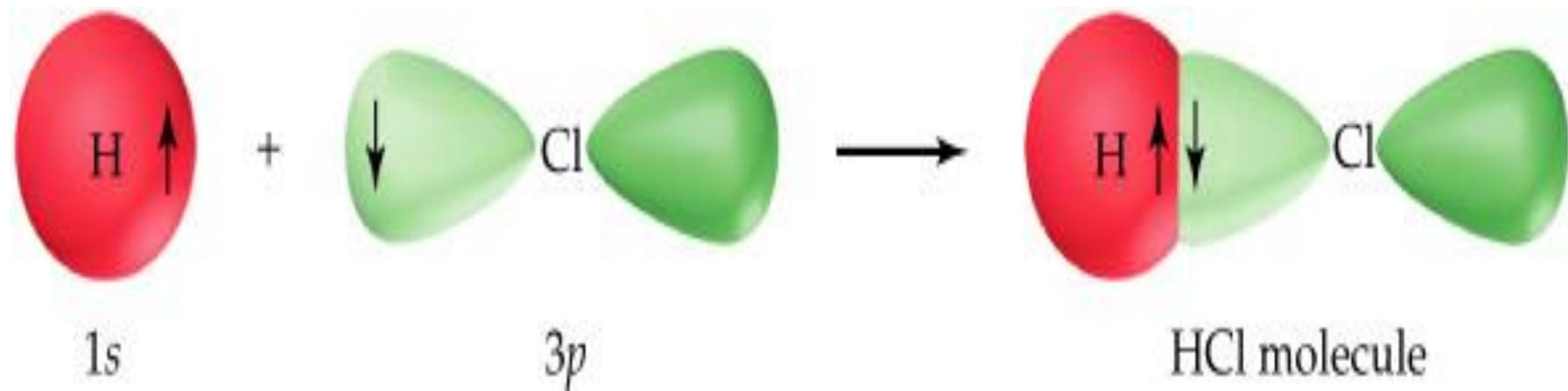
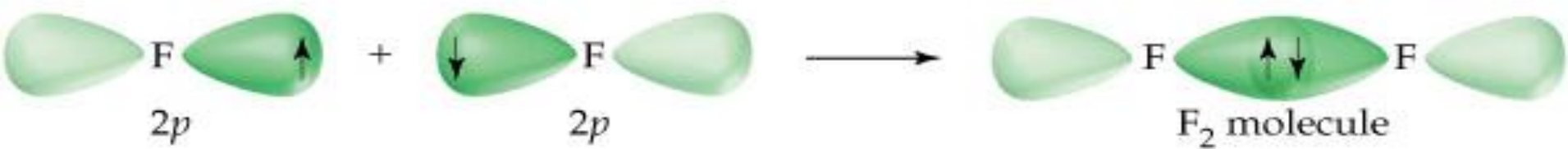


Teoría de Enlace de Valencia

Química I S Cursado 2018

Dra María Luján Ferreira

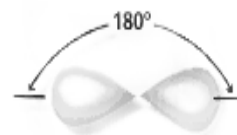
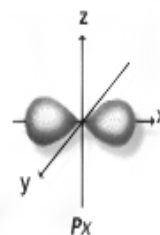
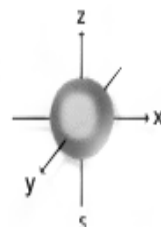
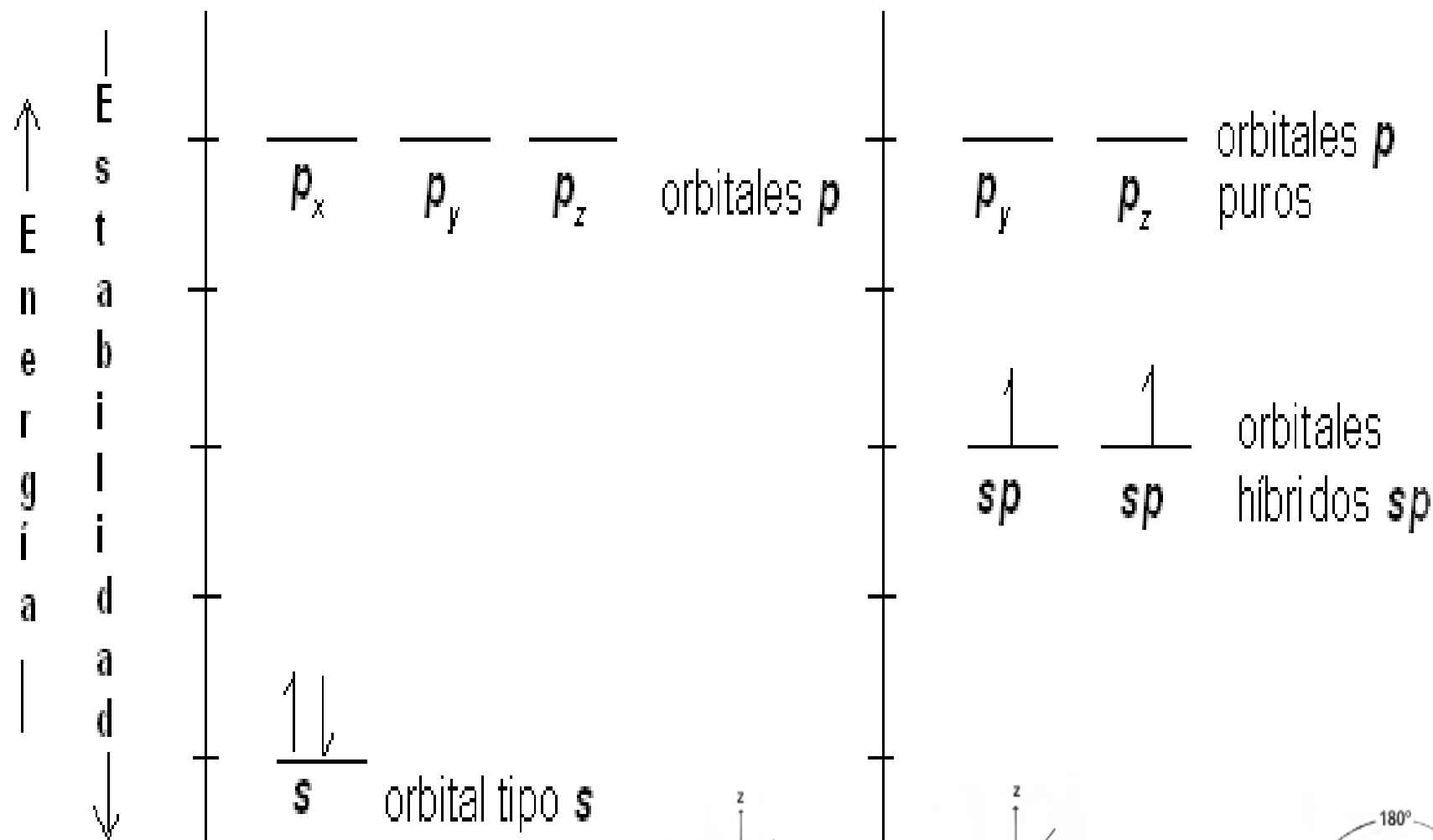


En este tema, usted debe poder explicar los enlaces en compuestos covalentes, aplicando la Teoría del Enlace de Valencia.

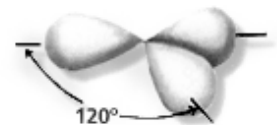
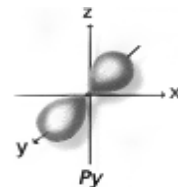
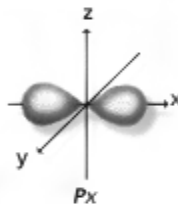
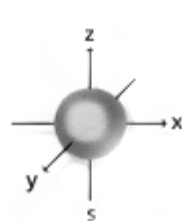
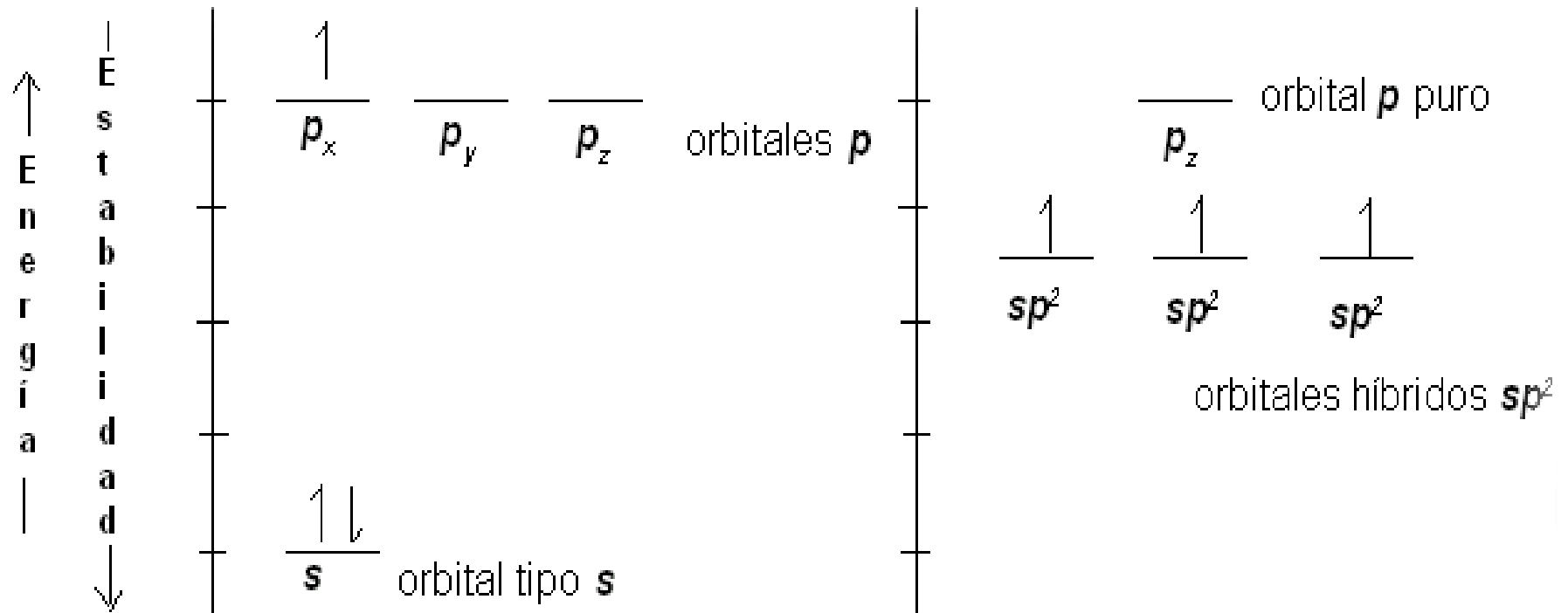
Recuerde estos puntos

- a) El resultado de apareamiento de electrones no apareados de átomos vecinos es un enlace covalente**
- b) Los spines de los electrones apareados deben ser antiparalelos (uno hacia arriba y otro hacia abajo)**
- c) A fin de proporcionar suficientes electrones no apareados en cada átomo para la máxima formación de enlaces, se considera que los electrones se pueden excitar para llenar orbitales vacíos antes de la formación del enlace**
- d) La forma de la molécula está determinada por la dirección en que apuntan los orbitales del átomo central.**
- e) Hibridación es la mezcla de 2 ó más orbitales atómicos para formar orbitales híbridos**
- f) El número de orbitales híbridos es igual al número de orbitales puros usados en la hibridación**
- g) Los enlaces covalentes están formados por I) superposición de orbitales híbridos con orbitales atómicos y II) superposición de orbitales híbridos con orbitales híbridos**

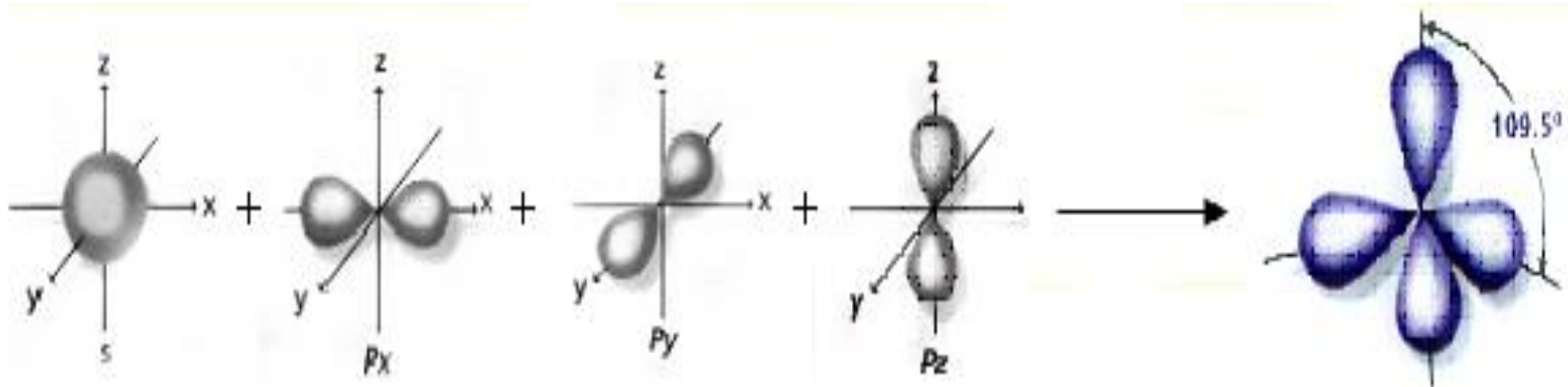
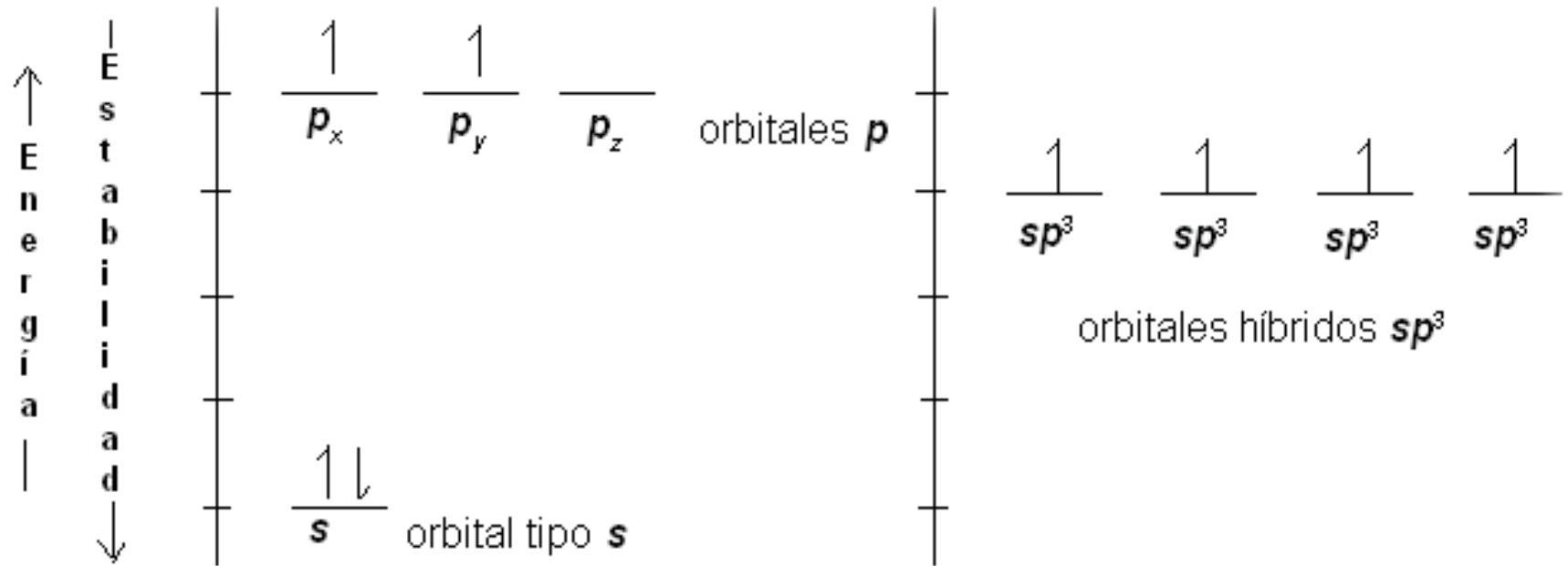
Orbitales híbridos sp



Orbitales híbridos sp^2



Orbitales híbridos sp^3



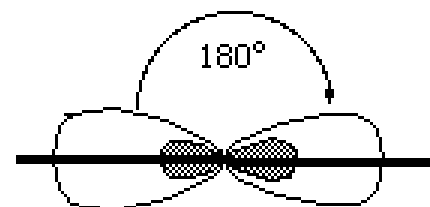
Orbital

Geometría

Figura

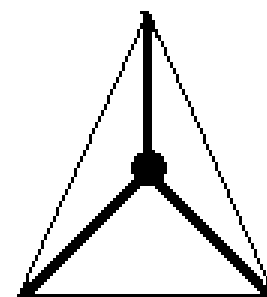
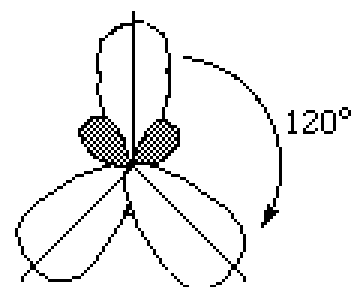
sp

Lineal



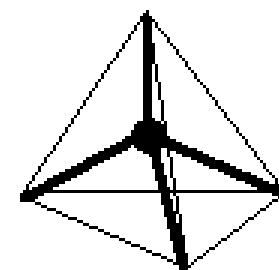
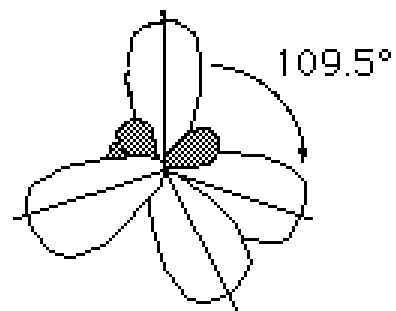
sp^2

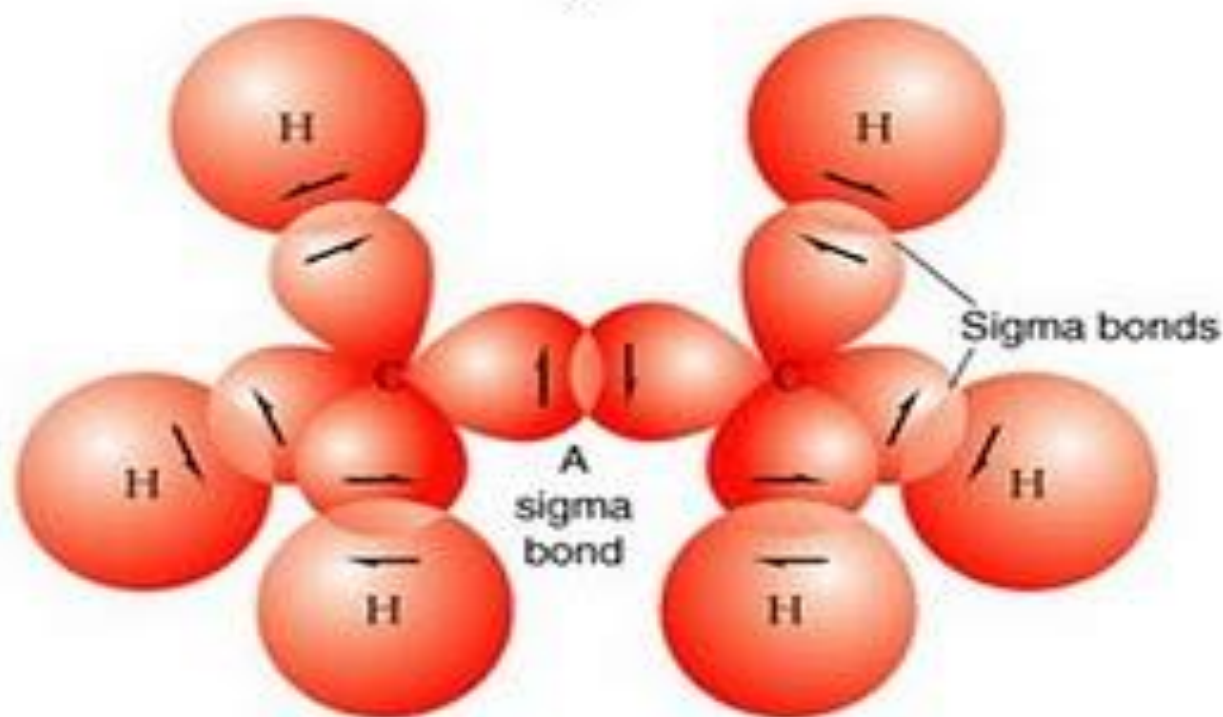
Trigonal Planar

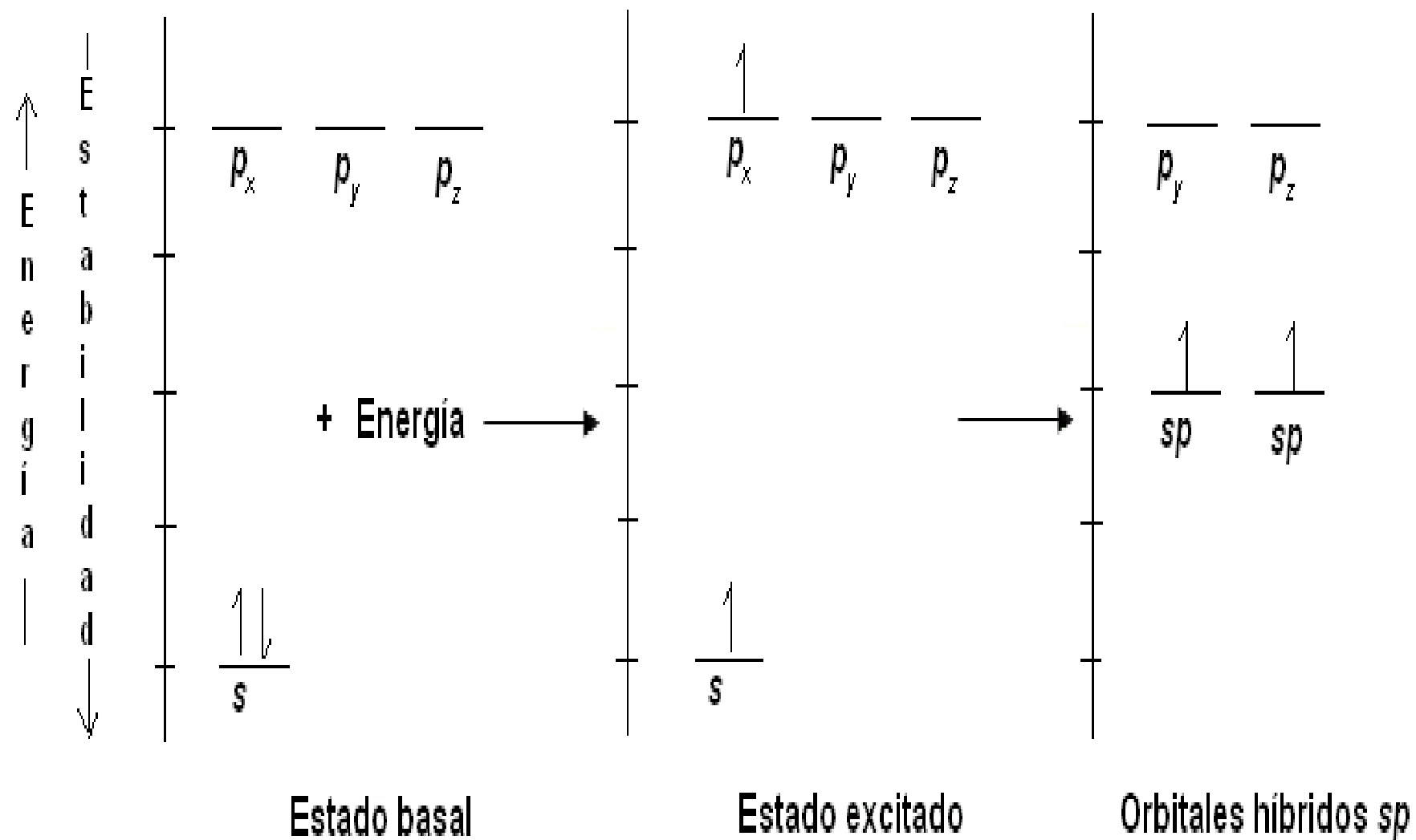


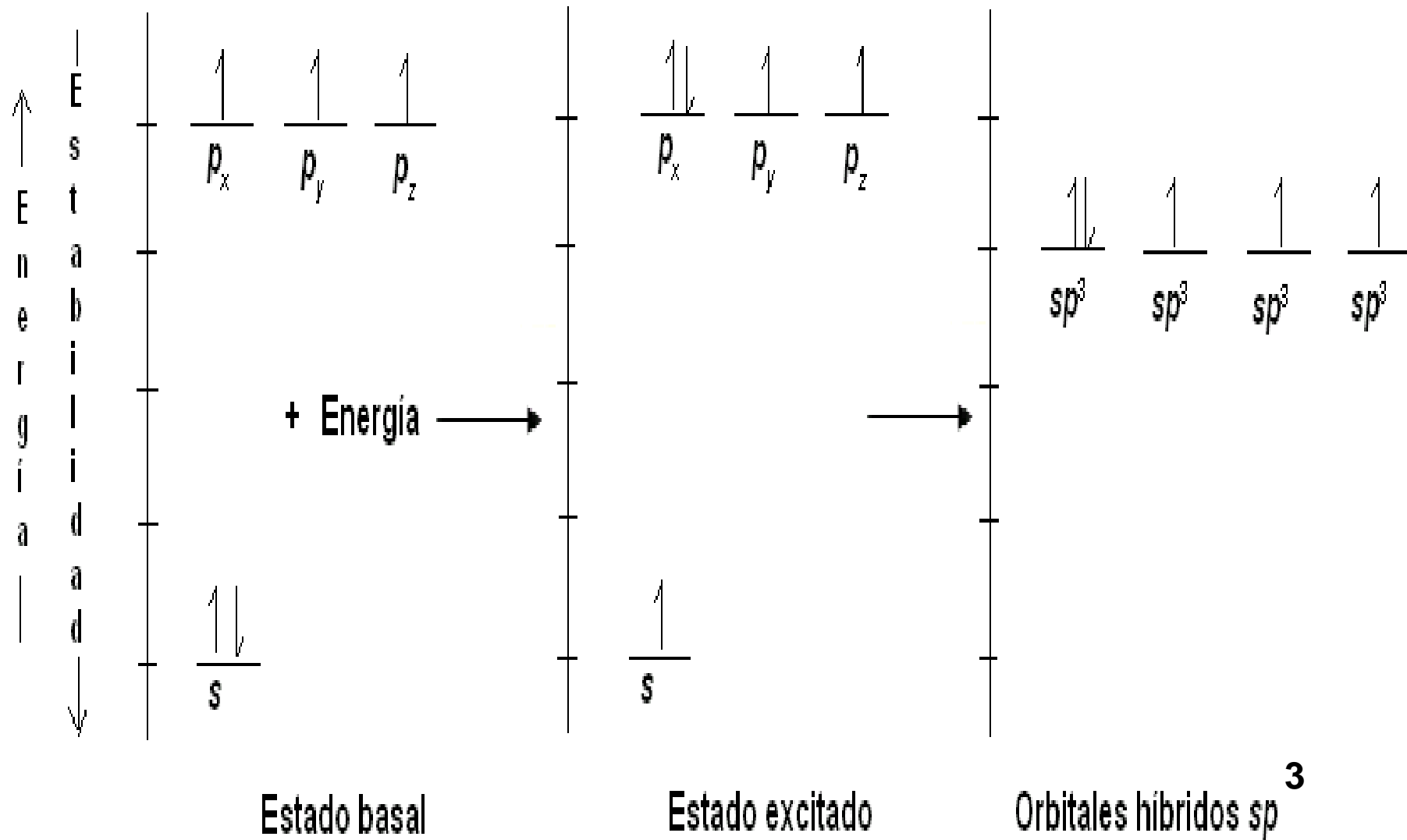
sp^3

Tetrahedral

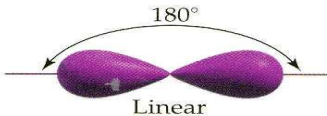

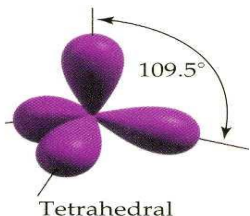
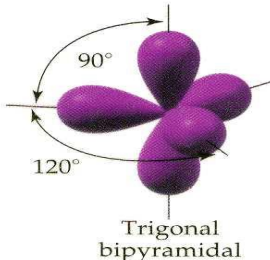
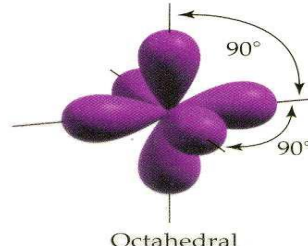


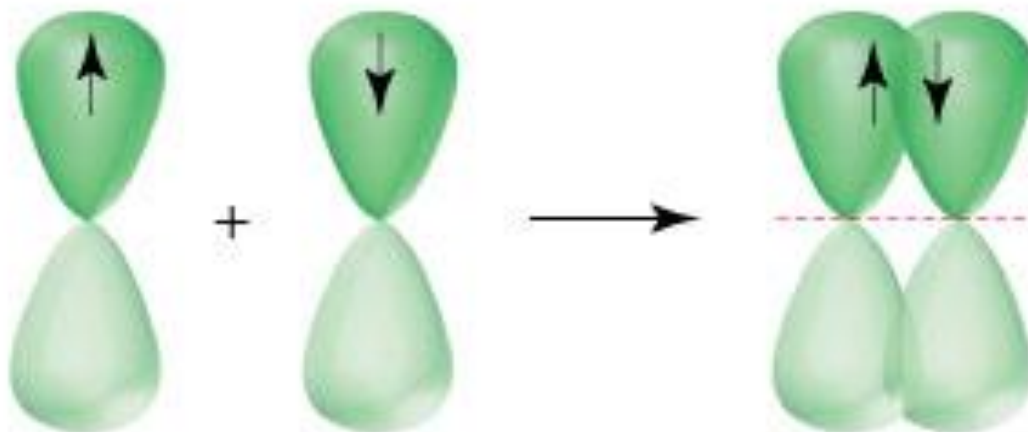






Geometries of Hybrid Orbital Sets

TABLE 9.4 Geometric Arrangements Characteristic of Hybrid Orbital Sets			
Atomic Orbital Set	Hybrid Orbital Set	Geometry	Examples
s, p	Two sp	 Linear	$\text{BeF}_2, \text{HgCl}_2$
s, p, p	Three sp^2	 Trigonal planar	BF_3, SO_3
s, p, p, p	Four sp^3	 Tetrahedral	$\text{CH}_4, \text{NH}_3, \text{H}_2\text{O}, \text{NH}_4^+$
s, p, p, p, d	Five sp^3d	 Trigonal bipyramidal	$\text{PF}_5, \text{SF}_4, \text{BrF}_3$
s, p, p, p, d, d	Six sp^3d^2	 Octahedral	$\text{SF}_6, \text{ClF}_5, \text{XeF}_4, \text{PF}_6^-$



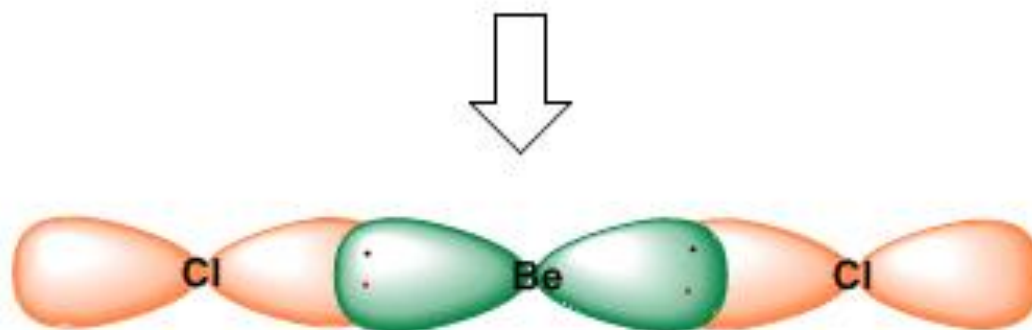
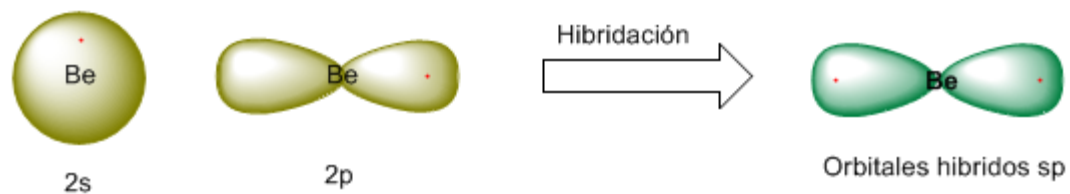
Solapamiento lado a lado

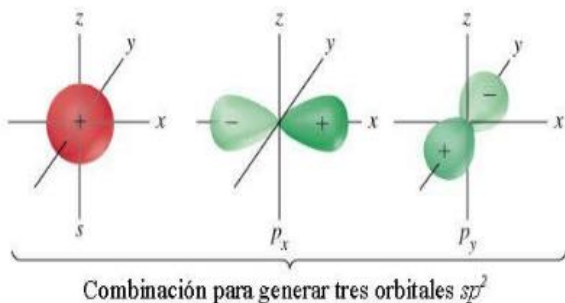
Enlace π



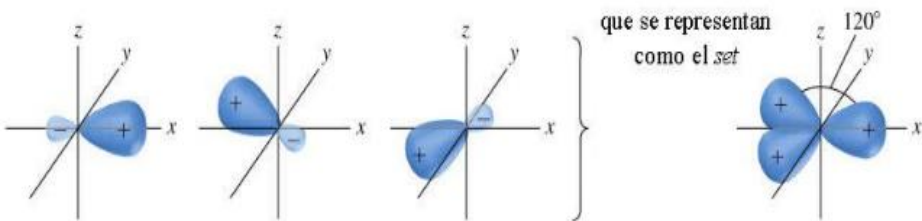
Solapamiento directo

Enlace σ





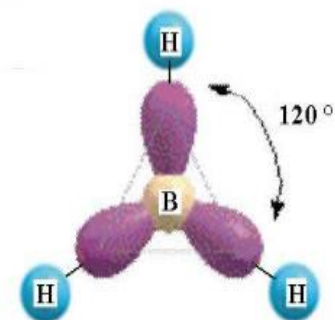
Formación de los orbitales híbridos sp^2



Ejemplo: La molécula de trihidruro de boro, BH_3 .

B: $1s^2 2s^2 sp^1$ (configuración electrónica fundamental)

B: $1s^2 (2sp^2)^1 (2sp^2)^1 (2sp^2)^1 2p_z^0$ (configuración electrónica híbrida)

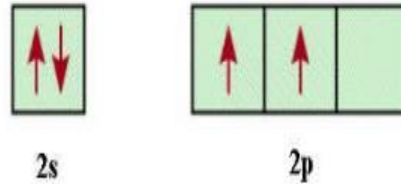


BH_3
Triangular plana

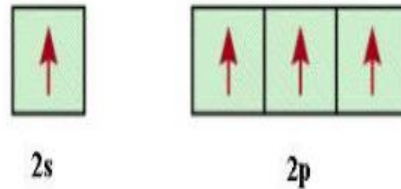
Otras hibridaciones posibles para el carbono

Hibridación sp^2 del carbono.

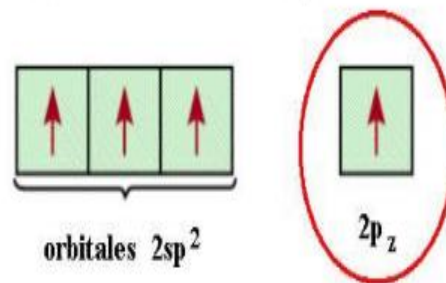
Estado
fundamental



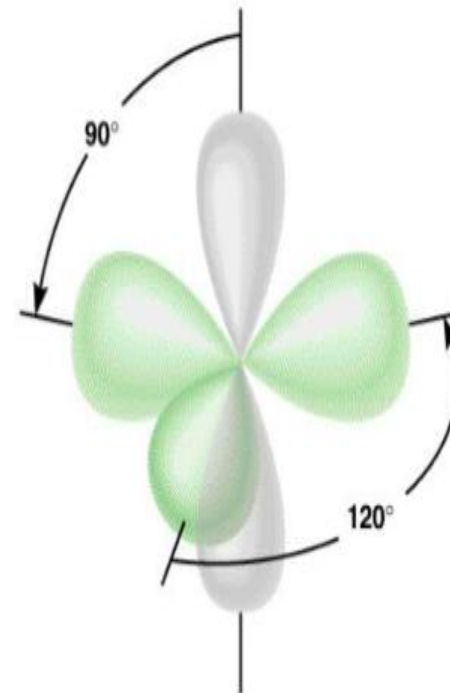
promoción de
un electrón



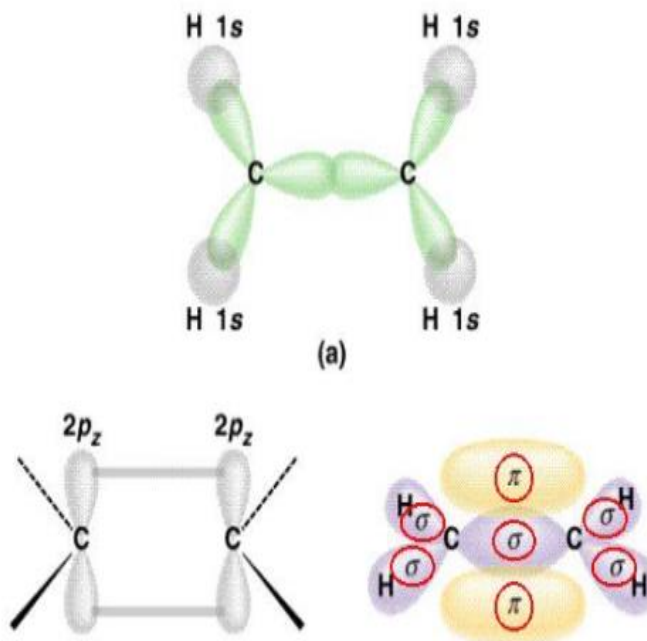
Hibridación sp^2



El orbital $2p_z$ es perpendicular al plano
que describen los tres orbitales híbridos $2sp^2$

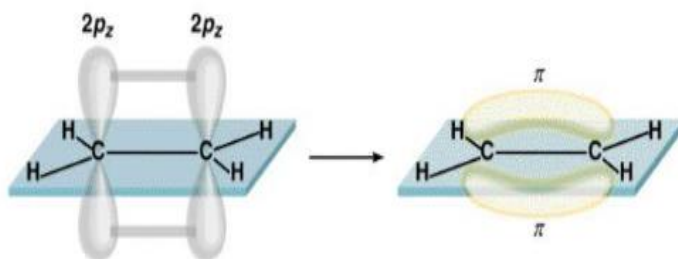


El enlace en el etileno C_2H_4



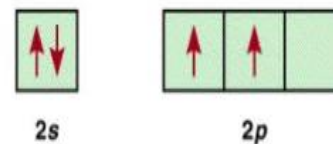
La densidad electrónica sigma (σ) se encuentra entre ambos núcleos en la línea de unión internuclear.

La densidad electrónica pi (π) se encuentra arriba y abajo de la línea de unión internuclear.

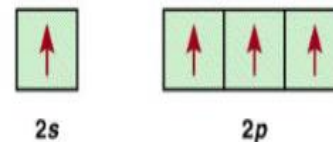


Hibridación sp del carbono.

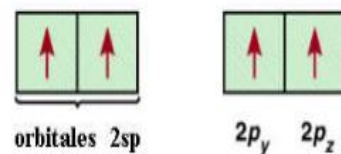
Estado fundamental



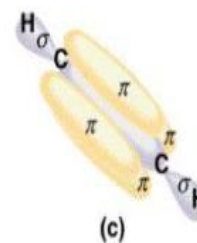
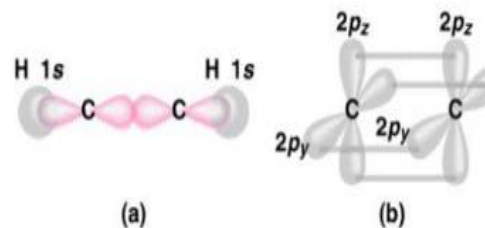
promoción de un electrón



Hibridación sp

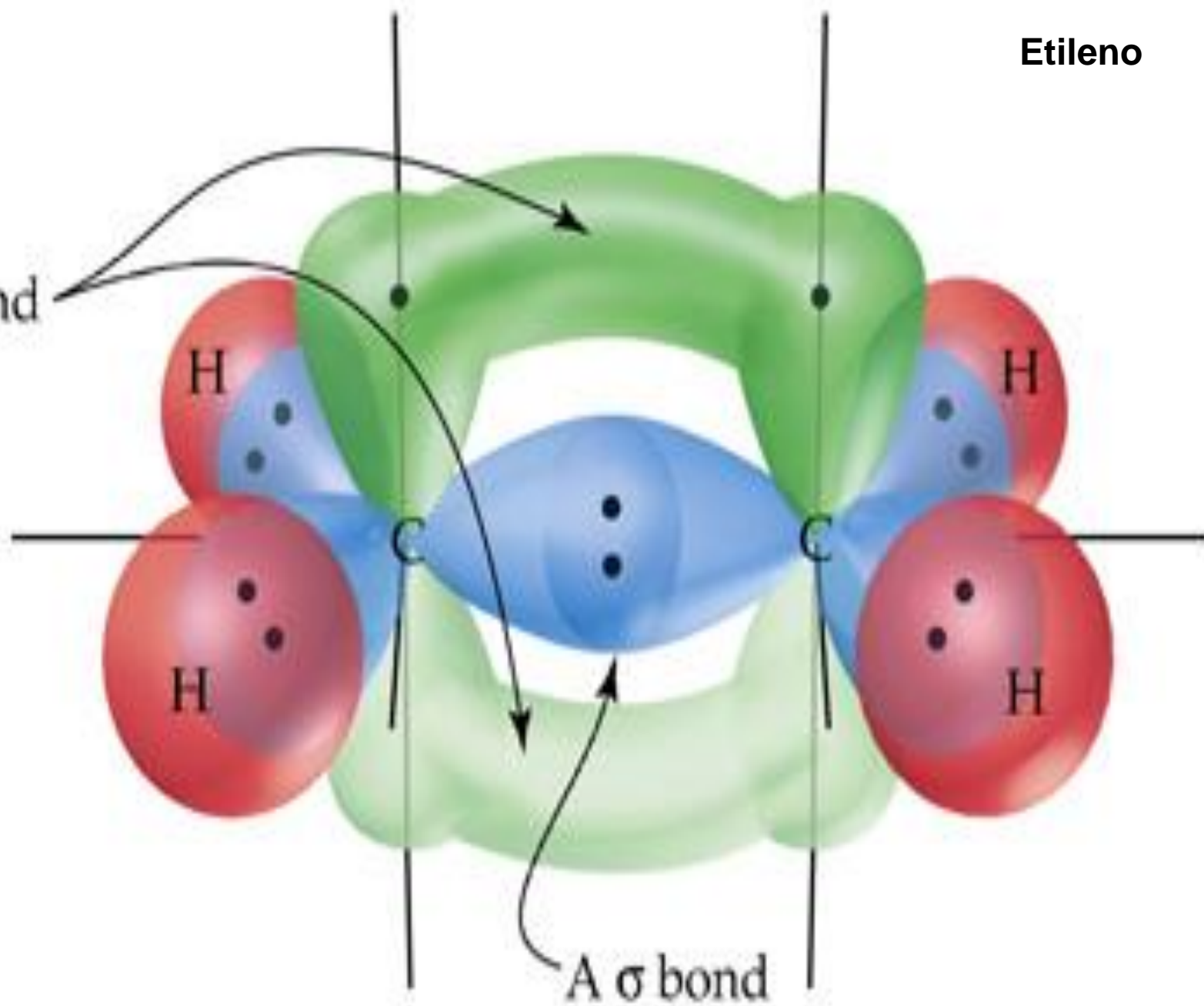


El enlace en el acetileno C_2H_2



Etileno

A π bond



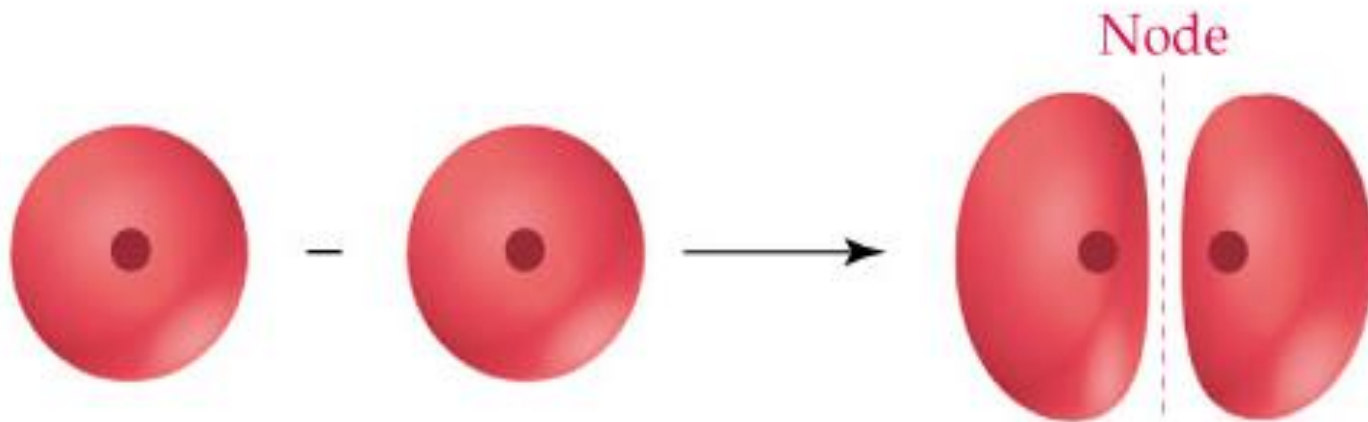
A σ bond

Teoría de Orbitales Moleculares

Química 15

Cursado 2018

Resta

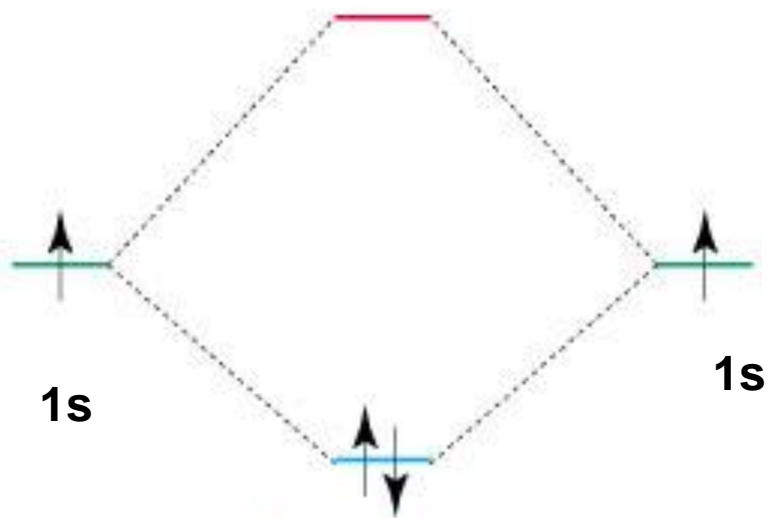


Suma





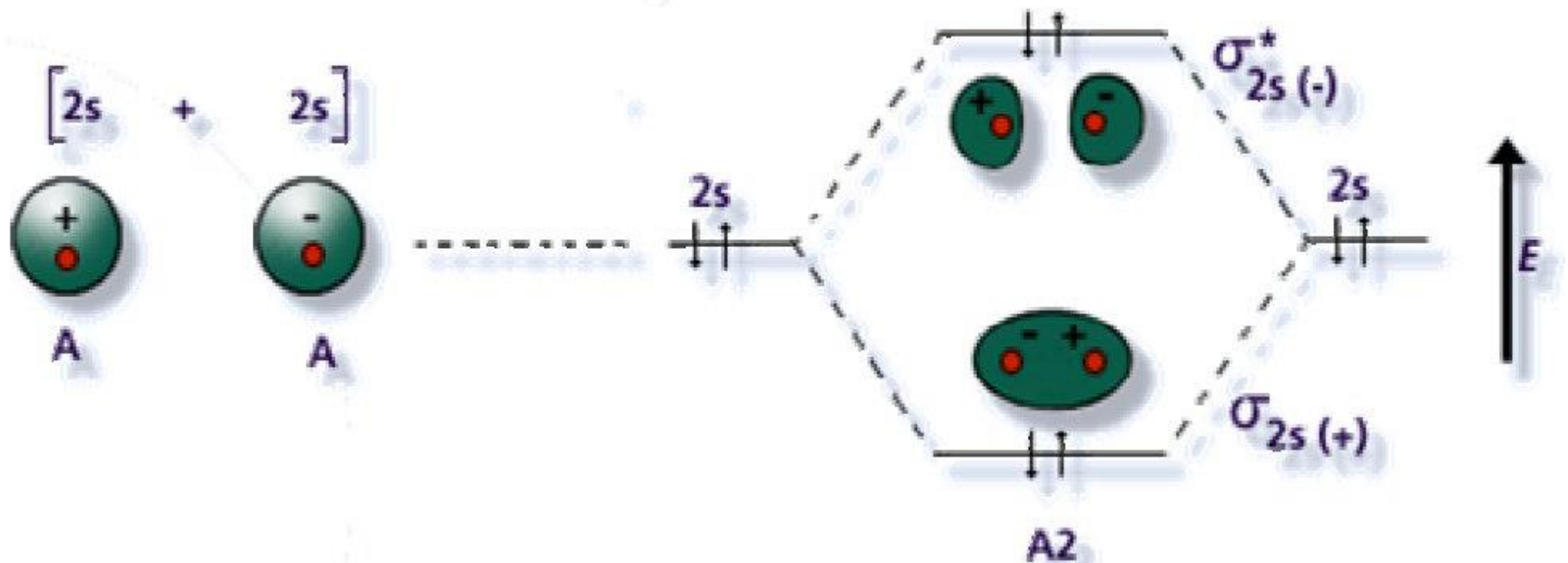
Orbital molecular de
antienlace σ^*



Orbital molecular de
enlace σ

Formación supuesta de orbitales moleculares en una molécula homonuclear con orbitales s llenos

....que no forma molécula



Aquí hay 2 electrones enlazantes y 2 antienlazantes, con lo cual NO se forma molécula. El orden de enlace es 0 entonces la molécula NO existe. Este es el ejemplo del Be_2

He_2 , Be_2 y Ne_2 no existen

Recordar

*Cationes se forman **SACANDO**
electrones

*Aniones se forman **SUMANDO**
electrones