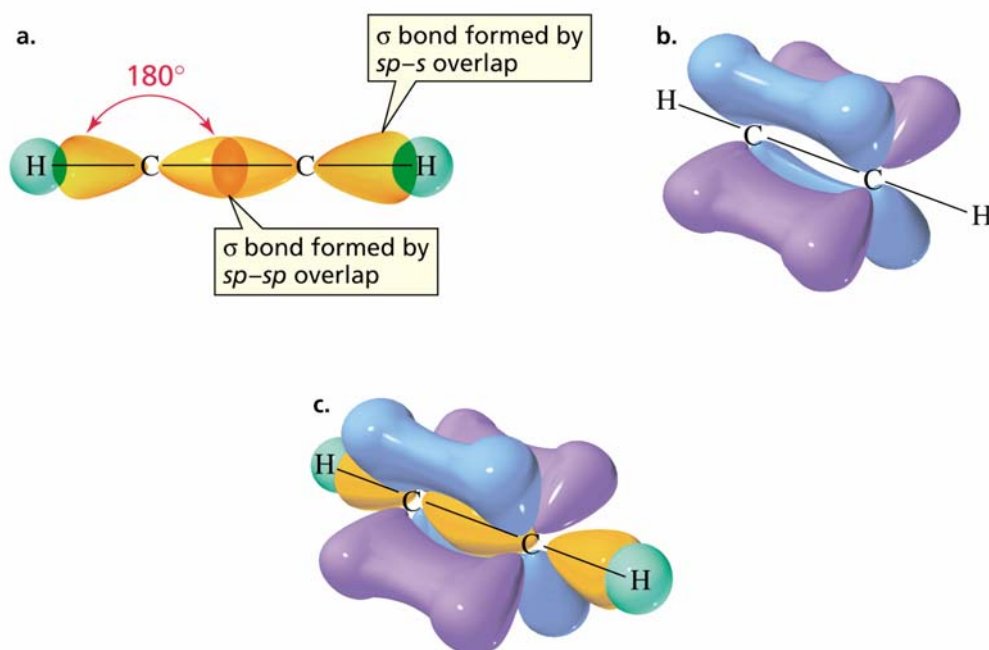
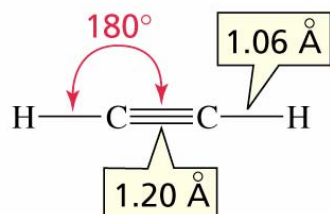


Fig 6 : formation de la molécule d'acétylène

Le recouvrement coaxial des 2 orbitales hybrides sp forme une liaison σ entre les deux carbones. Les orbitales naturelles $2p_y$ et $2p_z$ se recouvrent latéralement deux par deux et forment deux liaisons π dont les plans de symétrie sont orthogonaux et se coupent selon l'axe de liaison.



La triple liaison entre les 2 C est en fait 1 liaison σ + 2 liaisons π



Fig 7 : représentation spatiale et modèles de la molécule d'acétylène