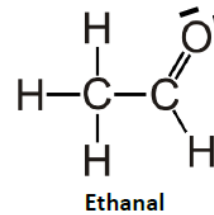
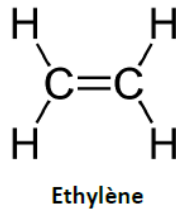
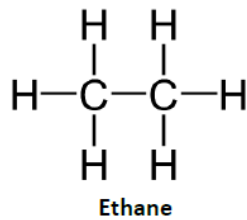


# Liaisons moléculaires covalentes

[https://fr.wikipedia.org/wiki/Liaison\\_covalente](https://fr.wikipedia.org/wiki/Liaison_covalente) **Extraits**

Une **liaison covalente** est une liaison chimique dans laquelle deux atomes se partagent deux électrons (un électron chacun ou deux électrons venant du même atome) d'une de leurs couches externes afin de former un doublet d'électrons liant les deux atomes. C'est une des forces qui produit l'attraction mutuelle entre atomes. La liaison covalente implique généralement le partage équitable d'une seule paire d'électrons, appelé doublet liant. Chaque atome fournissant un électron, la paire d'électrons est délocalisée entre les deux atomes. Le partage de deux ou trois paires d'électrons s'appelle respectivement « liaison double » et « liaison triple ». [...] L'idée de la liaison covalente remonte à Lewis, qui en 1916 décrit le partage de paires d'électrons entre atomes. Il présenta la « notation de Lewis » dans laquelle les électrons de valence (de la couche électronique externe) sont représentés comme des points autour des symboles atomiques.

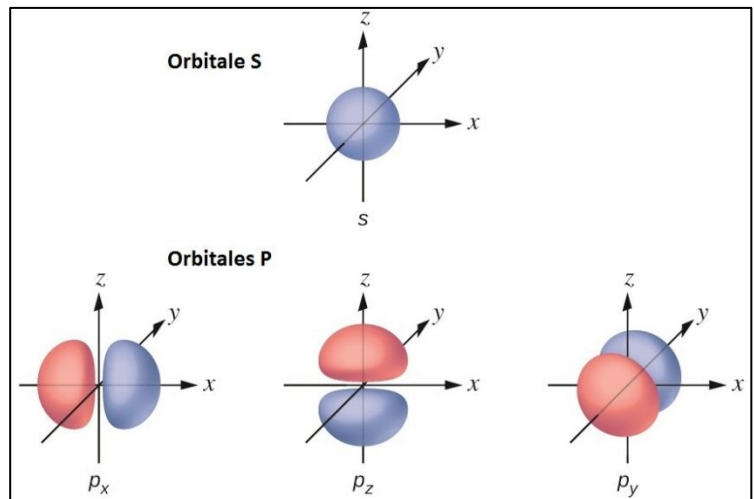
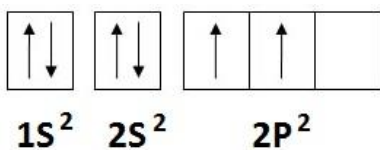
## Exemples



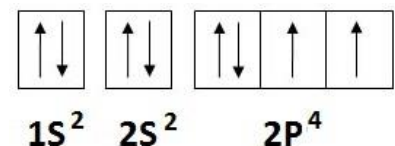
Les représentations de Lewis indiquent seulement les liaisons entre atomes et doublets libres. **Mais comment ces liaisons sont-elles constituées et sont-elles identiques ?** La **théorie des orbitales atomiques et moléculaire** permet d'aborder la question. Les orbitales sont des représentations, en mécanique quantique, de la probabilité de présence des électrons dans l'atome (ou la molécule).

**Atome d'hydrogène. 1 électron** sur la couche K (orbitale 1S)

**Atome de carbone. 6 électrons** répartis de la façon suivante :  $1S^2 2S^2 2P^2$  ; 2 électrons sur la première couche K (orbitale 1s) ; 4 électrons sur la deuxième couche L (2 dans l'orbitale de type S et 2 sur les orbitales de type P) :

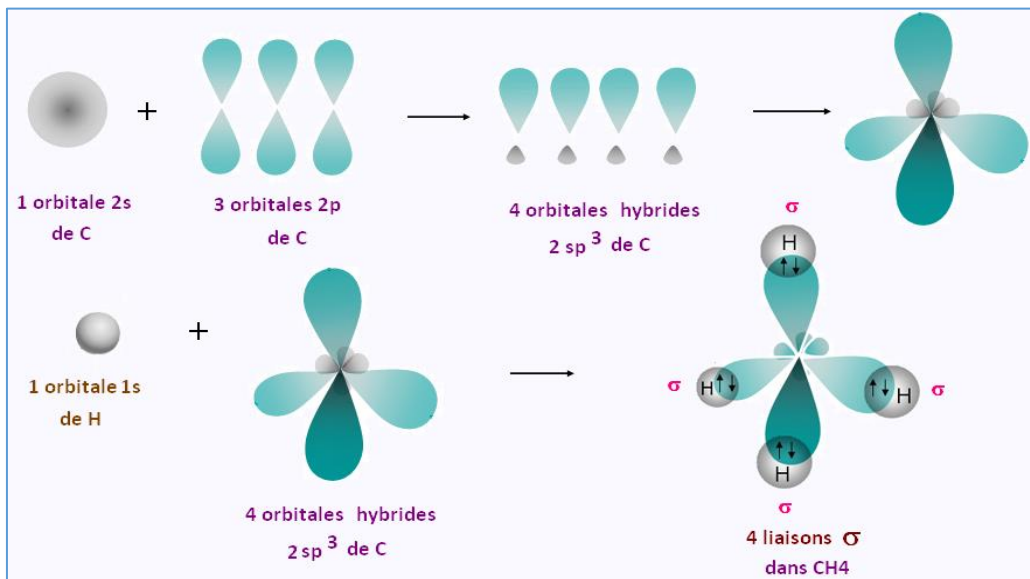


**Atome d'oxygène. 8 électrons** répartis de la façon suivante :  $1S^2 2S^2 2P^4$  ; 2 électrons sur la première couche K (orbitale 1s) ; 6 électrons sur la deuxième couche L (2 dans l'orbitale de type S et 4 sur les orbitales de type P) :



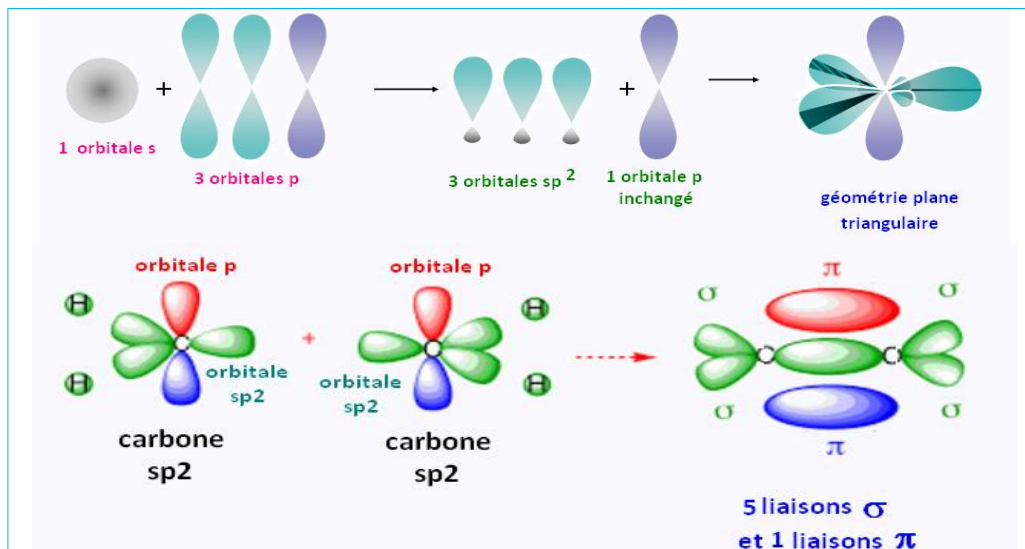
**Formation des liaisons moléculaires.** Elle correspond à « l'hybridation » et au « recouvrement » des orbitales atomiques.

Ainsi dans **le méthane ou l'éthane** : hybridation des orbitales 2S et 2P en quatre orbitales SP<sup>3</sup> qui permettent la formation de **4 liaisons axiales** dites  $\sigma$  et une structure tétraédrique.



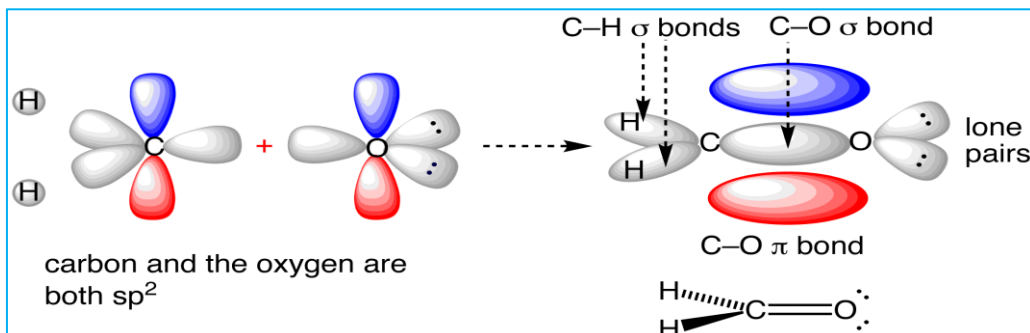
[https://scientificsentence.net/Equations/Chimie2/organique/index.php?key=yes&Integer=hybridations\\_sp](https://scientificsentence.net/Equations/Chimie2/organique/index.php?key=yes&Integer=hybridations_sp)

En revanche dans **l'éthylène** la formation de la double liaison C = C s'interprète par une hybridation SP<sup>2</sup> des orbitales du carbone et le recouvrement de l'orbitales P restante avec celle du carbone voisin ; on a ainsi une liaison  $\sigma$  (axiale) et une liaison  $\pi$  (perpendiculaire au plan de la molécule) :



[https://scientificsentence.net/Equations/Chimie2/organique/index.php?key=yes&Integer=hybridations\\_sp](https://scientificsentence.net/Equations/Chimie2/organique/index.php?key=yes&Integer=hybridations_sp)

Il en est de même dans **le méthanal ou l'éthanal** :



<https://www.chemtube3d.com/orbitalsformaldehyde/>