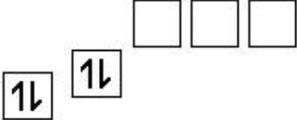
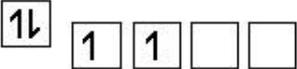
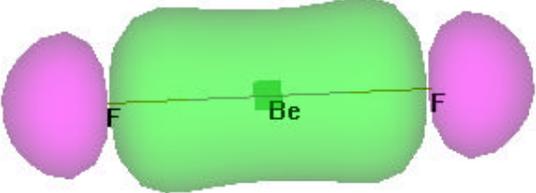
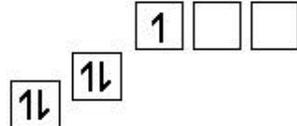
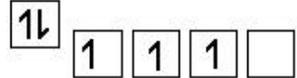
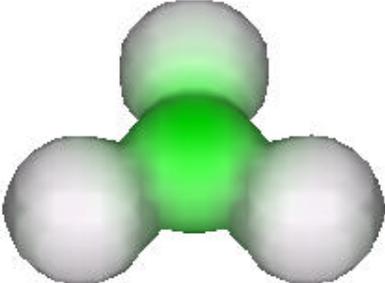
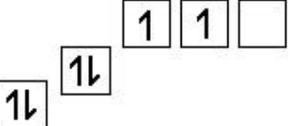
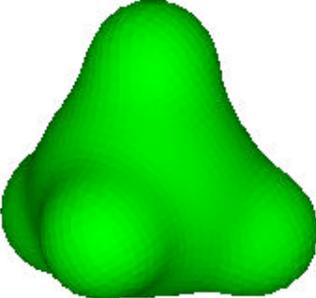
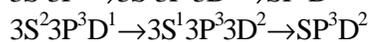
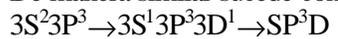


## Enlace covalente y orbital híbrido

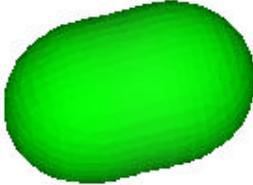
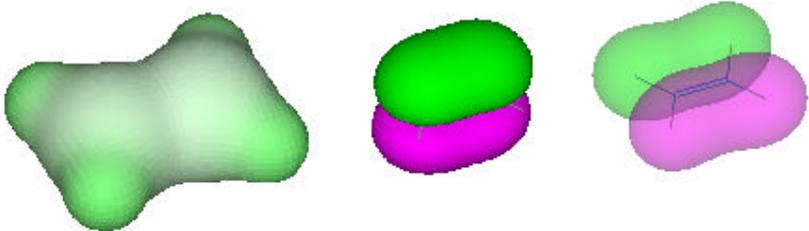
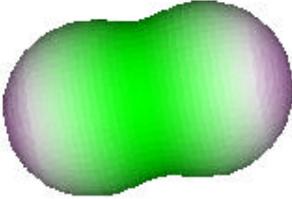
Los orbitales atómicos se pueden combinar al trasladarse las formas SS o SP donde se forman orbitales híbridos que promueven electrones a otros orbitales por ejemplo tenemos :

<p>BeF<sub>2</sub> Be: 1S<sup>2</sup> 2S<sup>2</sup> 3P<sup>0</sup></p> <p>  </p> <p>Hibridación : → 1S<sup>2</sup> 2SP</p> <p>  </p>	
<p>BF<sub>3</sub> 1S<sup>2</sup> 2S<sup>2</sup> 2P<sup>1</sup></p> <p>  </p> <p>Hibridación : → 1S<sup>2</sup> 2S<sup>1</sup> P<sup>2</sup></p> <p>  </p>	
<p>CH<sub>4</sub> 1S<sup>2</sup> 2S<sup>2</sup> 2P<sup>2</sup></p> <p>  </p> <p>Hibridación : → 1S<sup>2</sup> 2S<sup>1</sup> P<sup>3</sup></p> <p>  </p>	

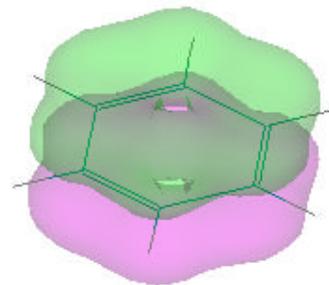
De manera similar sucede con las siguientes hibridaciones:



## Enlace Multiple

<p>H-H Enlace sigma</p>	
<p>CH<sub>2</sub>=CH<sub>2</sub> Enlace sigma Enlace pi</p>	
<p>N≡N Enlace sigma Enlace pi Enlace pi</p>	

**Resonancia:** Los electrones no enlazantes están deslocalizados

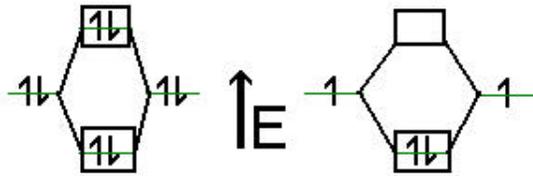


### Teoría del orbital molecular:

Los orbitales moleculares poseen máximo 2 electrones, tienen energía definida y se ubican en el espacio

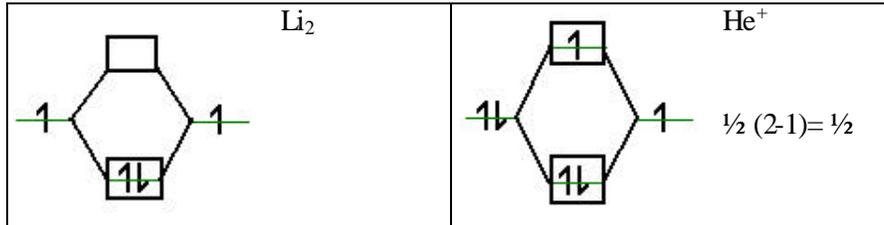
Al trasladarse 2 orbitales como el H<sub>2</sub> forman una región enlazante y otra antienlazante

Los electrones en fase constructiva generan una región de alta densidad electrónica  
Los electrones en fase destructiva generan una región de baja densidad electrónica.



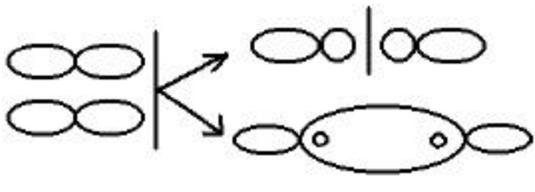
Orden de enlace =  $\frac{1}{2}$  (electrones de enlace - electrones de no enlace)

Ej.  $H_2$  :  $\frac{1}{2} (2-0) = 1$   $He_2$  :  $\frac{1}{2} (2-2) = 0$

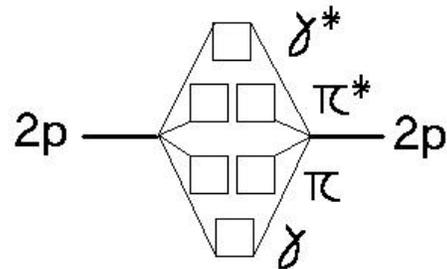
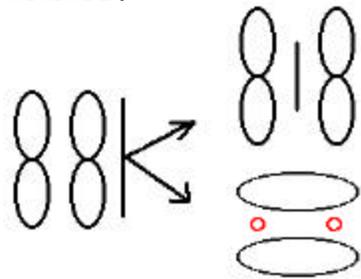


Estos orbitales forman enlaces pi

**Orbital  $P_x$  (Forma un enlace sigma)**



**Orbital  $P_y$**



**Orbital  $P_z$**

