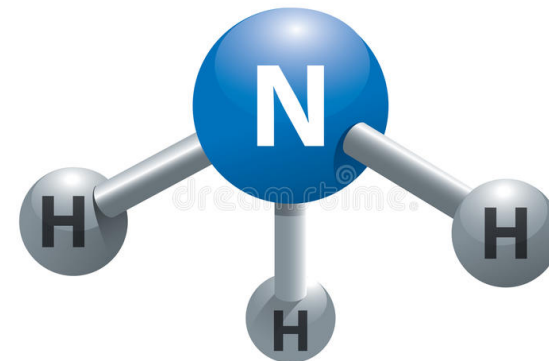


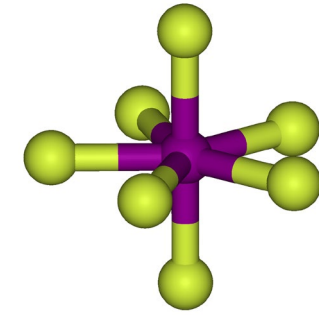
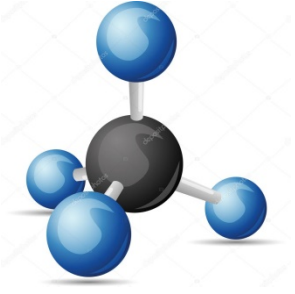
Teoría, Dra. Sandra Signorella

**Profesora Titular
Área Química General e Inorgánica**

Tema ENLACE COVALENTE-2

Año 2026



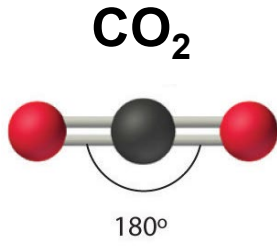


Enlace Covalente

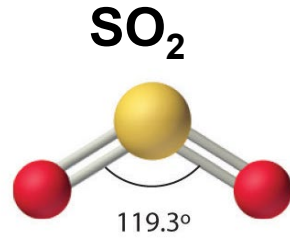
- Formas moleculares
 - TRPEV
- Geometría electrónica y molecular
 - Efecto del par solitario
- Forma y polaridad de las moléculas



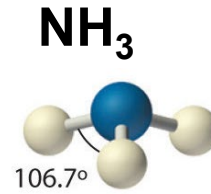
FORMA MOLECULAR



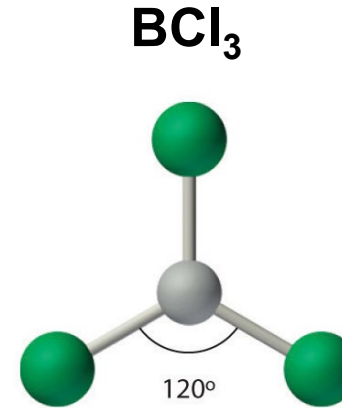
Lineal



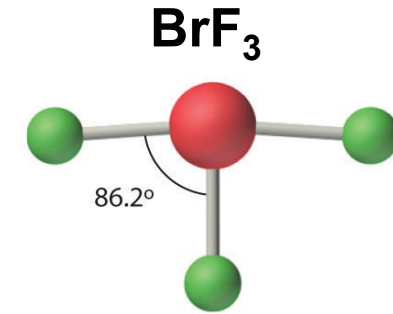
Angular



Trigonal
piramidal



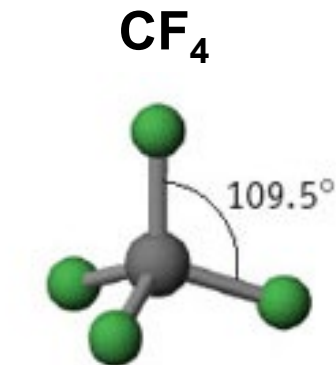
Trigonal
plana



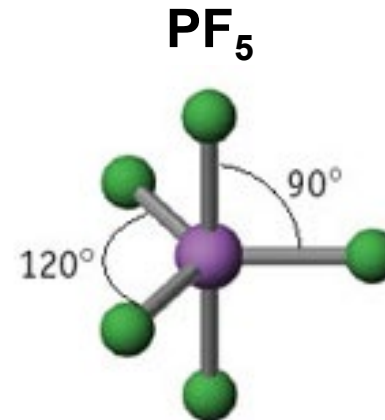
Forma de
T



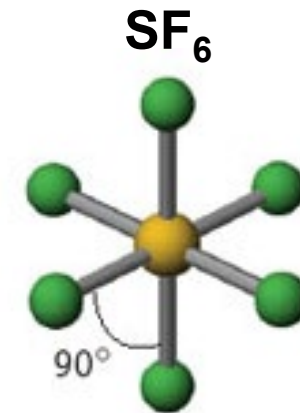
Cuadrada
plana



Tetraédrica



Bipiramidal
trigonal



Octaédrica

TEORÍA DE REPULSIÓN DEL PAR ELECTRÓNICO DE VALENCIA (TRPEV)

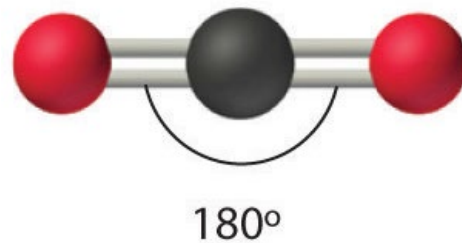
Los dominios electrónicos en torno al átomo central se ubicarán lo más alejados posible para minimizar repulsiones

Lineal: 2 pares (o dominios) de e⁻

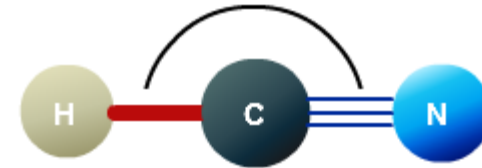
BeH₂
2 pares de e⁻
enlazantes



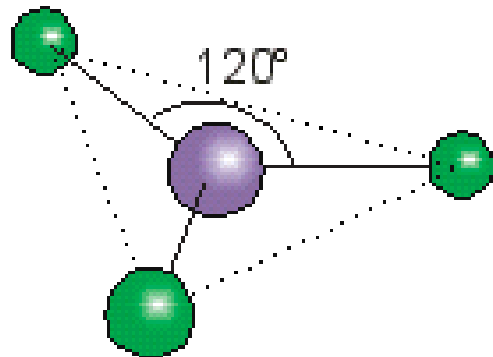
CO₂
2 enlaces dobles



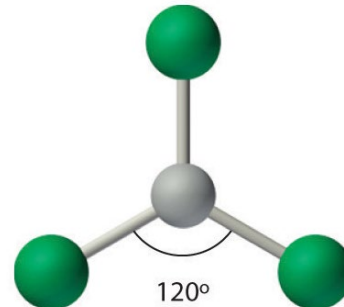
HCN
1 enlace simple
+ 1 enlace triple
180°



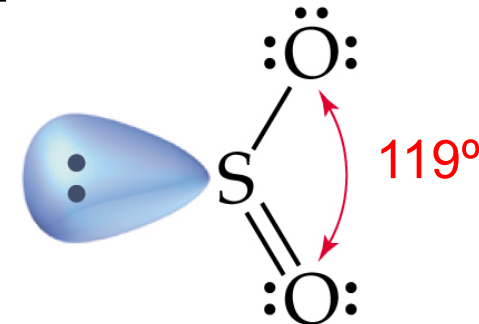
Plana trigonal
3 pares (o dominios) de e⁻



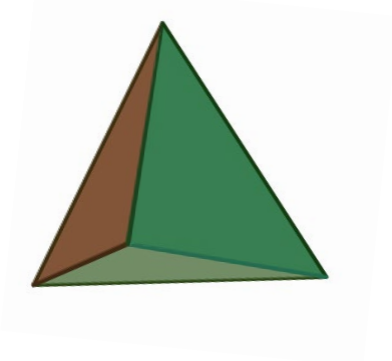
BCl₃



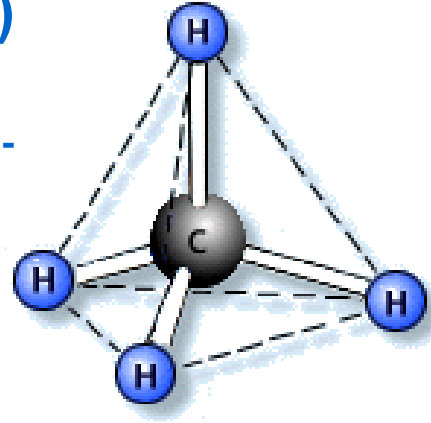
SO₂
2 pares de e⁻ enlazantes
+ 1 par de e⁻ no enlazantes



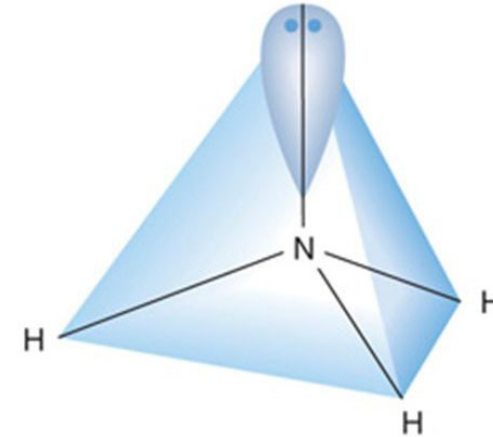
Geometría (o disposición)
electrónica tetraédrica:
4 pares (o dominios) de e⁻



CH₄
4 pares de e⁻
enlazantes

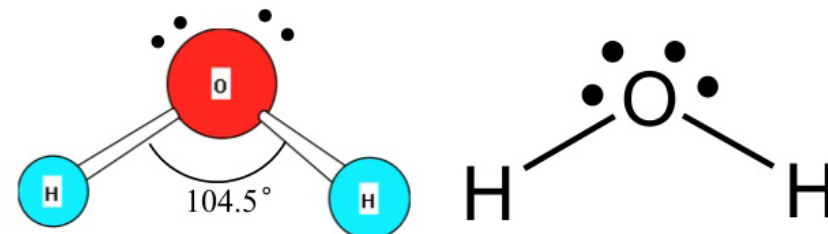
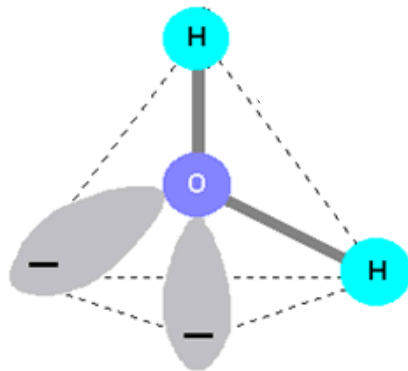


NH₃
3 pares de e⁻ enlazantes
+ 1 par de e⁻ no enlazantes

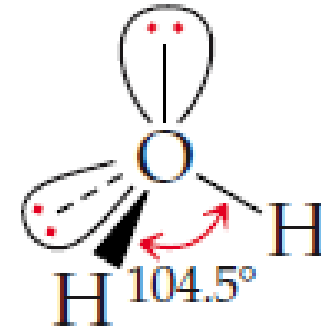
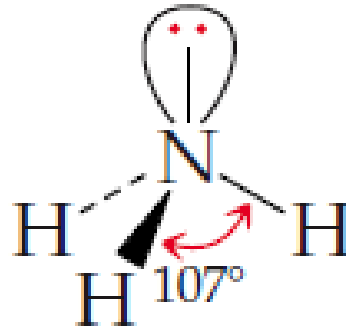
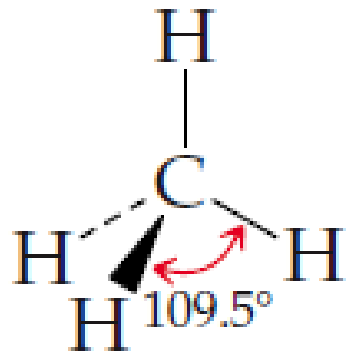


H₂O

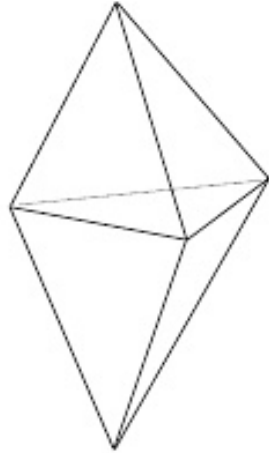
2 pares de e⁻ enlazantes
+ 2 pares de e⁻ no enlazantes



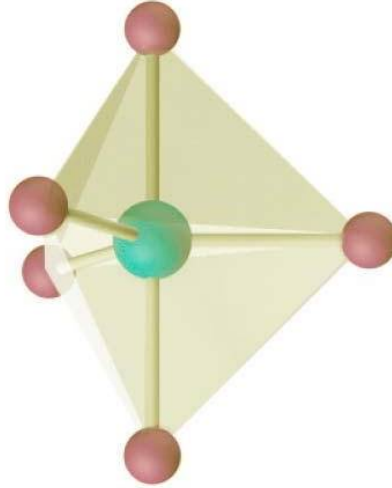
Los pares solitarios (no enlazantes) ocupan más espacio y comprimen los ángulos de enlace



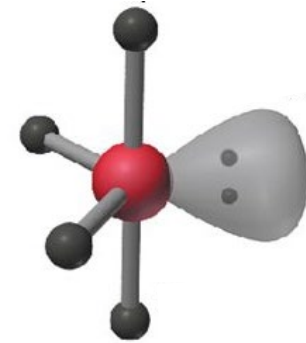
Bipirámide Trigonal
5 pares (o dominios)
de e⁻



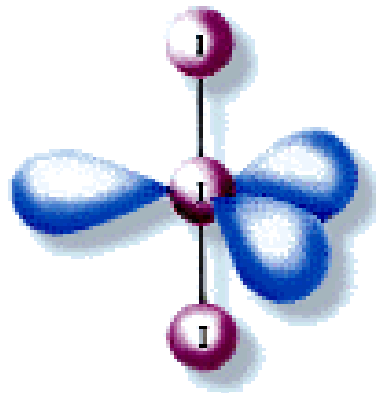
PF₅
5 pares de e⁻
enlazantes



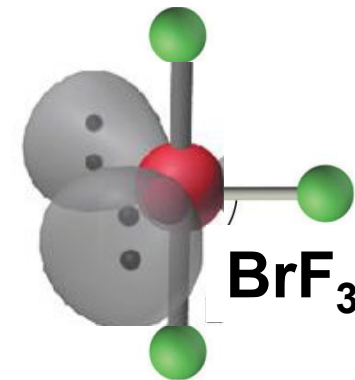
IF₄⁺
4 pares de e⁻ enlazantes
+ 1 par de e⁻ no enlazantes



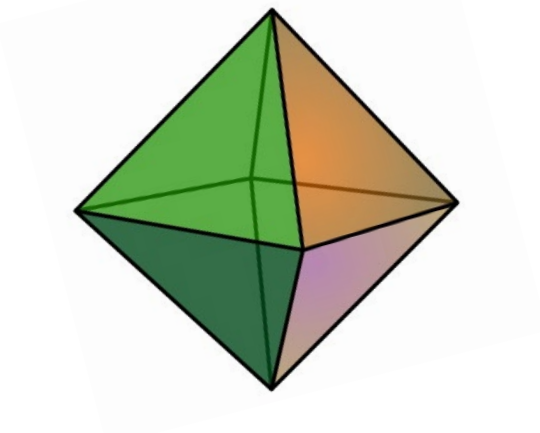
I₃⁻
2 pares de e⁻ enlazantes
+ 3 par de e⁻ no enlazantes



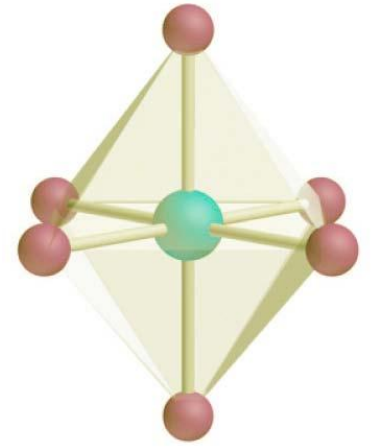
BrF₃
3 pares de e⁻ enlazantes
+ 2 par de e⁻ no enlazantes



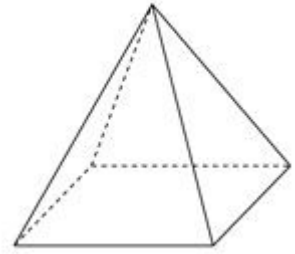
Disposición
Octaédrica: 6 pares
(o dominios) de e⁻



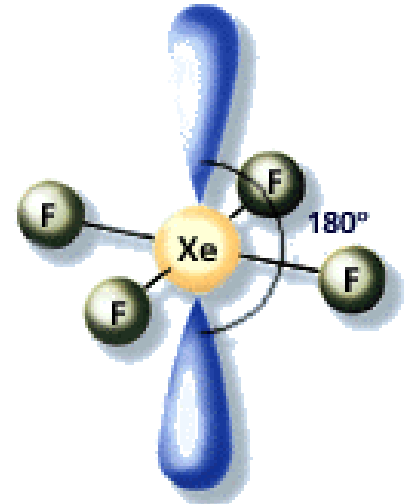
SF₆
6 pares de e⁻
enlazantes



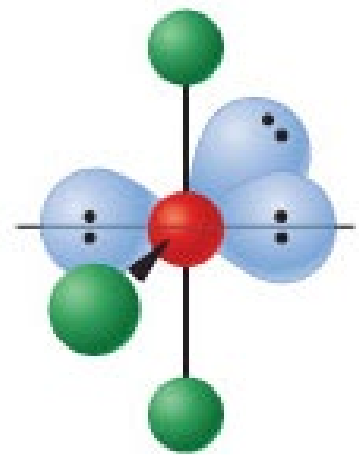
BrF₅
5 pares de e⁻ enlazantes
+ 1 pares de e⁻ no enlazantes



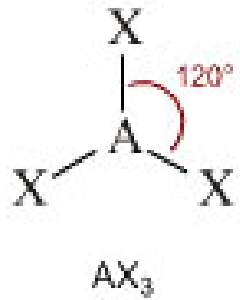
XeF₄
4 pares de e⁻ enlazantes
+ 2 pares de e⁻ no enlazantes



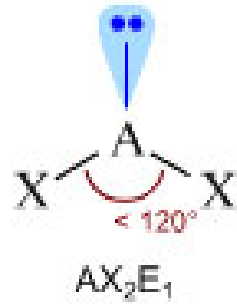
XeF₃⁻
3 pares de e⁻ enlazantes
+ 3 pares de e⁻ no enlazantes



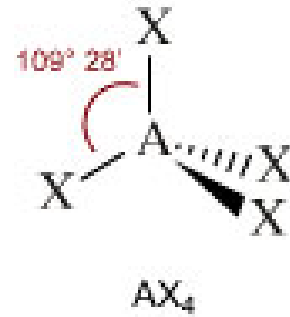
GEOMETRÍAS MOLECULARES



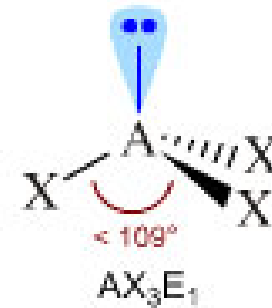
Plana trigonal



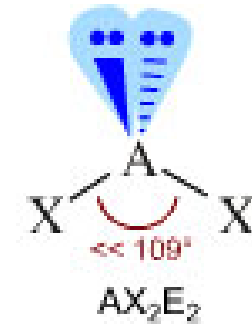
Angular



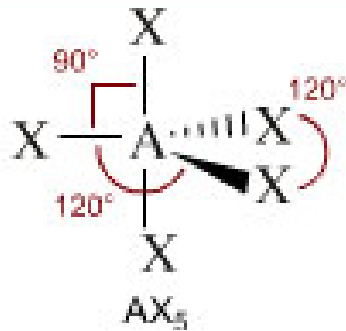
Tetraédrica



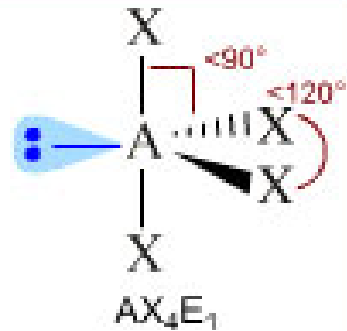
Pirámide trigonal



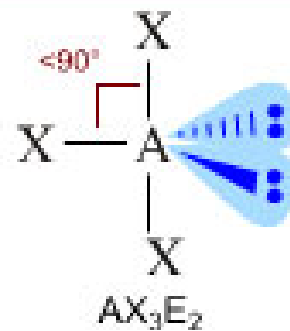
Angular



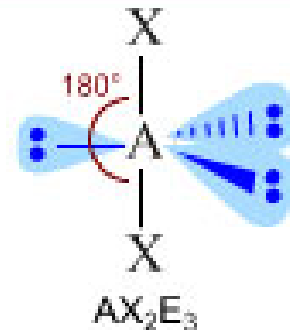
Bipirámide trigonal



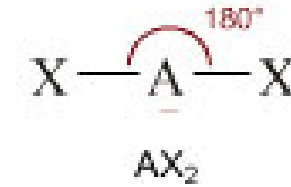
Balancín



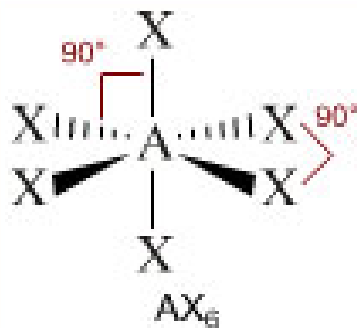
T



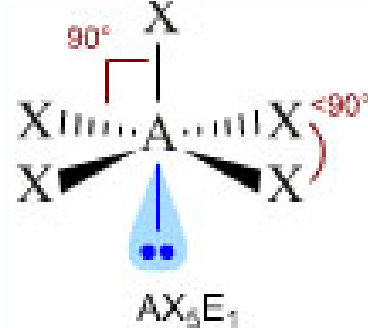
Lineal



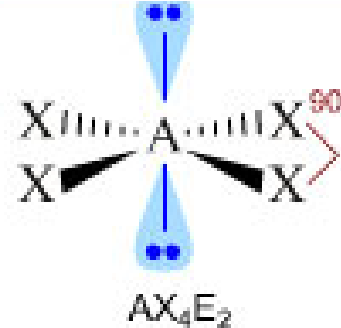
Lineal



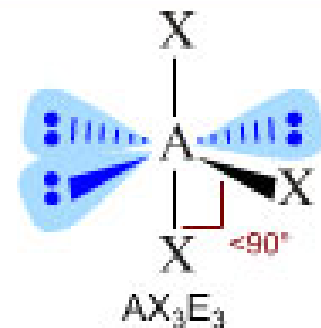
Octaedro



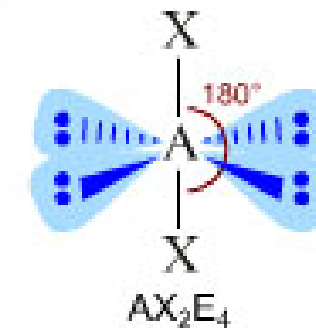
Pirámide cuadrada



Plana cuadrada

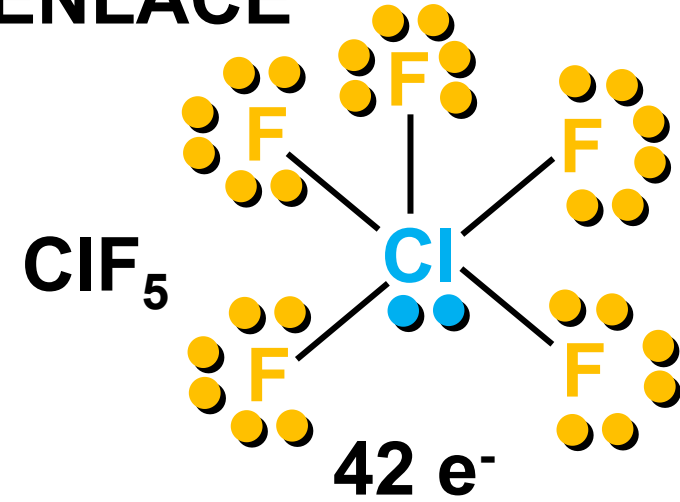
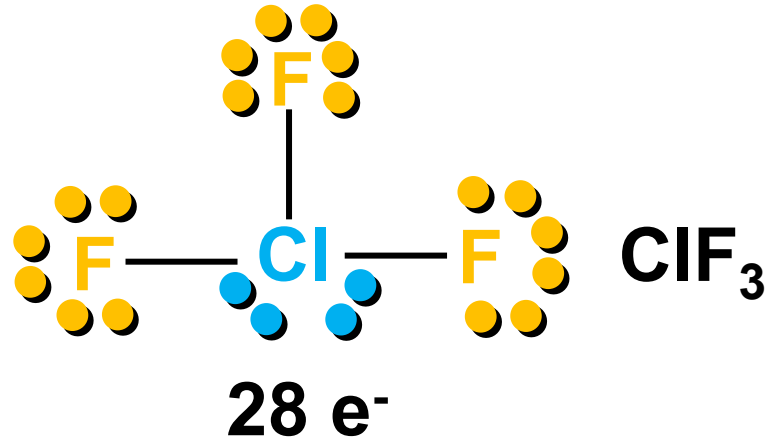


T

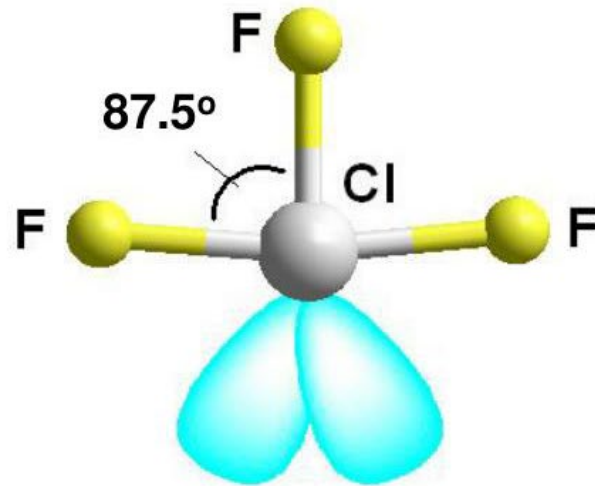


Lineal

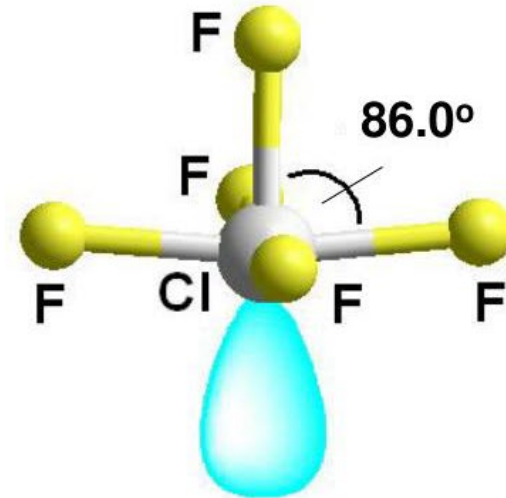
EFFECTO DE LOS PARES NO ENLAZANTES SOBRE LOS ÁNGULOS DE ENLACE



T



PIRÁMIDE
CUADRADA



Cuál será la geometría molecular de las siguientes moléculas e iones?

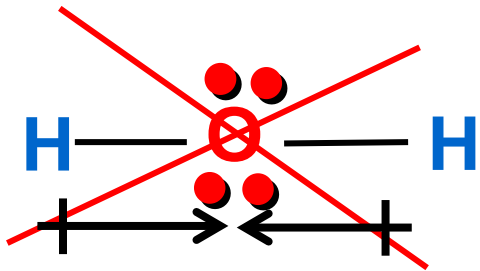
H_3O^+ , SCN^- , CS_2 , BrO_3^- , SeF_4 , ICl_4^- , NH_2Cl , KrF_2

FORMA Y POLARIDAD MOLECULAR

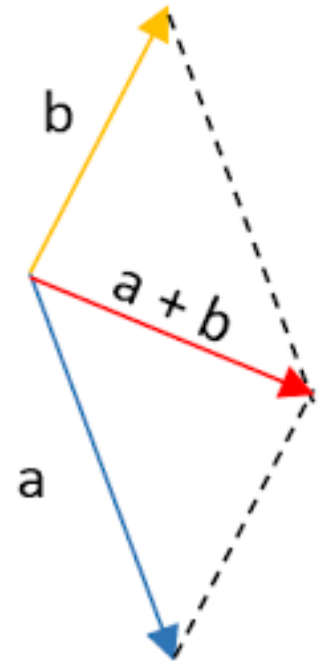
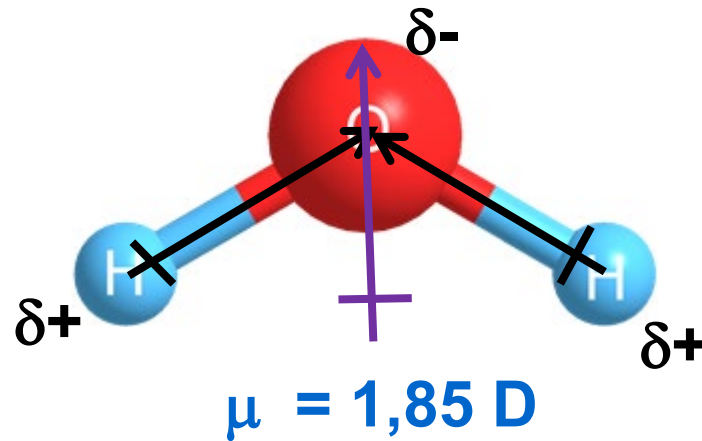
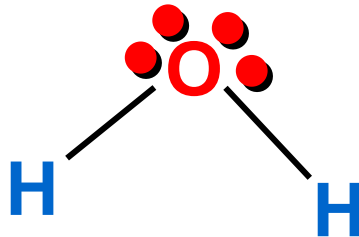
El momento dipolar de una molécula poliatómica es la suma de los momentos dipolares de los enlaces



Molécula Angular
Polar

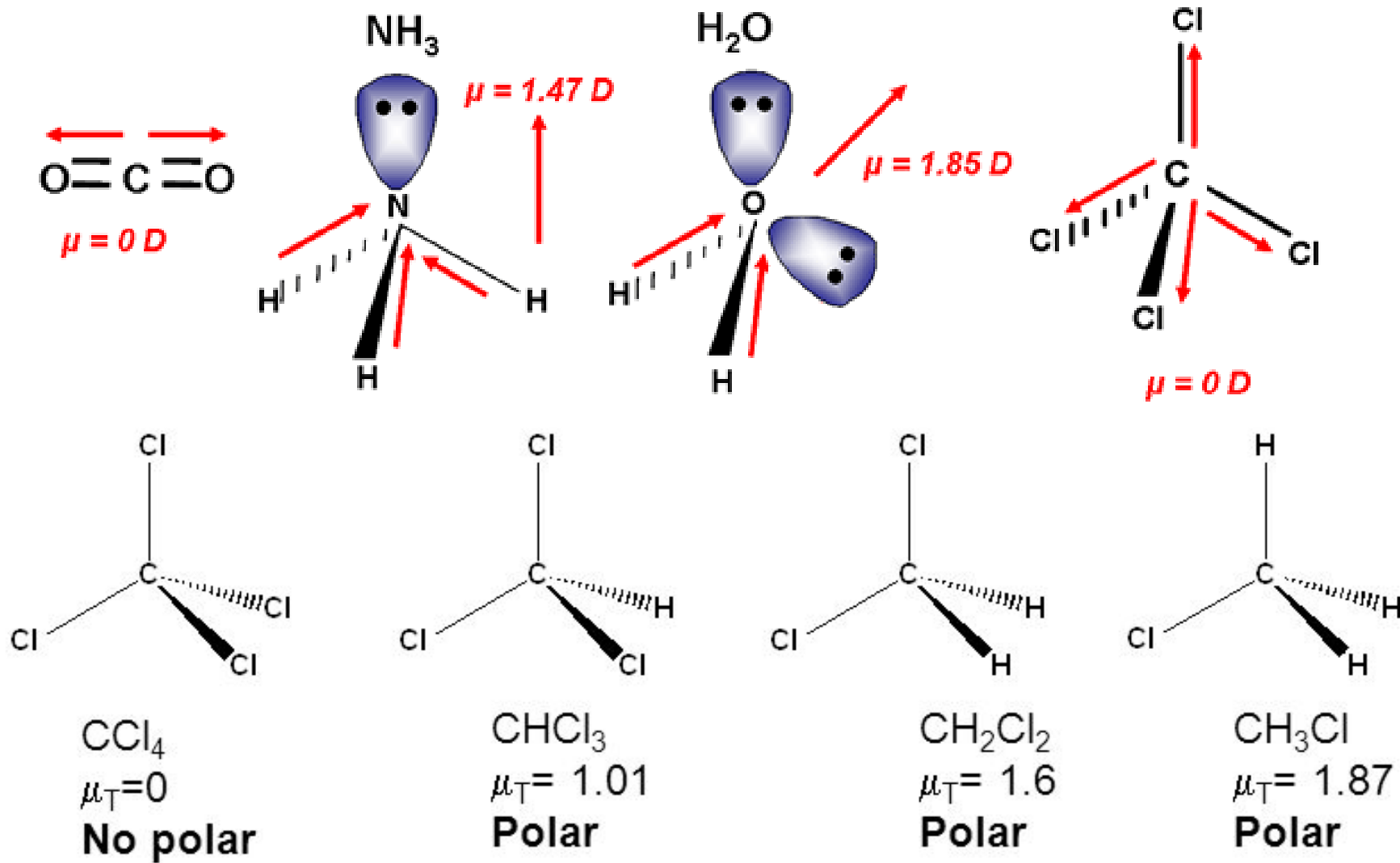


Si fuera una molécula lineal, sería no polar

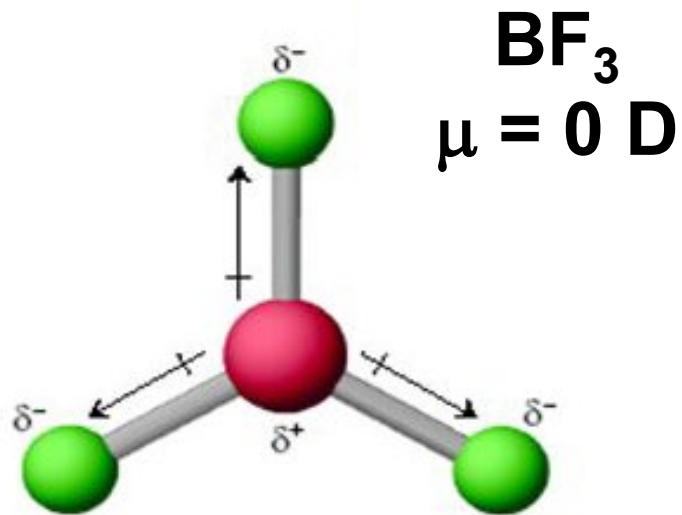


FORMA Y POLARIDAD MOLECULAR

El momento dipolar de una molécula depende de la polaridad de sus enlaces y la geometría molecular

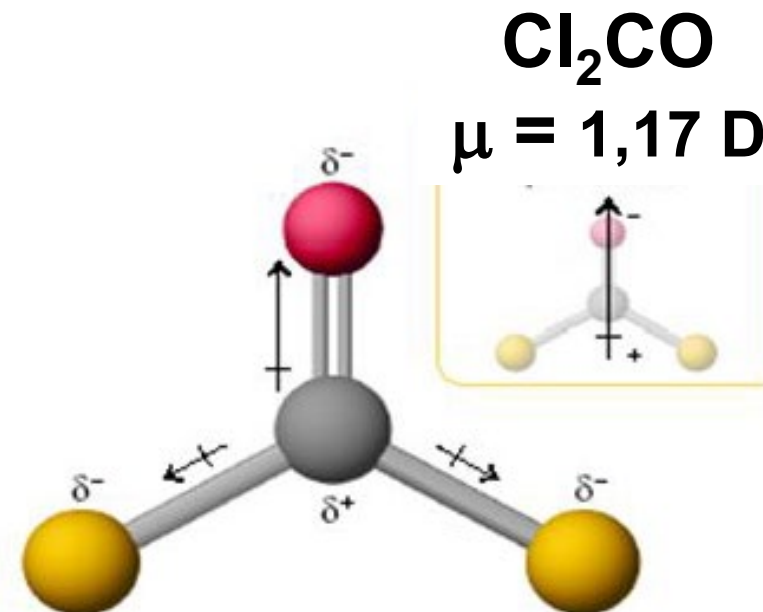


Los momentos
dipolares se anulan

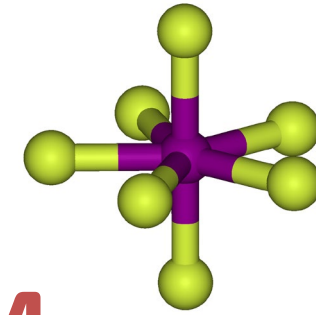
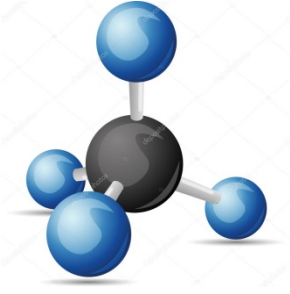


Molécula Plana
Trigonal
Apolar

Los momentos
dipolares tienen una
resultante en la
dirección del O



Molécula Plana con
menor simetría
Polar



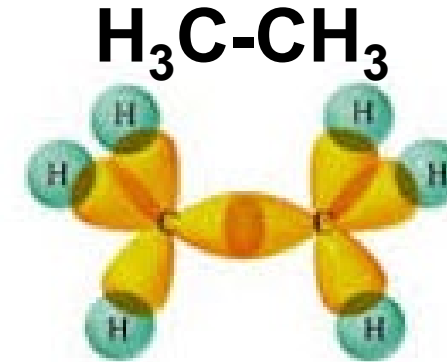
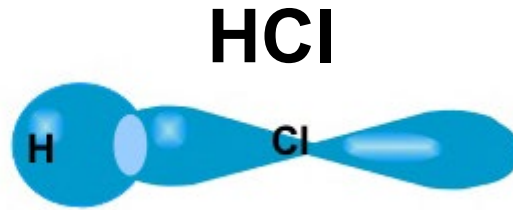
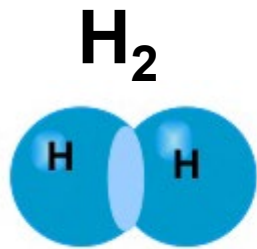
Enlace Covalente: TEV y TOM

- Enlace σ y π
 - Hibridación de orbitales
- Hibridación y geometría electrónica y molecular
- Orbitales híbridos en enlaces simples y múltiples
 - Híbridos con orbitales d
- Teoría de Orbitales Moleculares (TOM)
 - TOM de moléculas diatómicas

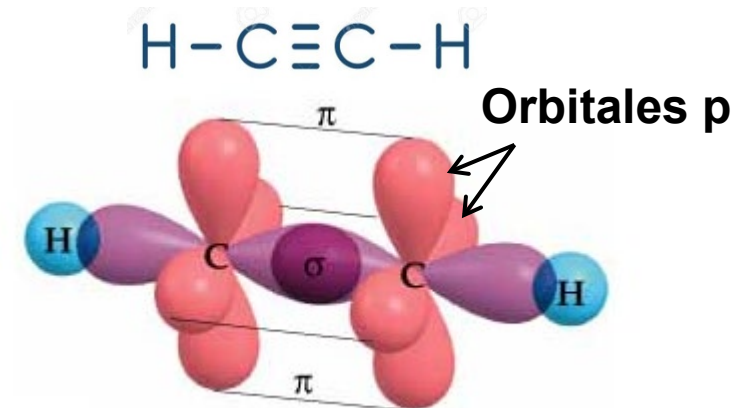
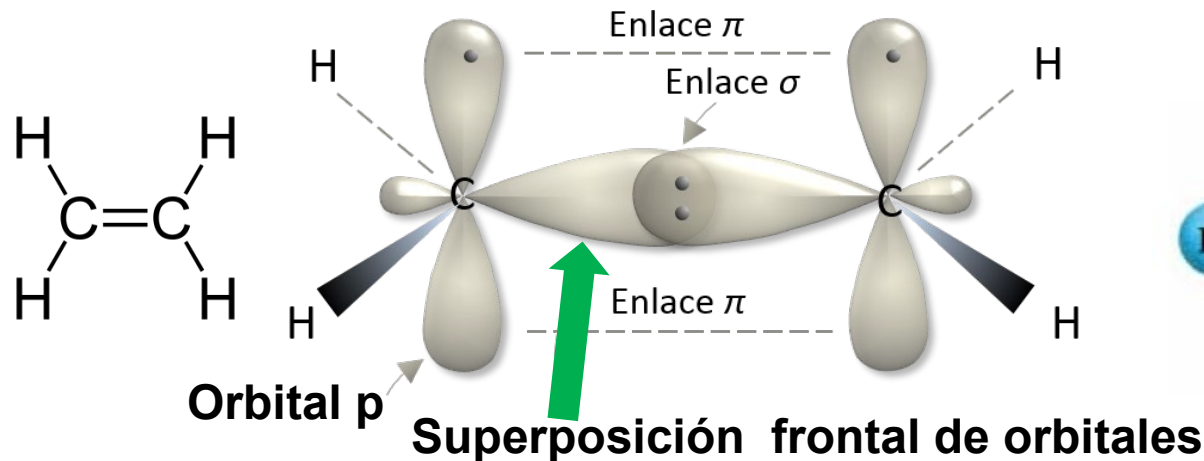


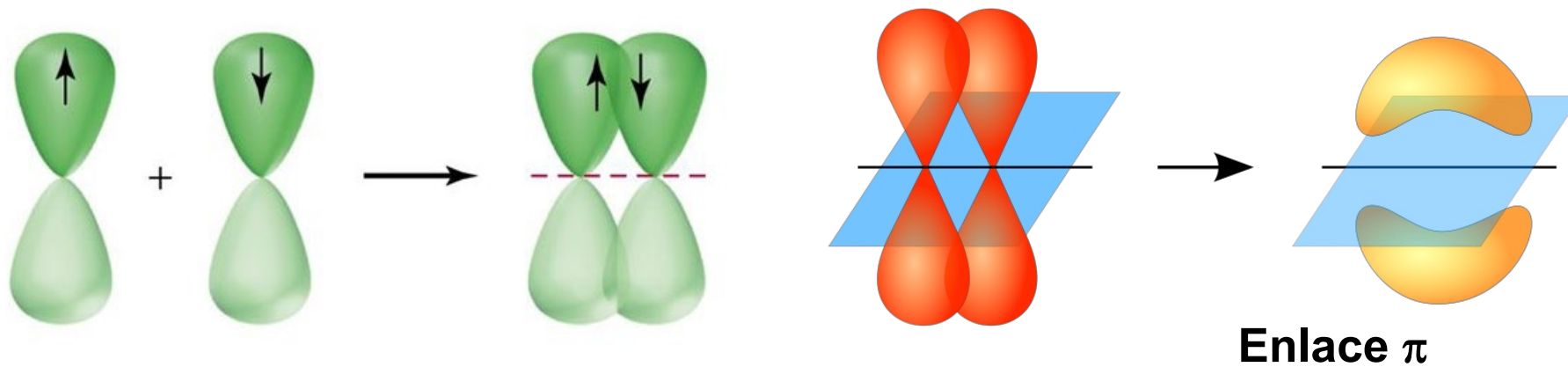
FORMACIÓN DE ENLACE POR TRASLAPE DE ORBITALES: TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA (TEV)

ENLACE SIMPLE SIGMA (σ): traslape frontal

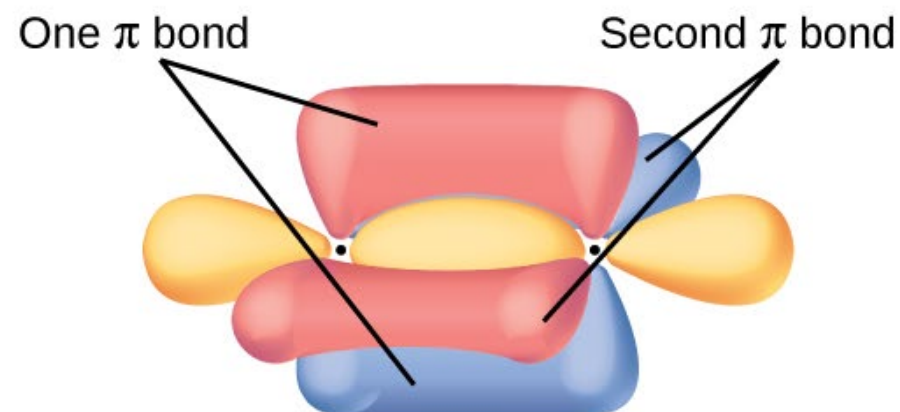
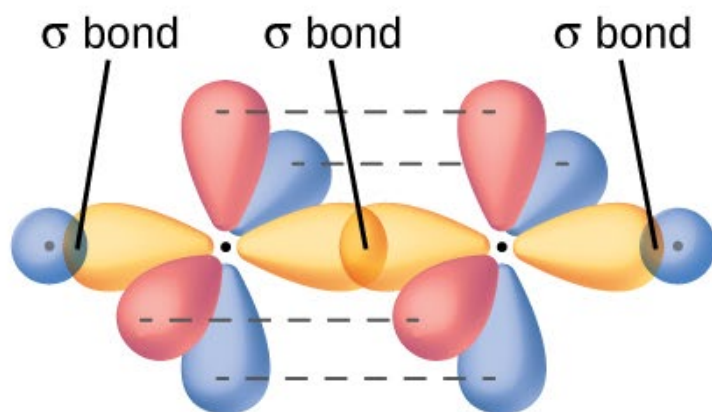
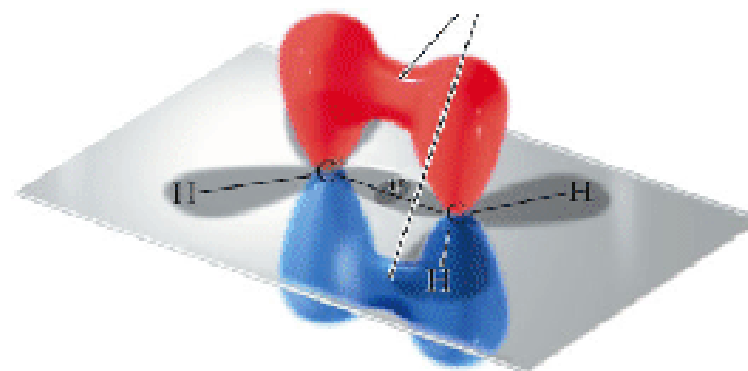


ENLACE MÚLTIPLE PI (π) entre orbitales paralelos

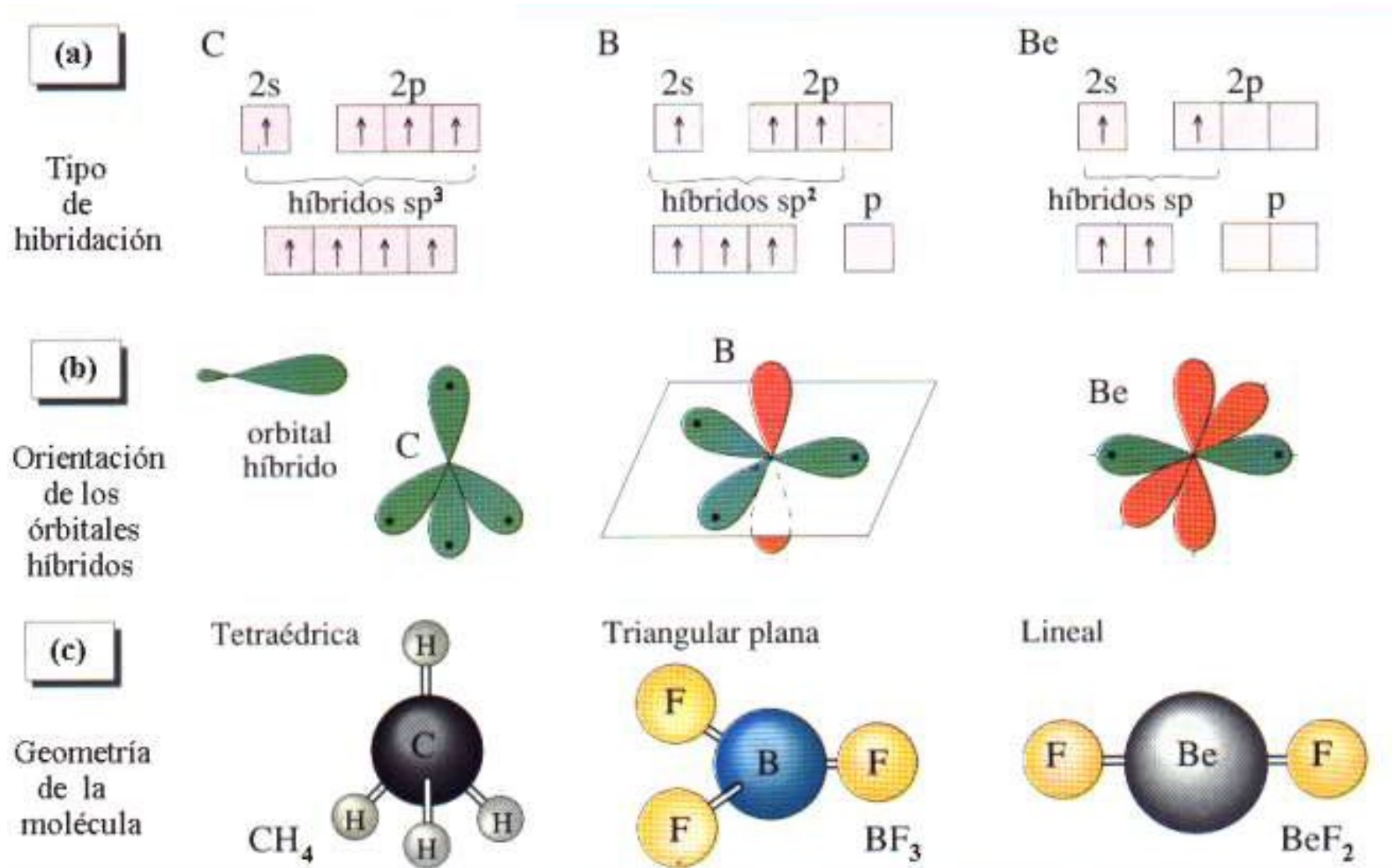




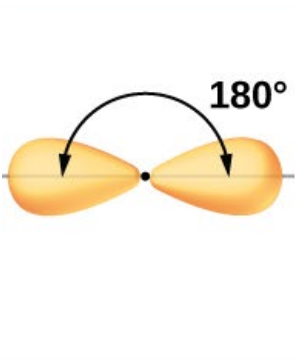
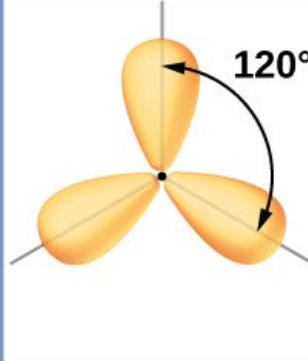
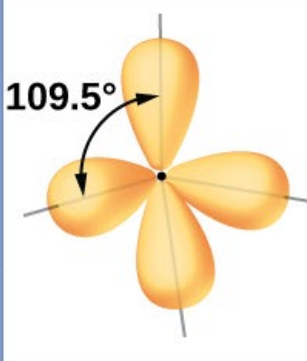
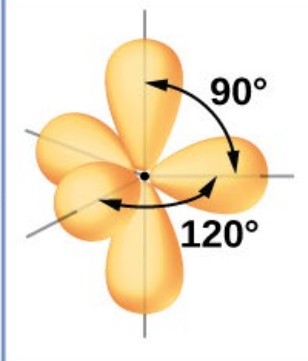
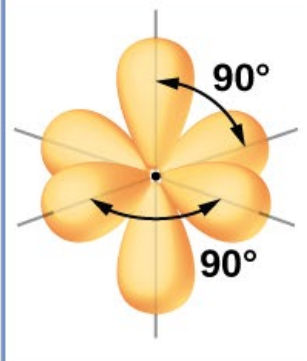
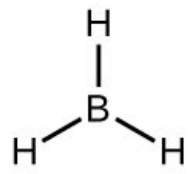
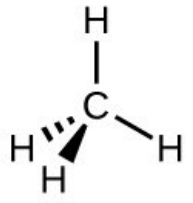
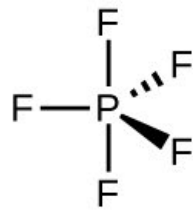
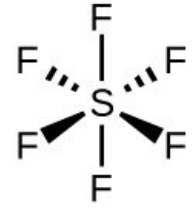
**TRASLAPE LATERAL
ENLACE PI (π)**



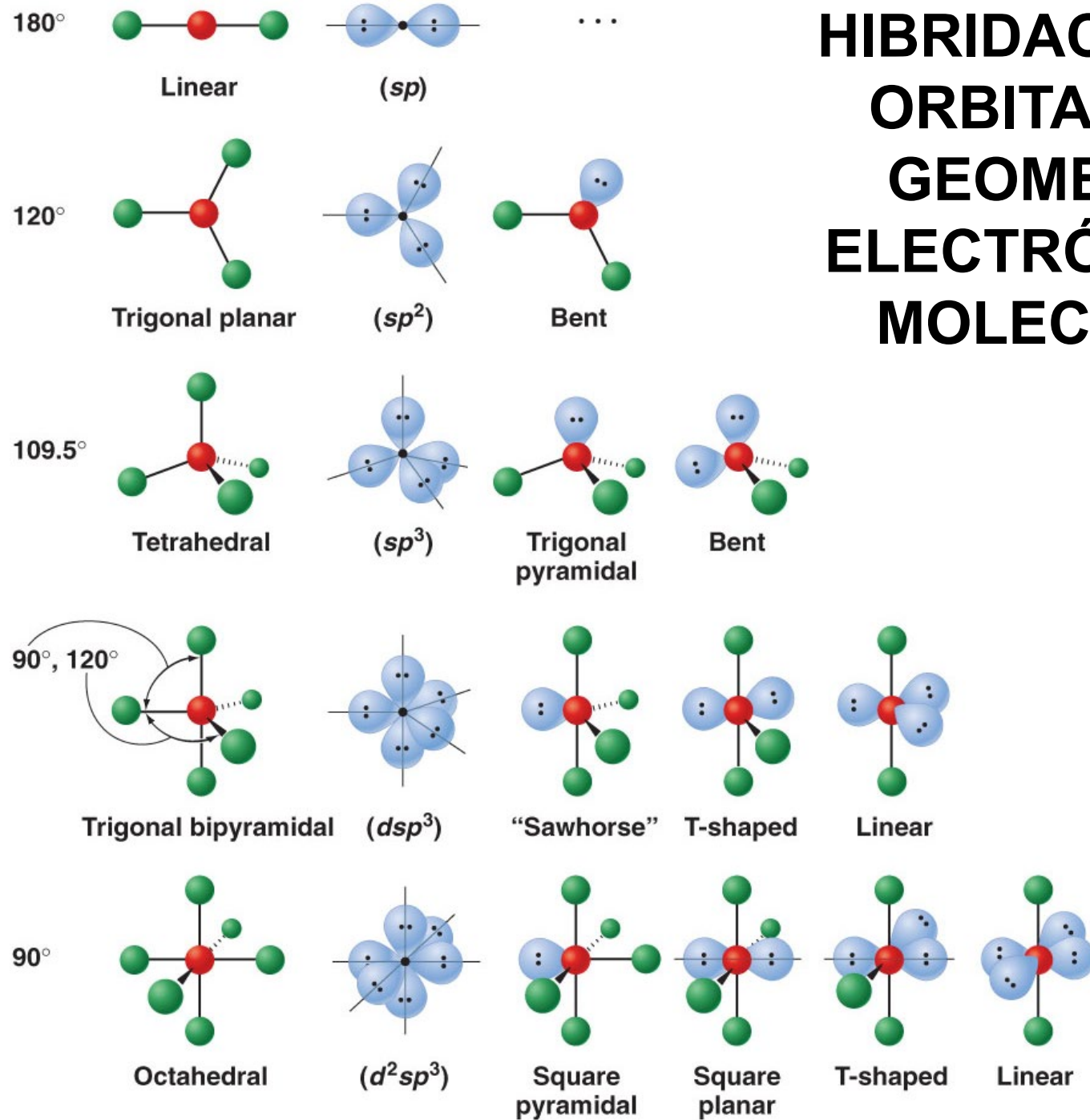
TEORÍA DE LA HIBRIDACIÓN DE ORBITALES: mezcla o combinación de los orbitales de valencia del átomo central para adoptar la geometría electrónica y molecular observada



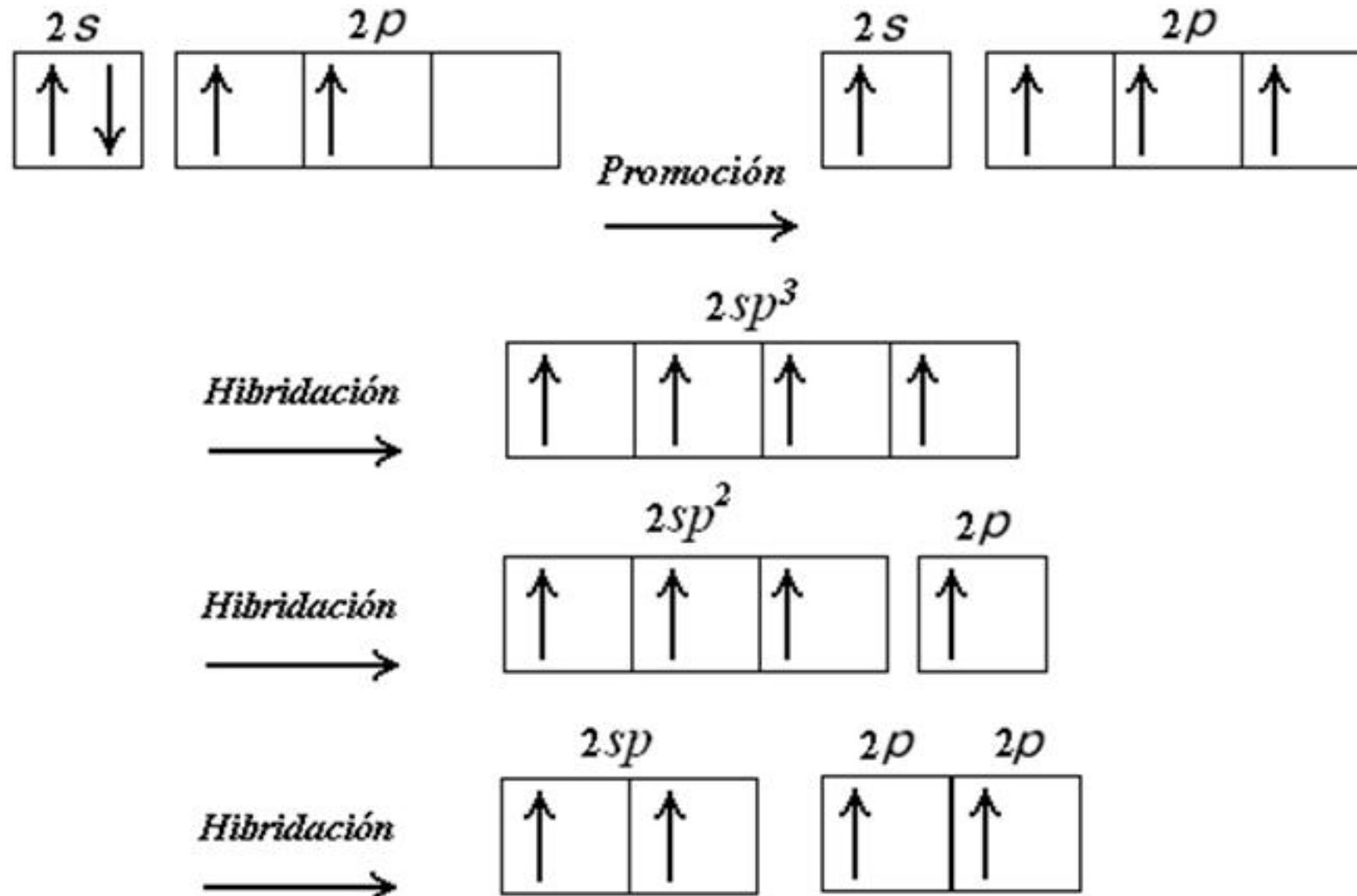
HIBRIDACIÓN DE ORBITALES Y FORMA MOLECULAR

sp	sp^2	sp^3	sp^3d	sp^3d^2
				
<chem>H-Be-H</chem>				

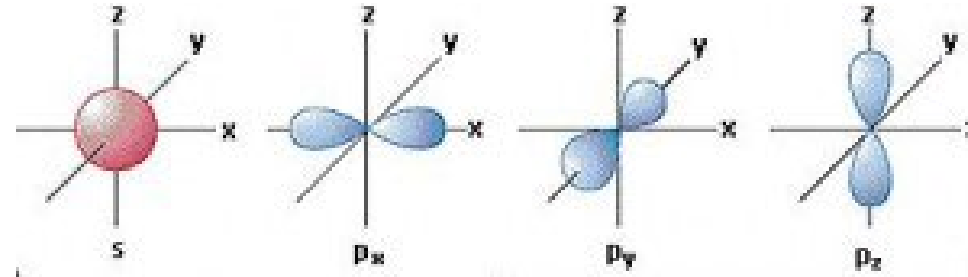
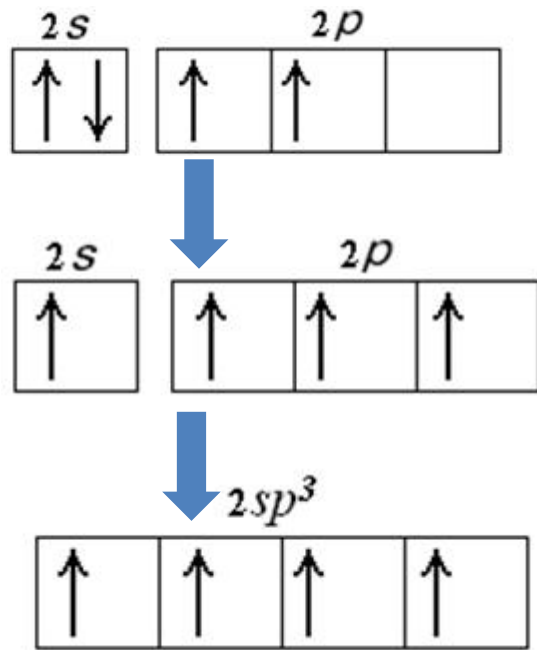
HIBRIDACIÓN DE ORBITALES Y GEOMETRÍA ELECTRÓNICA Y MOLECULAR



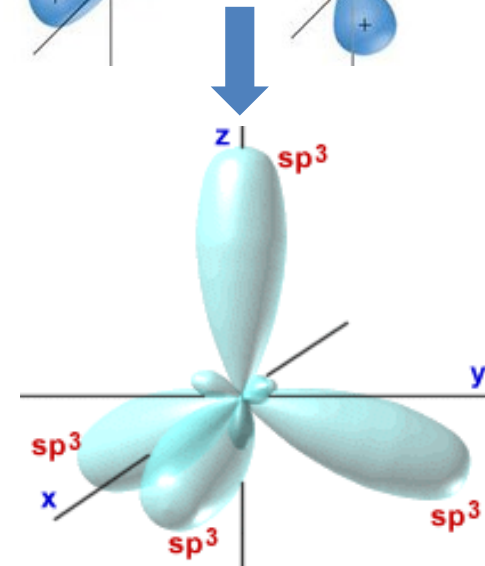
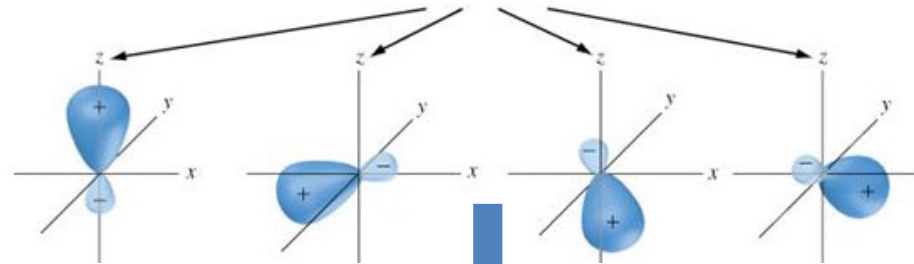
HIBRIDACIÓN DE ORBITALES DEL C



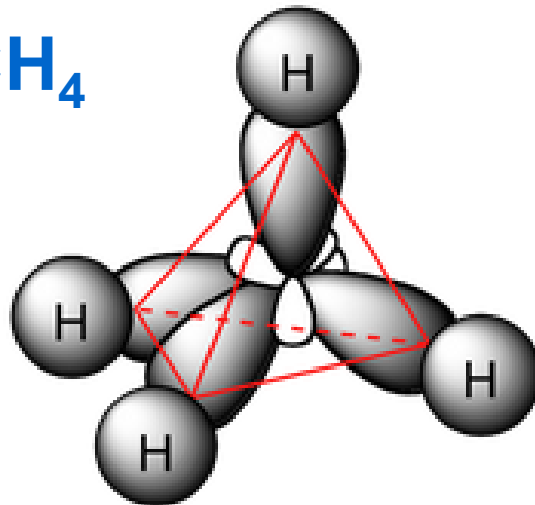
HIBRIDACIÓN sp^3 del C



ORBITALES HÍBRIDOS sp^3



CH₄

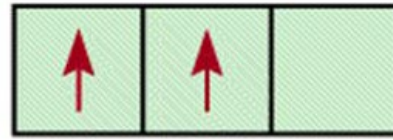


Hibridación sp^2 de un átomo de carbono

Estado fundamental



2s

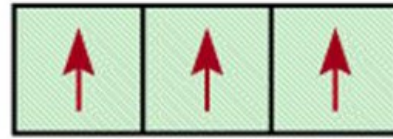


2p

Promoción de electrón



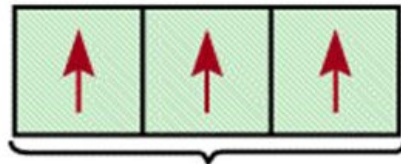
2s



2p

Estado hibridizado

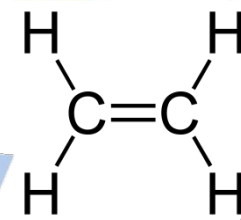
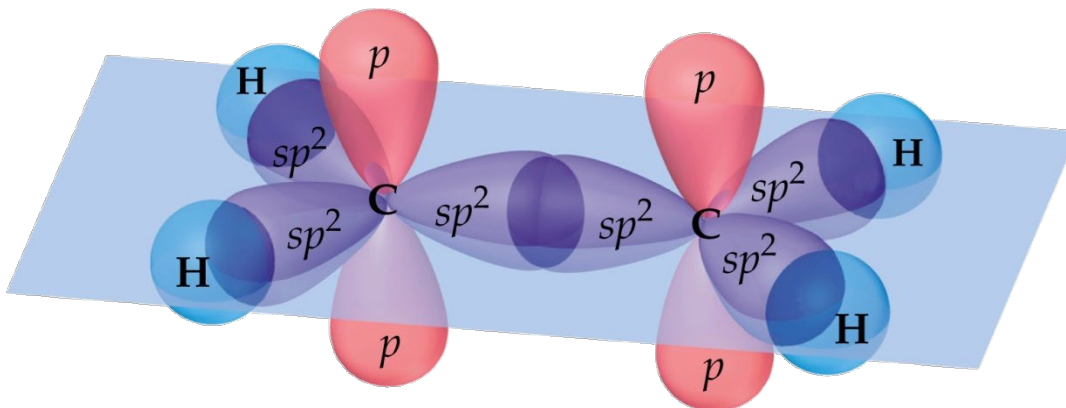
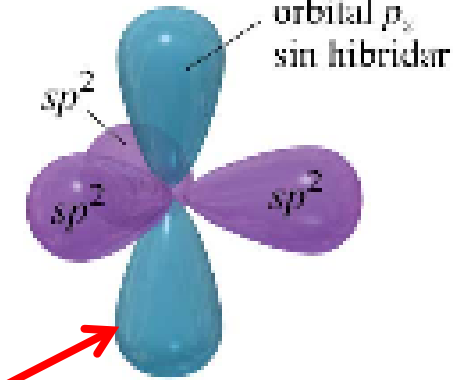
sp^2



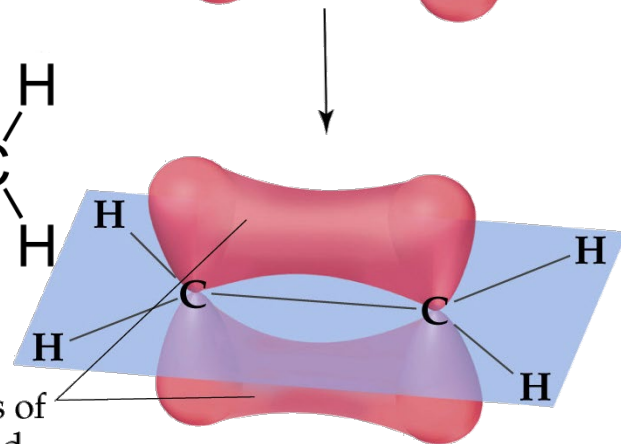
orbitales sp^2



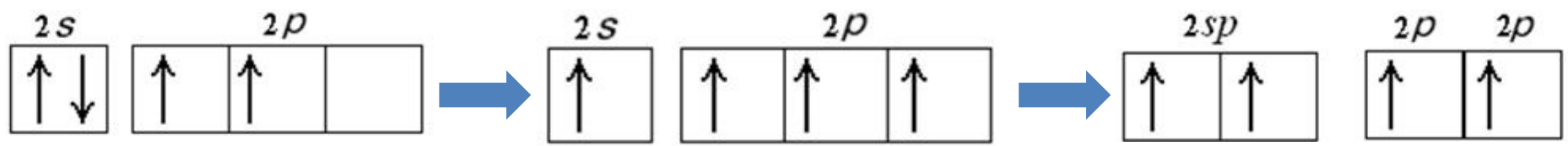
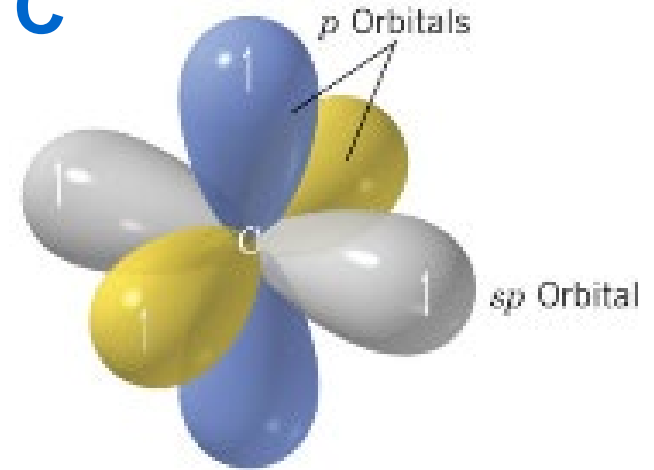
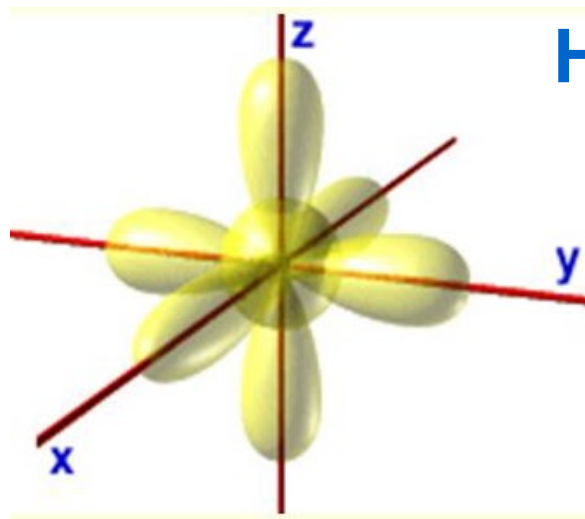
2p_z



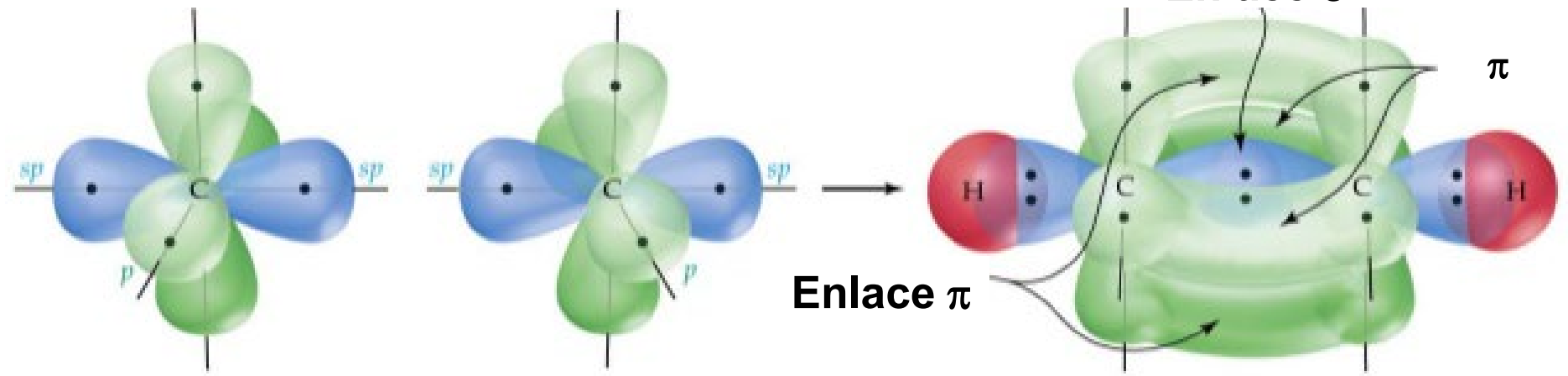
Two lobes of one π bond



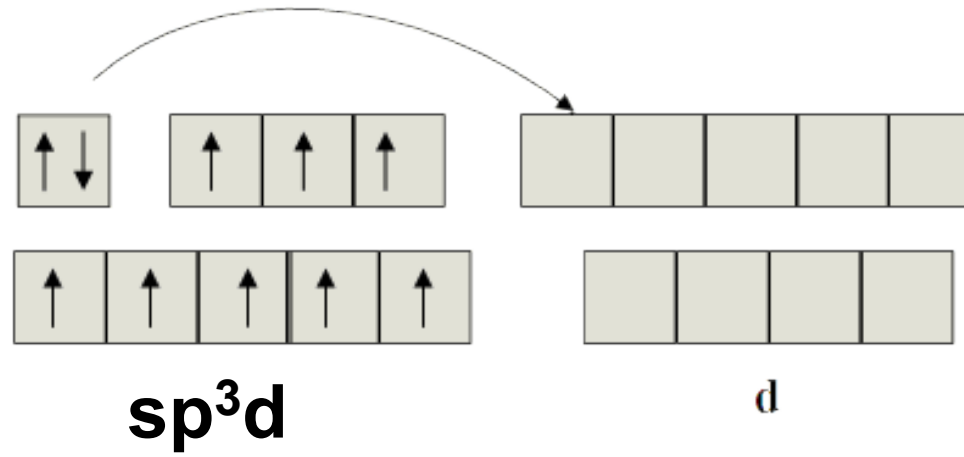
HIBRIDACIÓN sp del C



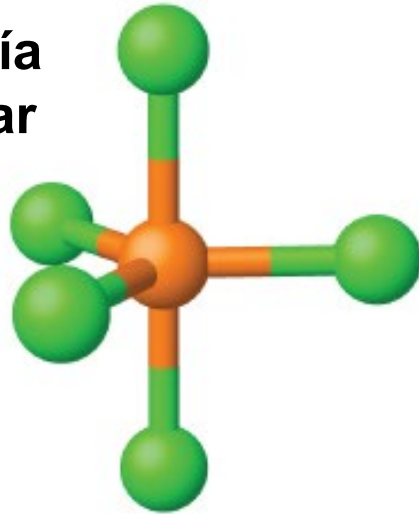
Enlace σ



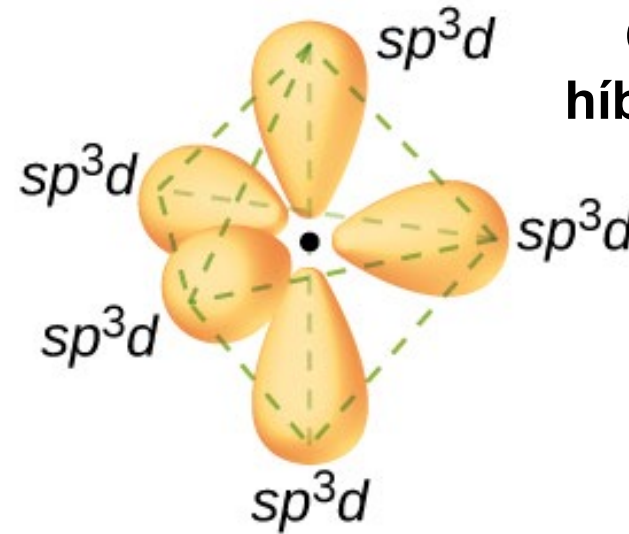
HIBRIDACIÓN sp^3d del P en el PCl_5



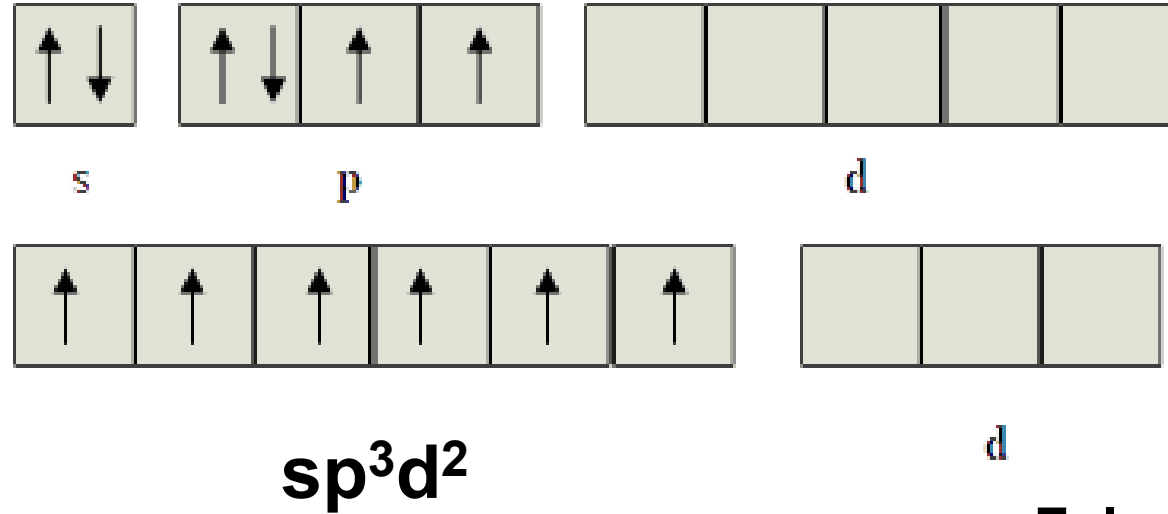
**Geometría
molecular**



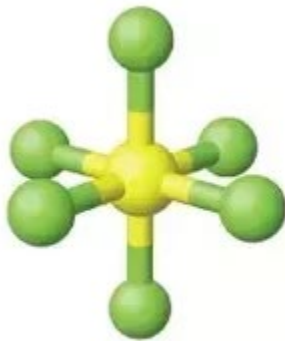
**Orbitales
híbridos del P**



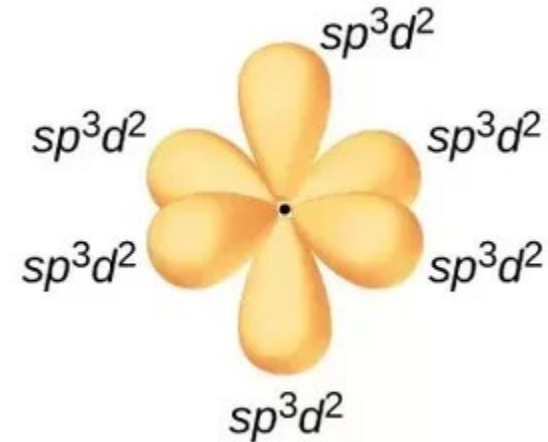
HIBRIDACIÓN sp^3d^2 del S en el SF_6



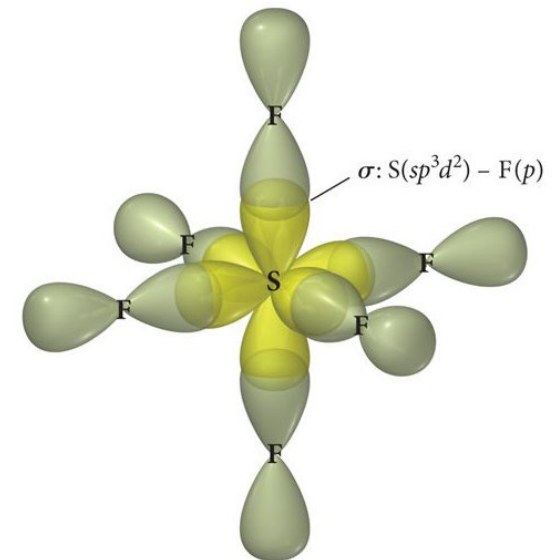
**Geometría
molecular**



**Orbitales
híbridos del S**



**Enlaces S-F
según la TEV**



TEORÍA DE LOS ORBITALES MOLECULARES (TOM)

Los orbitales atómicos se combinan por suma y resta formando orbitales moleculares (OM)

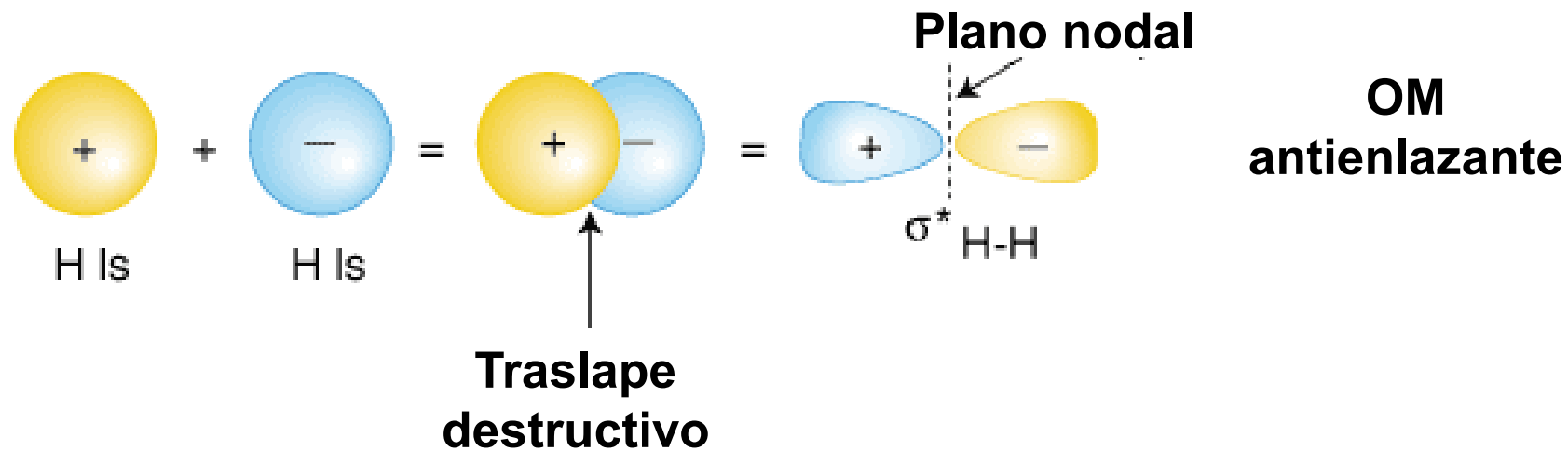
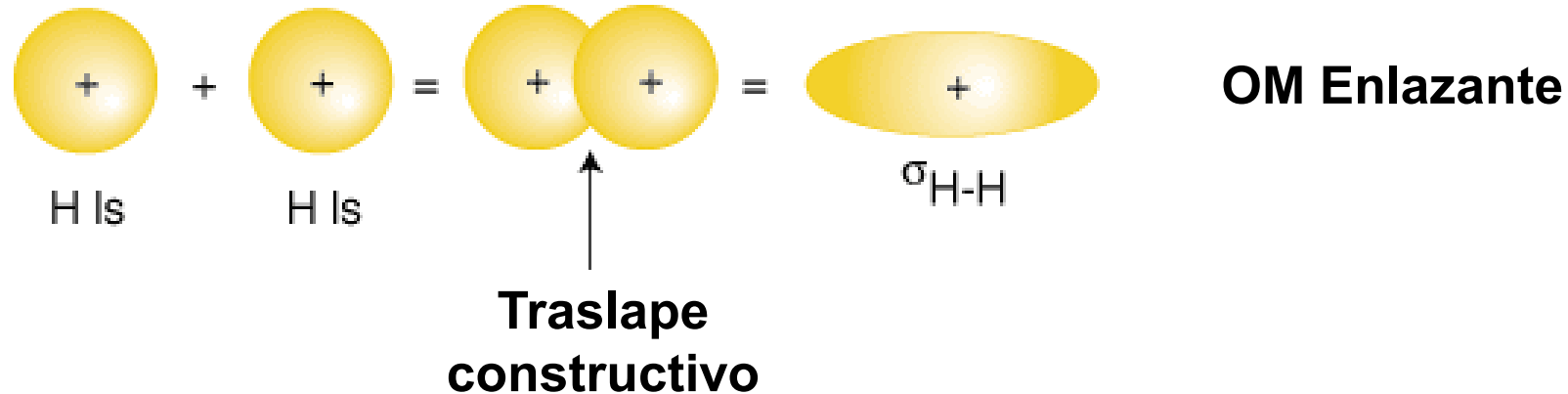
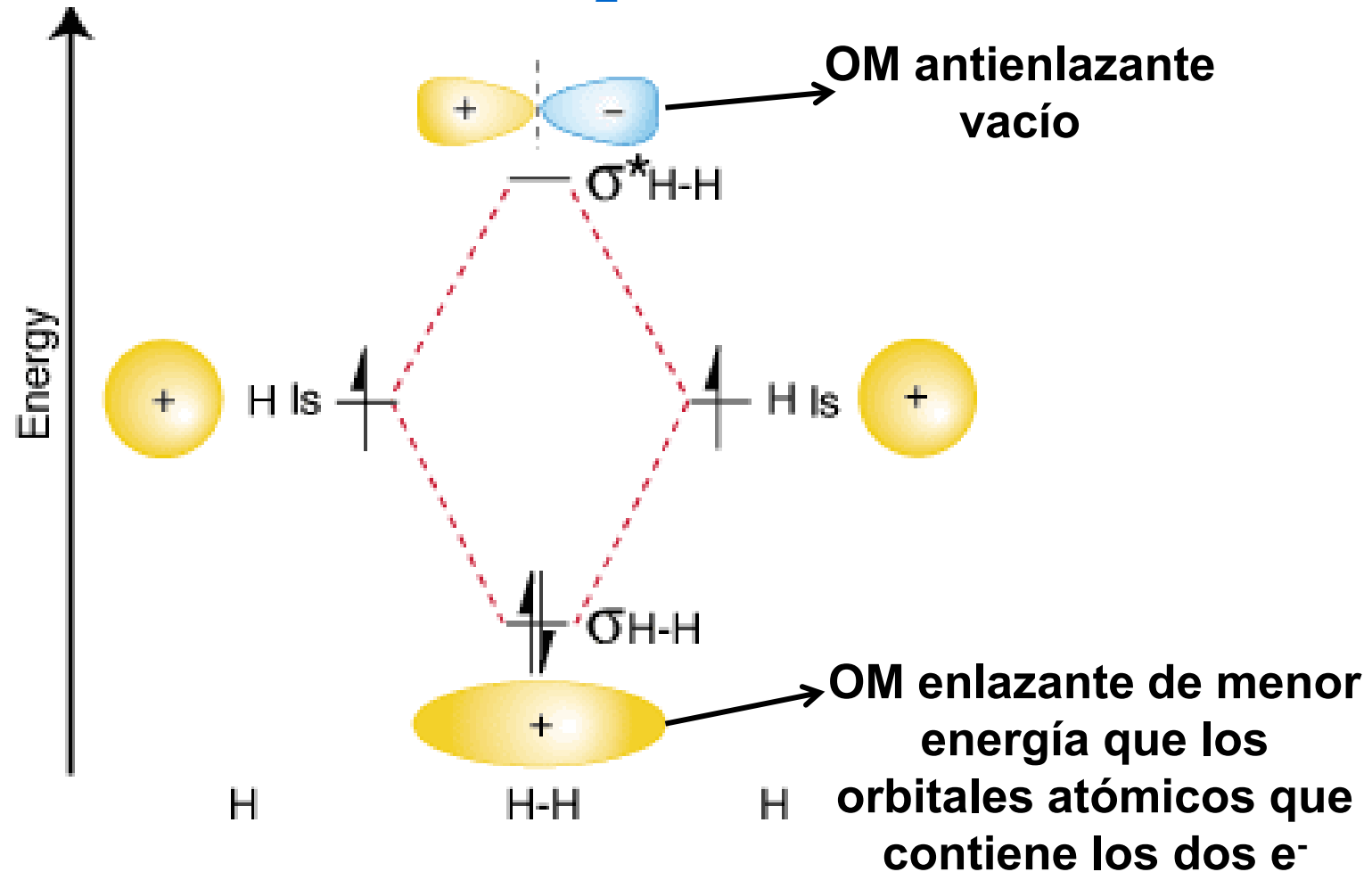


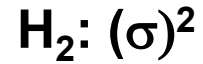
DIAGRAMA DE ENERGÍA DE OM DE LA MOLÉCULA DE H₂



Estructura electrónica de la molécula de H₂: $(\sigma)^2$

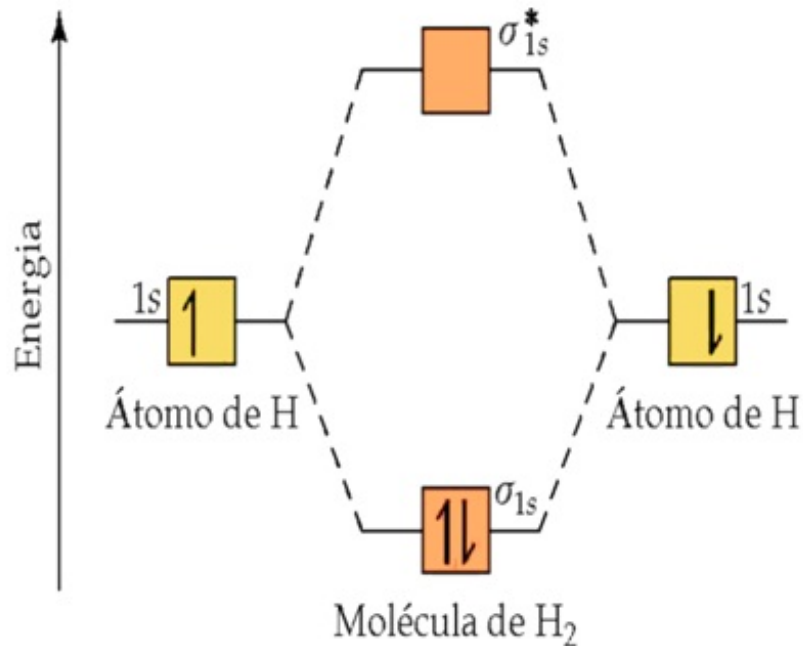
ORDEN DE ENLACE = (e⁻ enlazantes – e⁻ antienlazantes)/2

Para que la molécula exista, el orden de enlace debe ser > 0



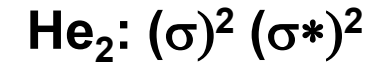
Orden de enlace = 1

El hidrógeno existe como molécula diatómica



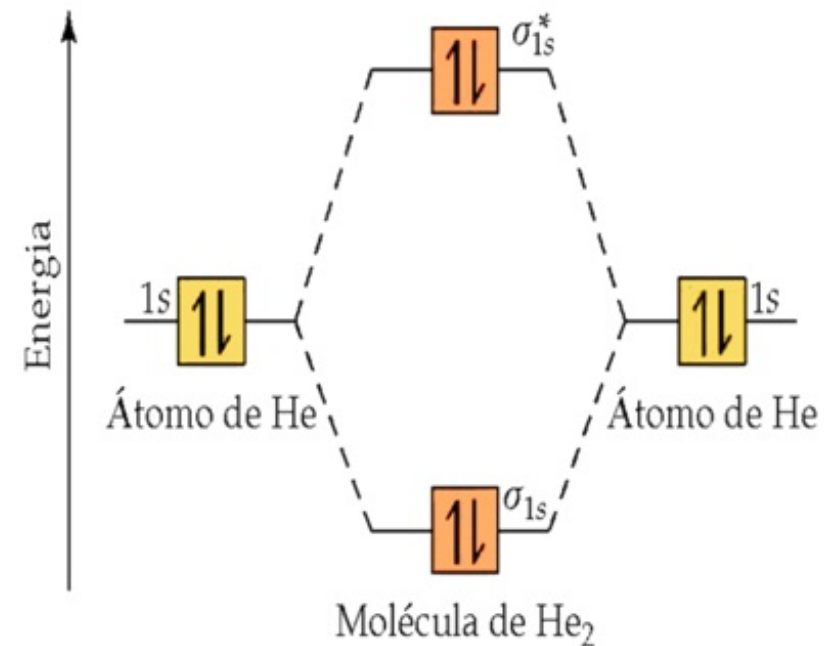
(a)

$$\text{OL}_{\text{H}_2} = \frac{2 - 0}{2} = 1$$



Orden de enlace = 0

El helio no existe como molécula diatómica

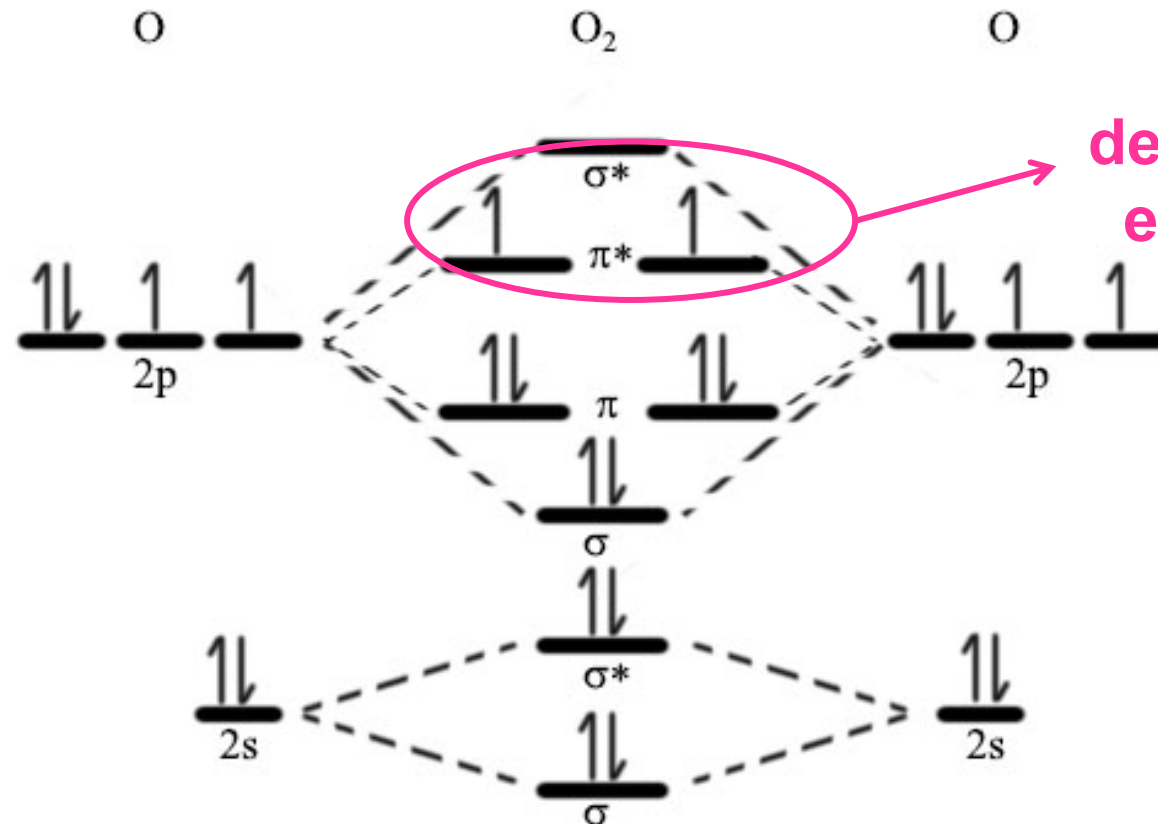


(b)

$$\text{OL}_{\text{He}_2} = \frac{2 - 2}{2} = 0$$

DIAGRAMA DE ENERGÍA DE OM DE LA MOLÉCULA DE O₂

Configuración electrónica del O₂ (12 e⁻): $(\sigma)^2 (\sigma^*)^2 (\sigma)^2 (\pi)^4 (\pi^*)^2$
Orden de enlace = $(8-4)/2 = 2$



**Electrones
desapareados: el O₂
es paramagnético**

COMPARACIÓN DEL ORDEN DE ENLACE (OE) Y EL COMPORTAMIENTO MAGNÉTICO DE MOLÉCULAS DIATÓMICAS HOMONUCLEARES

