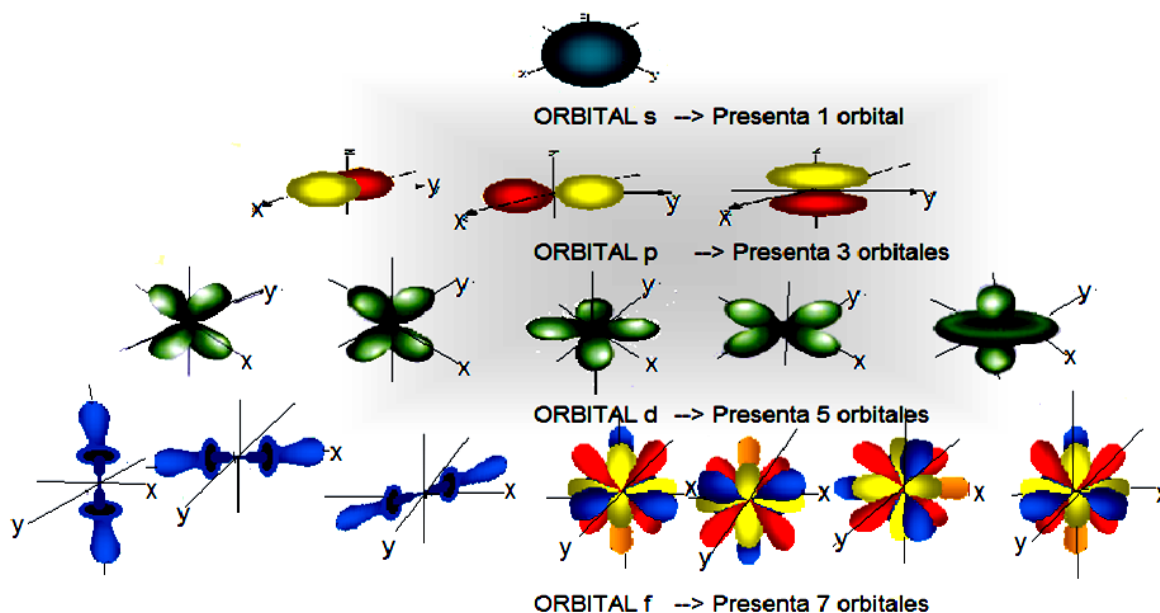


ORBITALES Y ENLACE QUÍMICO

Los orbitales atómicos son las zonas del espacio donde hay mayor probabilidad de encontrar al electrón.

Se distinguen distintos orbitales atómicos según el subnivel en el que se encuentra el electrón

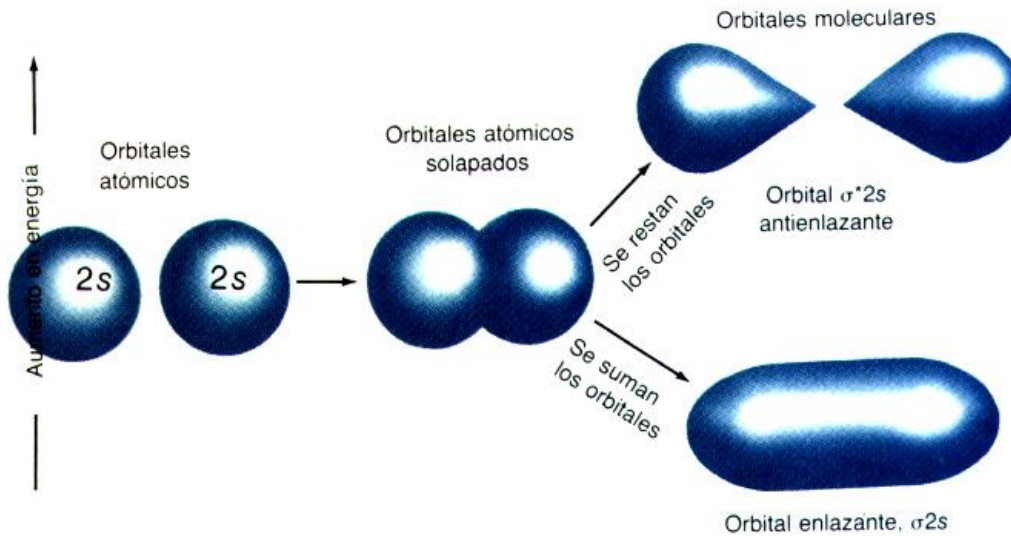


Al enlazar dos átomos, los orbitales atómicos se fusionan para dar **orbitales moleculares**, los cuales pueden ser:

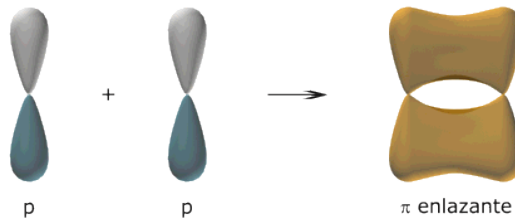
- **Enlazantes:** De menor energía que cualquiera de los orbitales atómicos a partir de los cuales se creó. Se encuentra en situación de atracción, es decir, en la región internuclear. Contribuyen al enlace de tal forma que los núcleos positivos vencen las fuerzas electrostáticas de repulsión gracias a la atracción que ejerce la nube electrónica de carga negativa que hay entre ellos hasta una distancia dada que se conoce como longitud de enlace.
- **Antienlazantes:** De mayor energía, y en consecuencia, en estado de repulsión.

A su vez se subclasifican en:

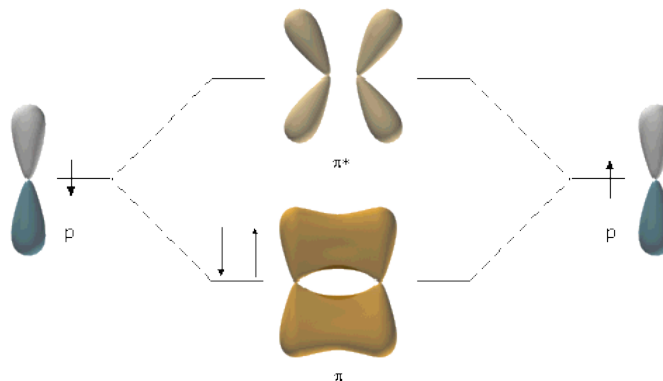
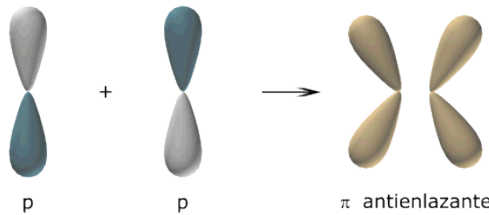
1. **Orbitale σ enlazante:** Se obtiene por combinación de orbitales atómicos s con s ó s con p ó p con p.
Tiene geometría cilíndrica alrededor del eje de enlace.
2. **Orbital molecular σ^* antienlazante:** Es una versión con mayor energía de los orbitales σ enlazantes. En estos orbitales la probabilidad de encontrar a los electrones entre los dos núcleos que se enlazan es mínima, como consecuencia la atracción electrostática entre los electrones y los núcleos disminuye y aumenta la repulsión entre los núcleos. La energía del sistema es superior a la de los átomos aislados por lo tanto no hay tendencia a la formación del enlace.

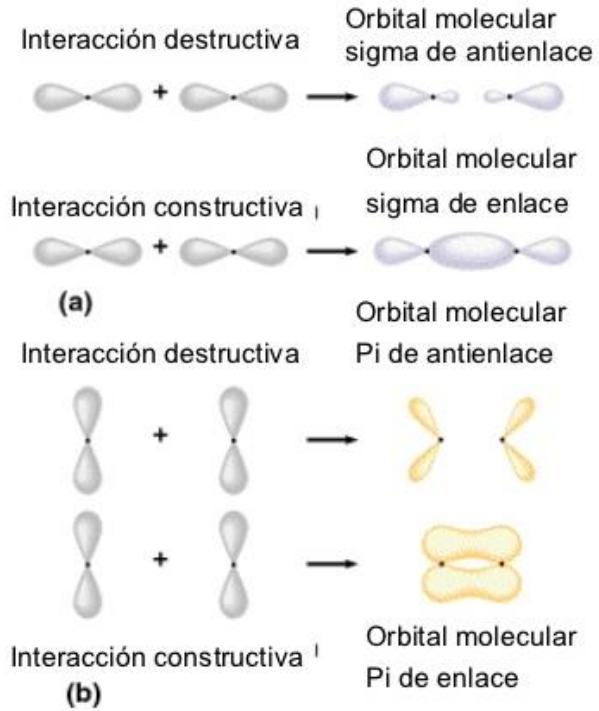
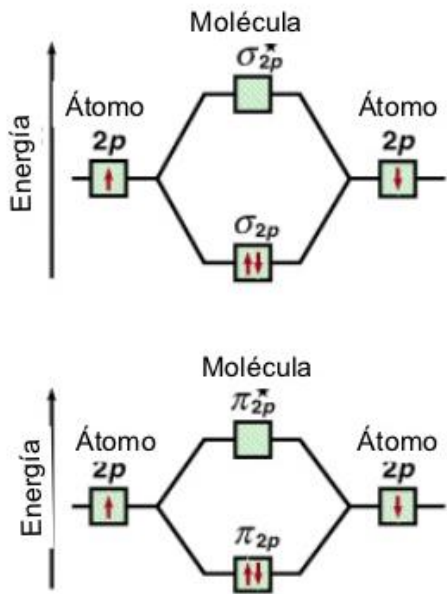


3. **Orbitales π enlazantes:** Se produce por combinación de orbitales atómicos p perpendiculares al eje de enlace. En este caso los lóbulos del mismo signo quedan del mismo lado del plano nodal.



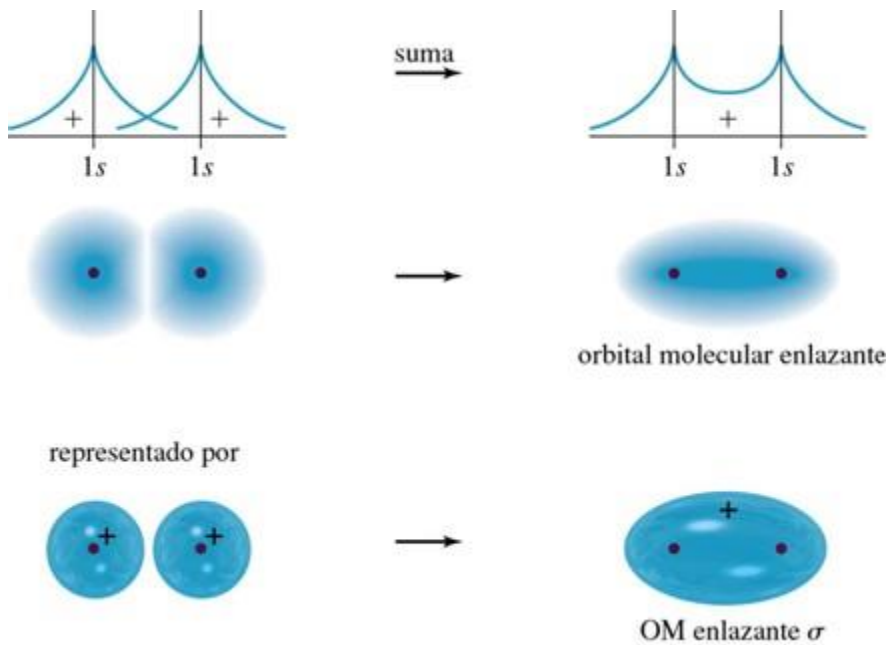
4. **Orbitales π^* antienlazantes:** En este caso los lóbulos de igual signo están a ambos lados del plano nodal



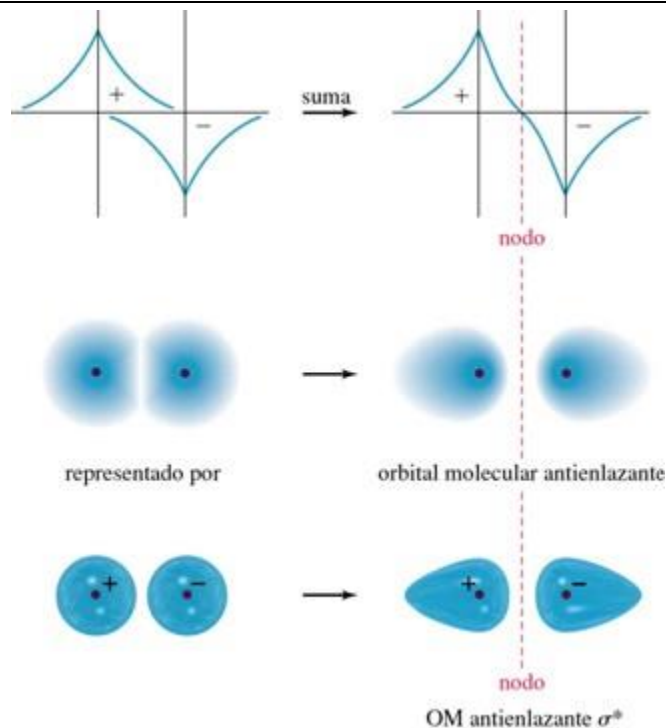


Los orbitales molecular en la molécula de H₂

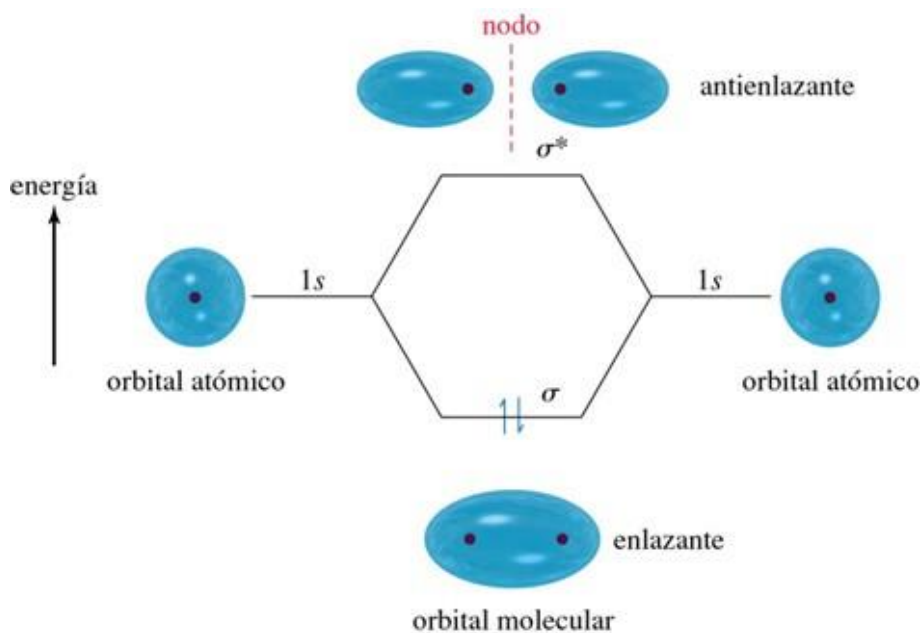
En el caso que se muestra los orbitales s están en fase por lo tanto su interacción es constructiva



Cuando los orbitales están desfasados, al solaparse lo hacen destructivamente y el orbital molecular obtenido es antienlazante

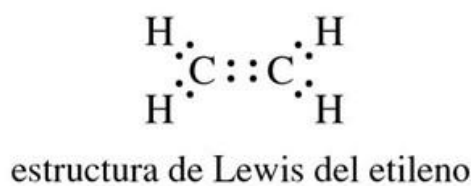
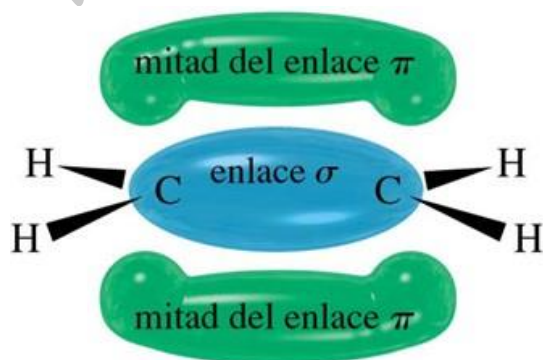


Cuando se forma la molécula de H_2 los electrones se ubican en el orbital molecular σ enlazante

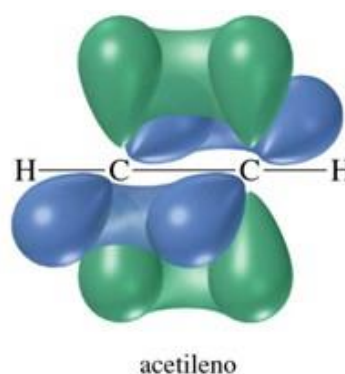
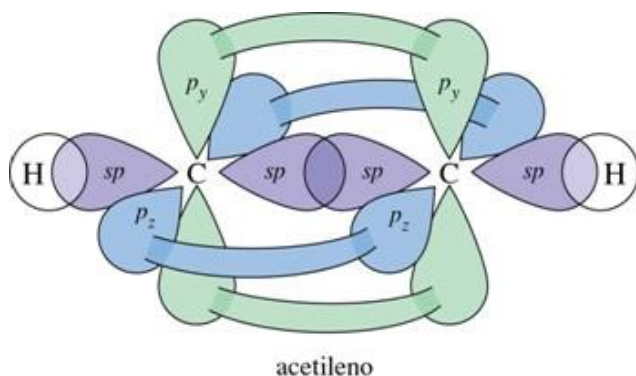


El doble enlace y los orbitales moleculares π

Cuando se forma un enlace doble, se forma un orbital molecular σ y uno o dos orbitales moleculares π , dependiendo si el enlace es doble o triple, tal como se muestra en el enlace doble y triple entre C y C



Enlace doble C - C



Enlace triple C - C