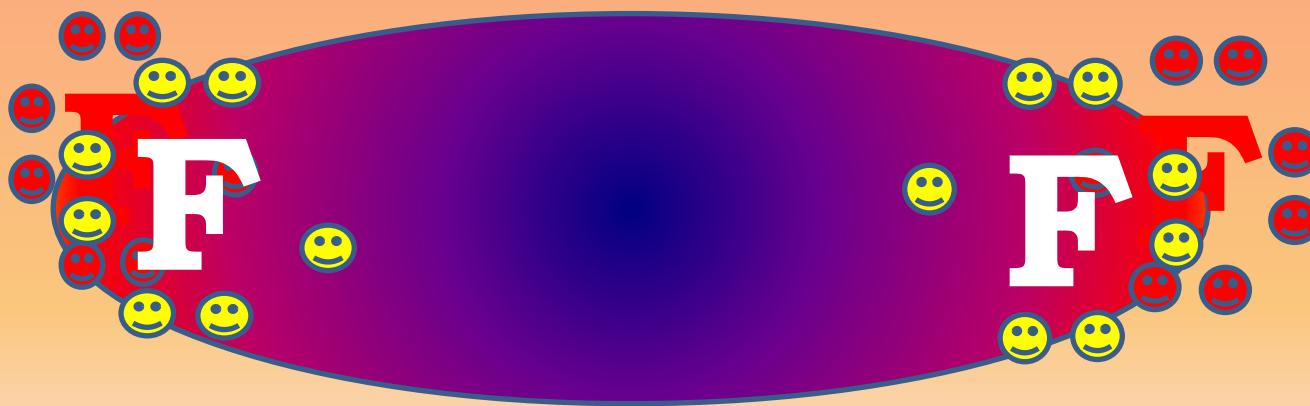


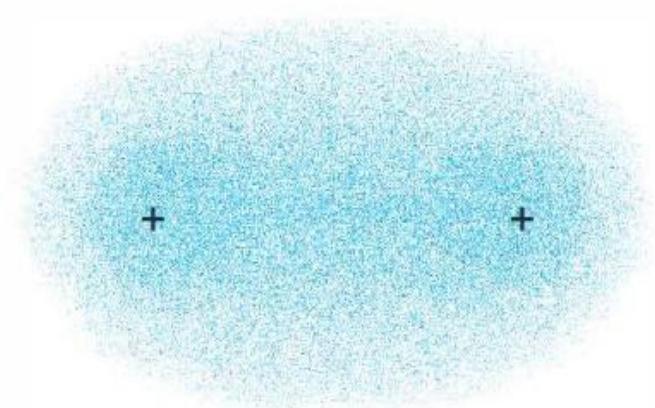
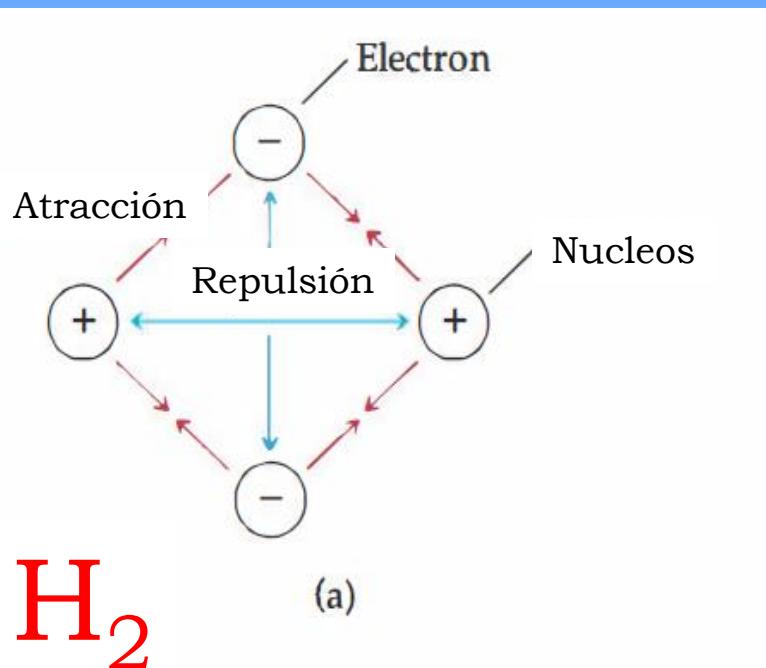
ENLACE COVALENTE

Son aquellos enlaces en que los átomos comparten uno o mas pares de electrones



Estos enlaces se forman entre no métalos, que son elementos de electronegatividad semejante

FUERZAS DE ATRACCION Y REPULSION EN UNION COVALENTE

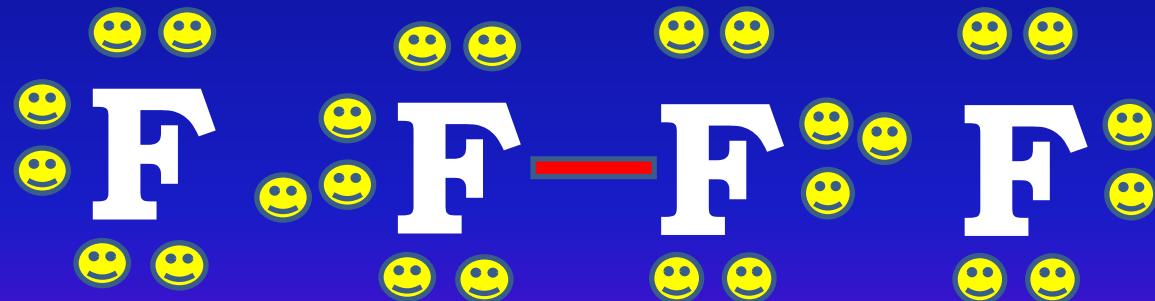


(b)

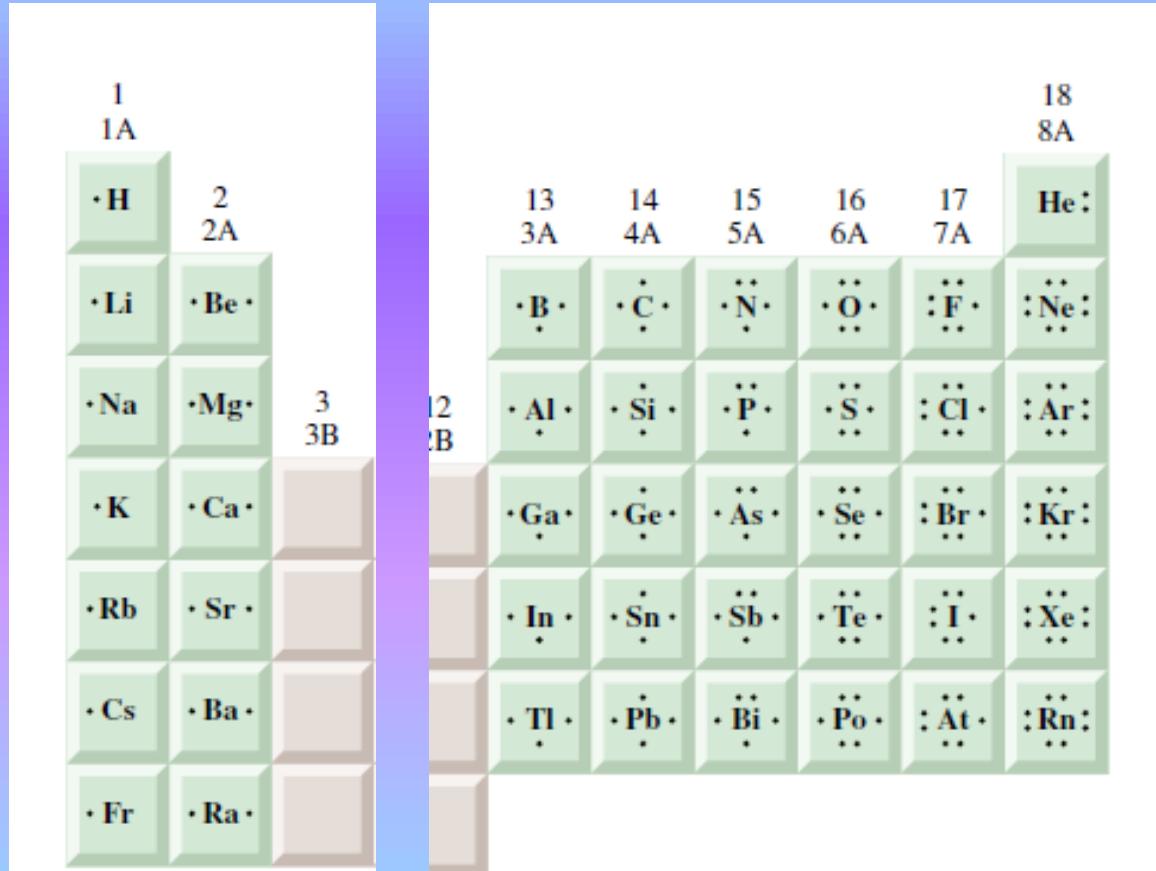
Estructura de Lewis

En enlaces covalentes, al igual que en iónicos, solo aparecen representados los electrones de valencia.

- Los electrones no compartidos se representan con puntos.
- Cada par de electrones compartido se representa con una línea.

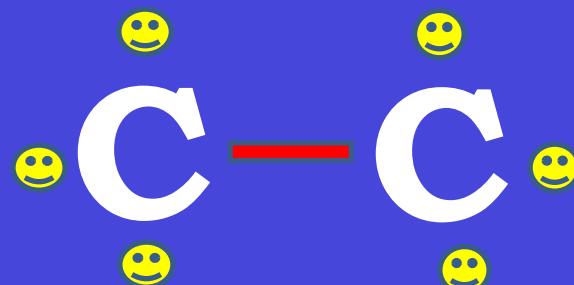


Electrones de valencia de algunos elementos

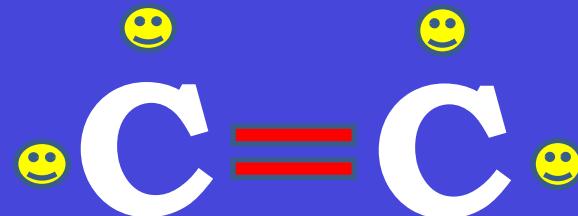


UNIONES SIMPLES y MULTIPLES

Enlace sencillo



Enlace doble



Enlace triple



FUERZA DE UNION COVALENTE

Entalpías medias de unión (kJ/mol)

Unión simple

C—H	413	N—H	391	O—H	463	F—F	155
C—C	348	N—N	163	O—O	146		
C—N	293	N—O	201	O—F	190	Cl—F	253
C—O	358	N—F	272	O—Cl	203	Cl—Cl	242
C—F	485	N—Cl	200	O—I	234		
C—Cl	328	N—Br	243			Br—F	237
C—Br	276			S—H	339	Br—Cl	218
C—I	240	H—H	436	S—F	327	Br—Br	193
C—S	259	H—F	567	S—Cl	253		
		H—Cl	431	S—Br	218	I—Cl	208
Si—H	323	H—Br	366	S—S	266	I—Br	175
Si—Si	226	H—I	299			I—I	151
Si—C	301						
Si—O	368						
Si—Cl	464						

Unión múltiple

C=C	614	N=N	418	O ₂	495
C≡C	839	N≡N	941		
C=N	615	N=O	607	S=O	523
C≡N	891			S=S	418
C=O	799				
C≡O	1072				

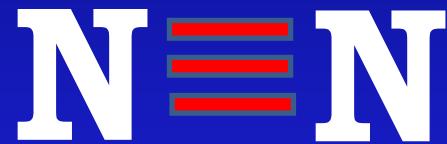
Longitud de las uniones



1,47 A°



1,24 A°

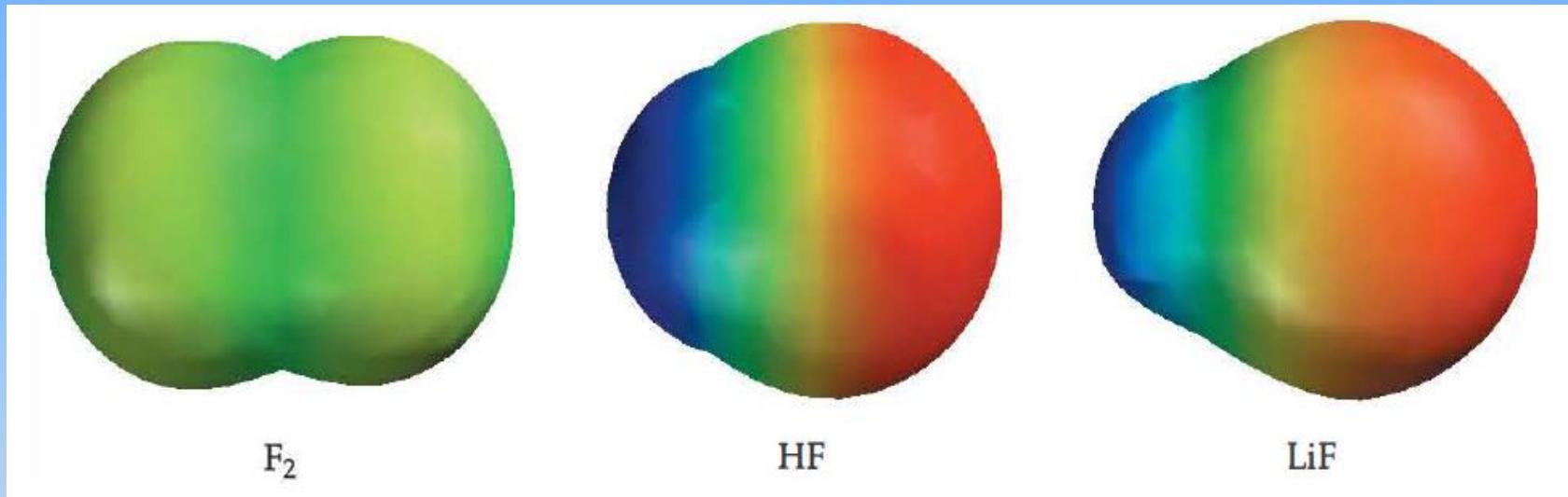


1,10 A°

A mayor número de pares electrónicos compartidos,
menor distancia entre átomos en la unión

POLARIDAD DE ENLACE

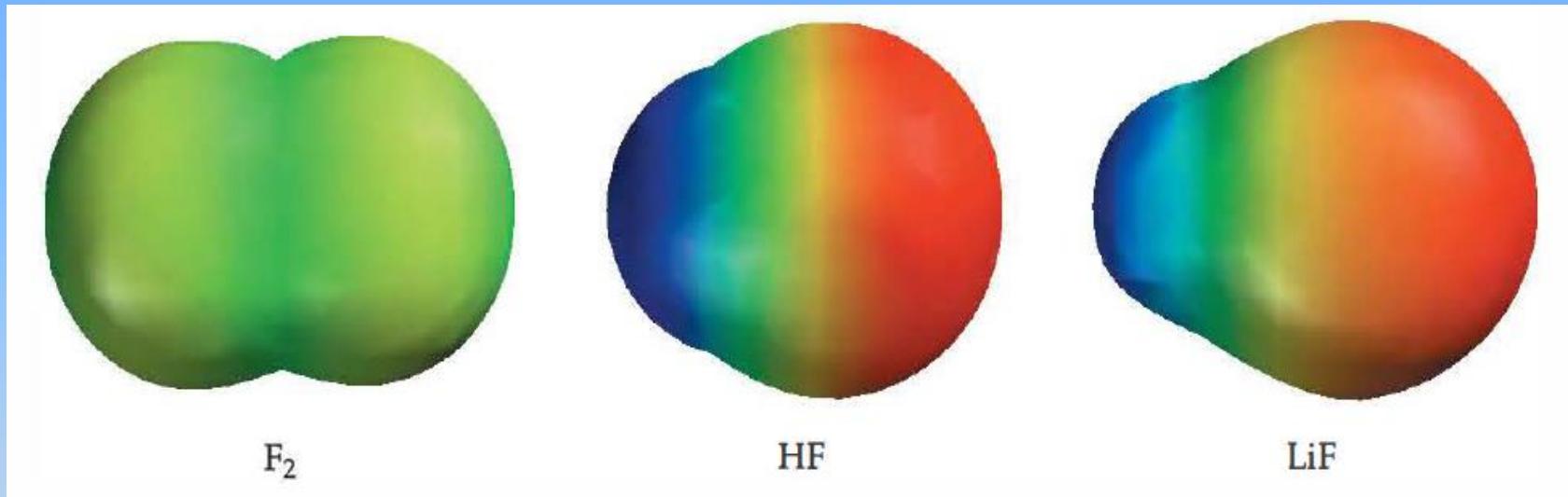
Distribución de densidad electrónica en moléculas simples



Azul: representa la zona de **menor** densidad electrónica

Rojo: representa la zona de **mayor** densidad electrónica

ELECTRONEGATIVIDAD



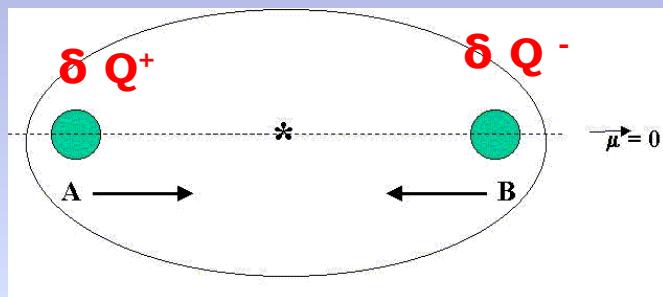
$$4 - 4 = 0$$

$$4 - 2,1 = 1,9$$

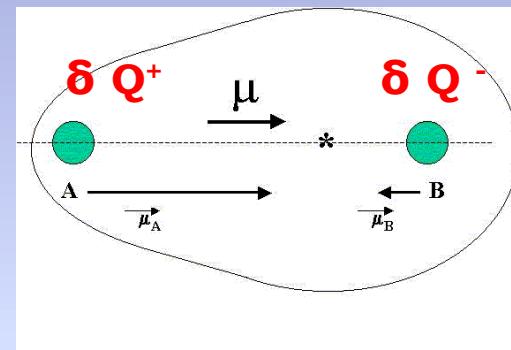
$$4 - 1 = 3$$

POLARIDAD DE UN ENLACE

Momento dipolar



$$\delta Q^+ = \delta Q^-$$

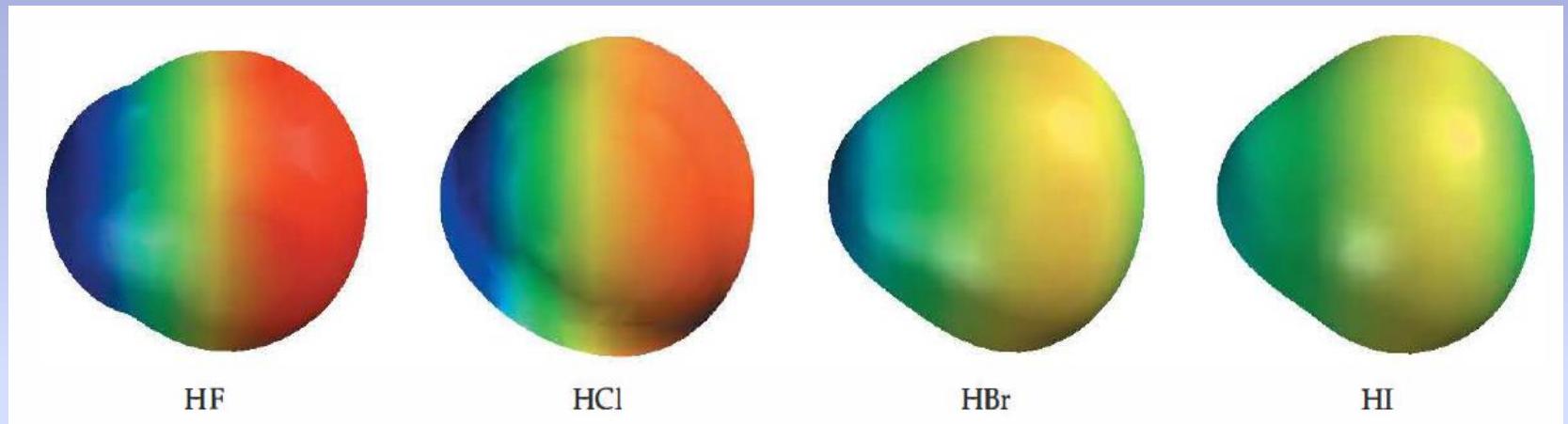


$$\delta Q^+ < \delta Q^-$$

$$\mu = Q \cdot d$$

Magnitud de μ , debyes (D) = $3,34 \times 10^{-30}$ Cm

Distribución de carga en haluros de hidrógeno



Compuesto	Long. de la unión (Aº)	Diferencia de electronegatividad	Momento dipolar (D)
HF	0.92	1.9	1.82
HCl	1.27	0.9	1.08
HBr	1.41	0.7	0.82
HI	1.61	0.4	0.44

Diferencia entre uniones iónicas y covalentes

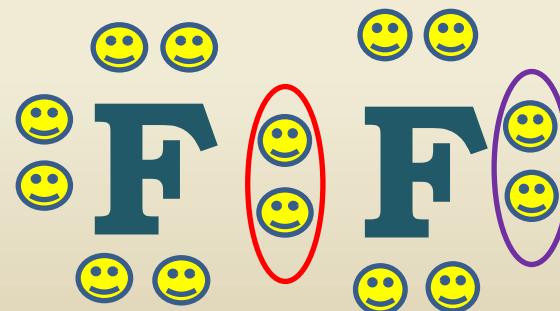


A mayor número de pares electrónicos compartidos,
menor distancia entre átomos en la unión

Regla del octeto

- Dentro del concepto de octeto podemos distinguir

- **Par electrónico de enlace:** aquel en que dos átomos comparten electrones y que por tanto contribuye de modo eficaz al enlace.
- **Par solitario:** aquel que pertenece exclusivamente a un átomo. No contribuye al enlace pero influye mucho en la *estructura molecular*.



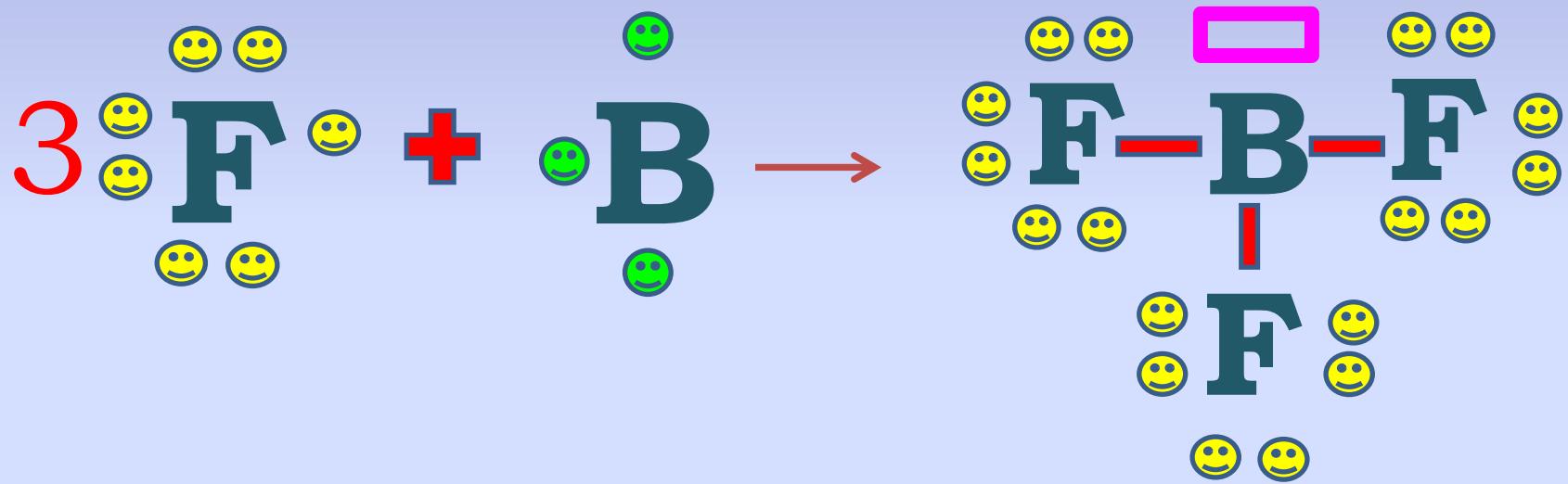
Excepciones a la regla del octeto

La regla del octeto falla en muchos casos y se observan tres tipos de fallas:

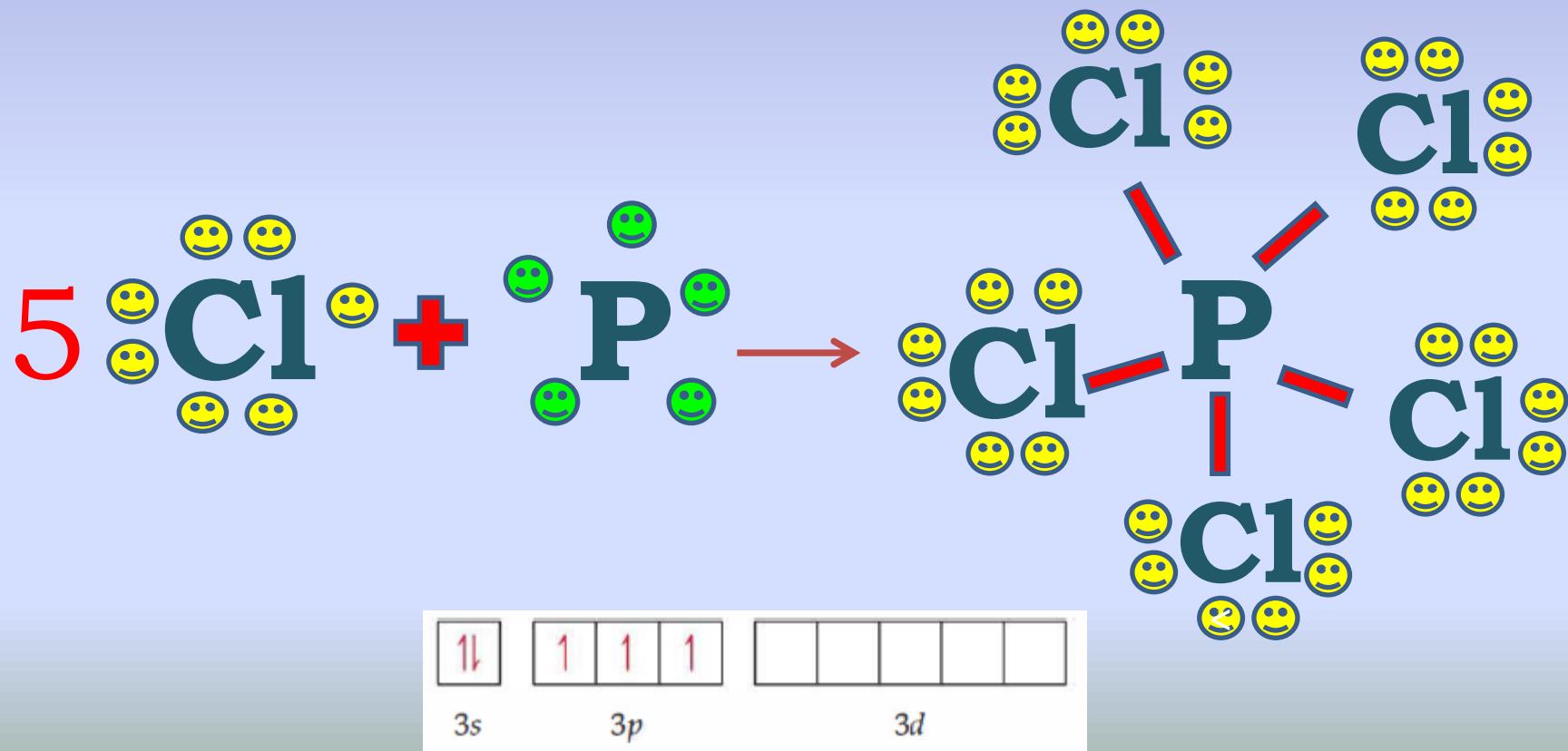
- 1) Las moléculas y los iones poliatómicos que tienen un número impar de electrones de valencia.



2) Las moléculas y los iones poliatómicos en los que un átomo tiene menos de un octeto de electrones de valencia

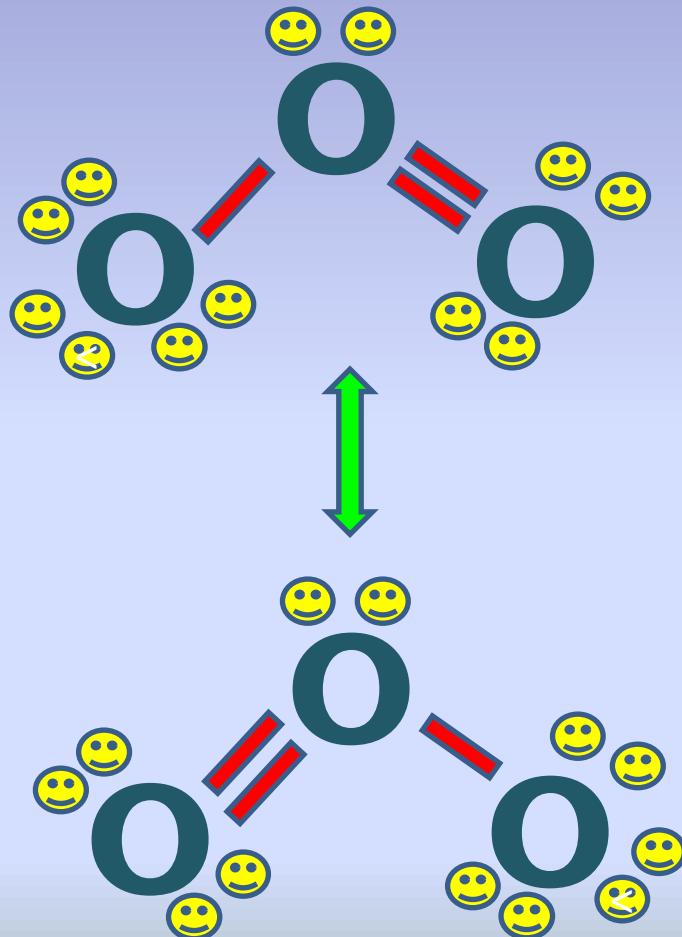
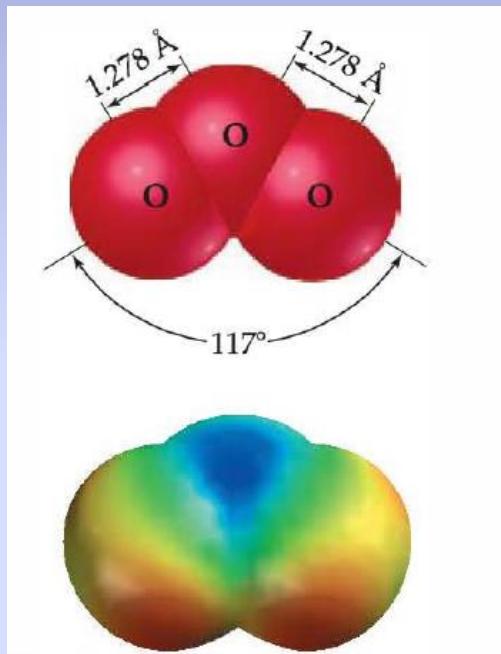


3) Las moléculas y los iones poliatómicos en los que un átomo tiene más de un octeto de electrones de valencia u **octeto expandido** (uso de orbitales d y f)



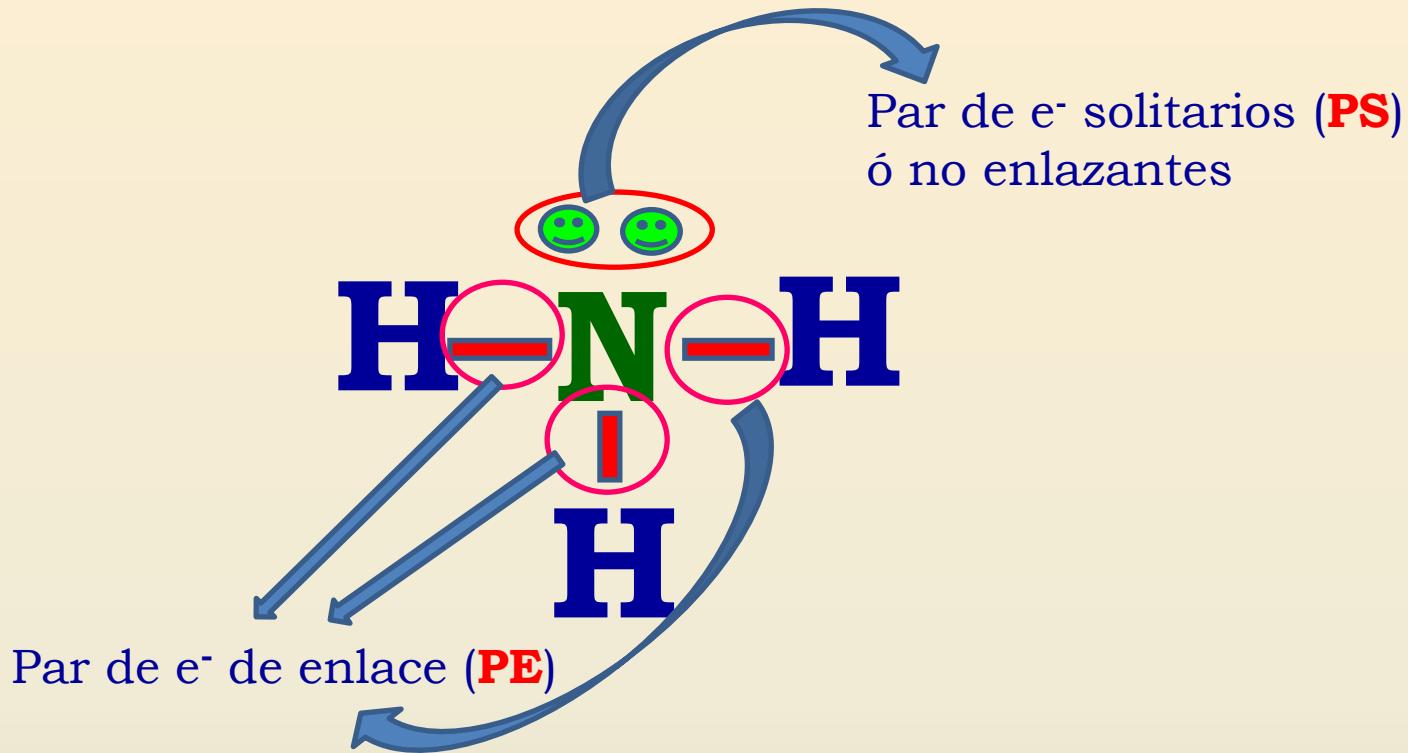
ESTRUCTURAS RESONANTES

Molécula de Ozono



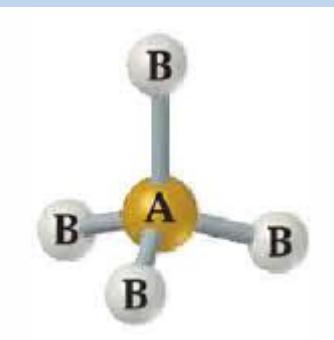
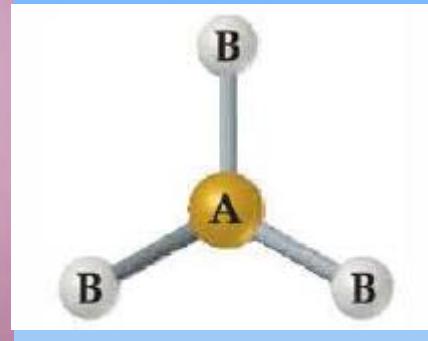
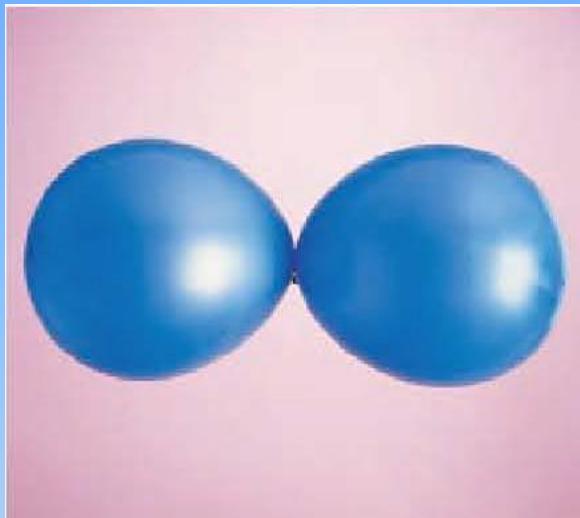
Estructuras que se pueden representar de más de una forma

FORMA DE LAS MOLECULAS



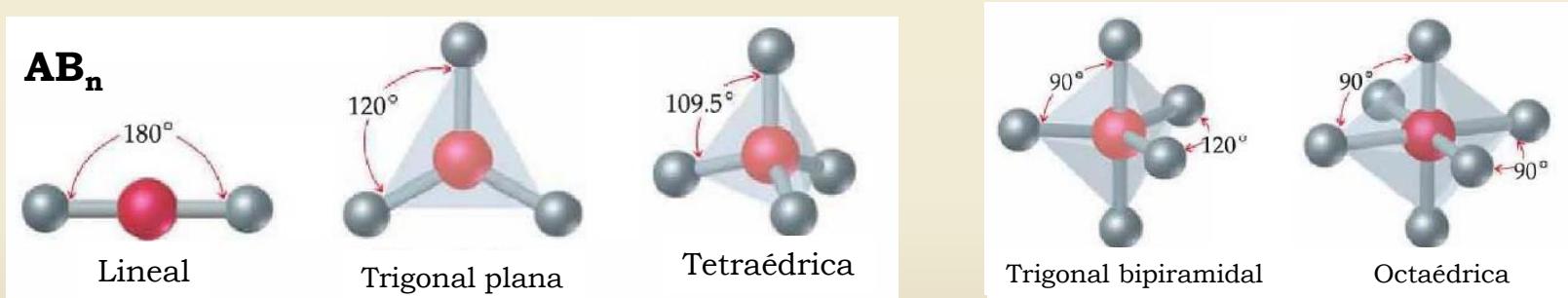
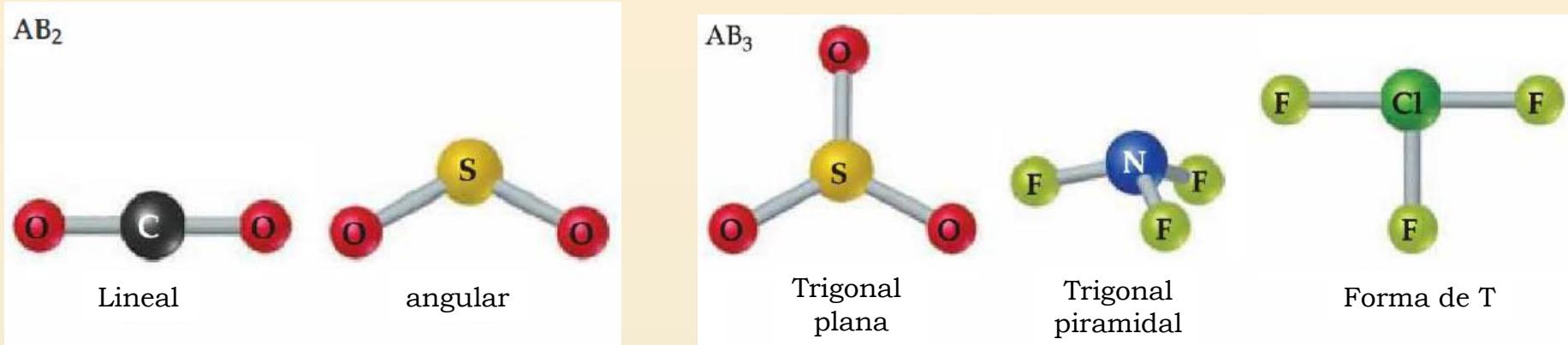
Cada par de electrones de no enlace, de enlace simple o de enlace múltiple produce un “dominio de electrones” (zona de probabilidad donde encontrar electrones) alrededor del átomo central.

Modelo de Repulsión de Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (RPECV)



El mejor ordenamiento de los electrones en una molécula es el que minimiza la repulsión entre ellos

FORMA DE LAS MOLECULAS

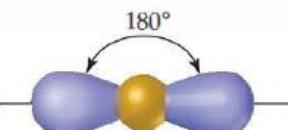
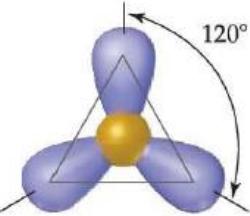
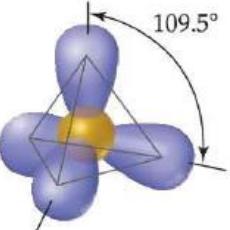
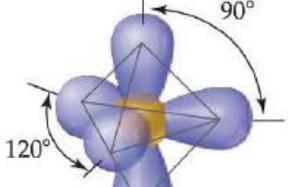
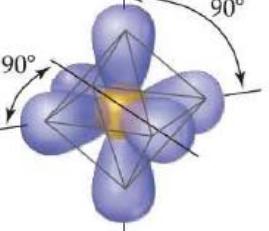


Los ángulos de las uniones entre los átomos y la longitud de los enlace, son los que definen la forma de las moléculas o “**geometría molecular**”

Geometrías electrónicas ideales según el número de pares de electrones

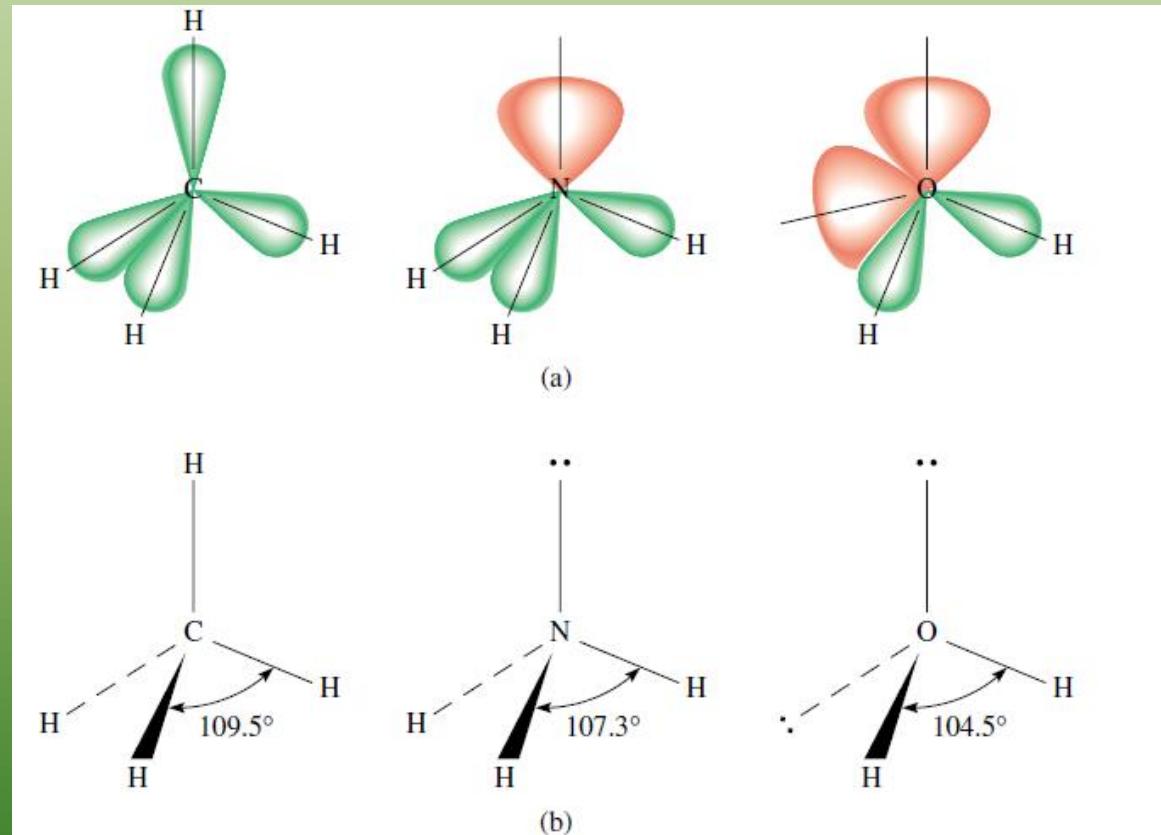
Utilizando el modelo

RPECV

Número de dominios	Ordenamiento de dominios	Geometría electrónica	Ángulos predichos
2		Lineal	180°
3		Trigonal plana	120°
4		Tetraédrica	109.5°
5		Trigonal bipiramidal	120° 90°
6		Octaédrica	90°

Las repulsión varía en el sentido:

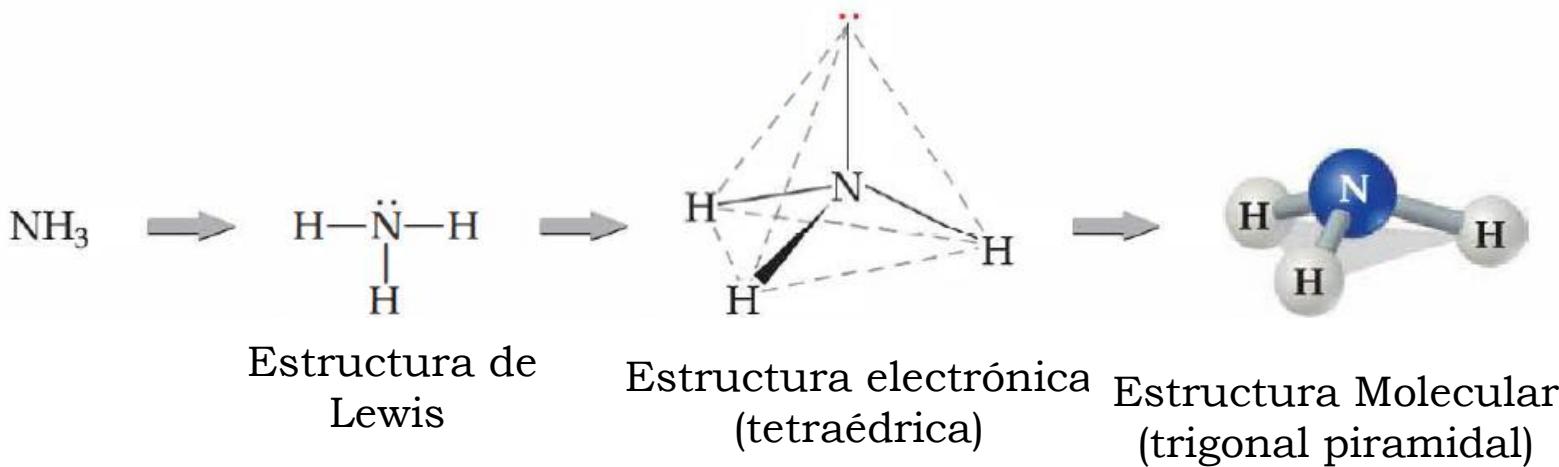
$$\mathbf{PS-PS > PS-PE > PE-PE}$$



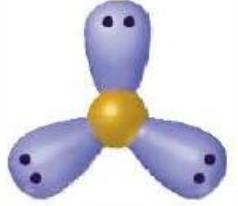
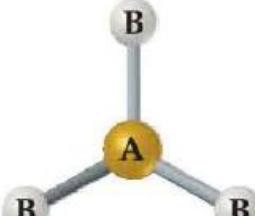
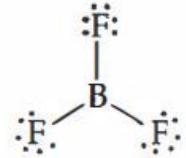
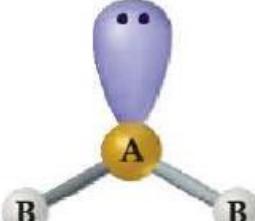
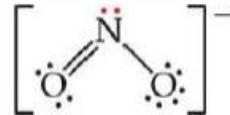
Cuando hay pares de electrones solitarios, los ángulos son menores que los correspondientes a las geometrías ideales.

Uso del modelo RPECV para predecir geometría electrónica y molecular

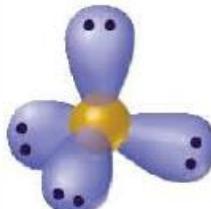
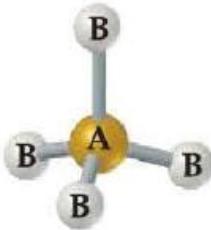
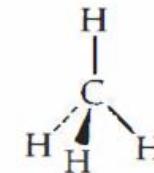
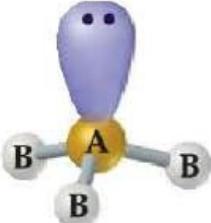
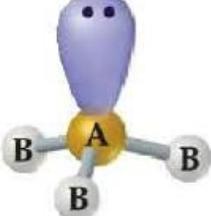
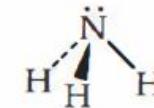
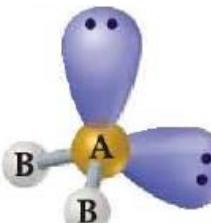
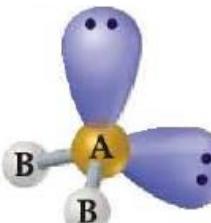
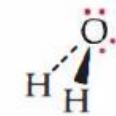
- 1- Dibujar la estructura de Lewis de la molécula o ión y contar el número de pares electrónicos alrededor del átomo central. Los **pares de e⁻** no enlazantes, enlaces simples, dobles o triples se cuentan como un par electrónico.
- 2- Determinar la geometría electrónica ordenando los pares cercanos al átomo central tal que la repulsión resulte mínima entre ellos. Basarse en la **tabla de geometrías electrónicas ideales** según el número de pares electrónicos.
- 3- Use el ordenamiento de los **átomos unidos al átomo central** para definir la geometría molecular.



Geometría electrónica y molecular

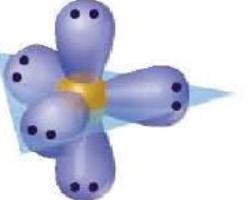
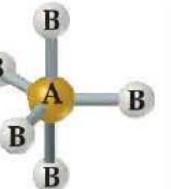
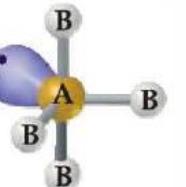
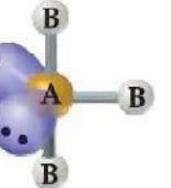
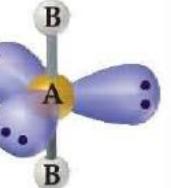
Número de Pares de e ⁻	Geometría electrónica	Pares de e ⁻ enlazantes	Pares de e ⁻ no enlazantes	Geometría Molecular	Ejemplo
2		2	0		$\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$
3		3	0		
		2	1		

Geometría electrónica y molecular

Número de Pares de e ⁻	Geometría electrónica	Pares de e ⁻ enlazantes	Pares de e ⁻ no enlazantes	Geometría Molecular	Ejemplo
4		4	0		
	Tetraédrica			Tetraédrica	
3		3	1		
	Trigonal piramidal				
2		2	2		
	Angular				

Geometría electrónica y molecular

Moléculas con octeto extendido

Número de Pares de e ⁻	Geometría electrónica	Pares de e ⁻ enlazantes	Pares de e ⁻ no enlazantes	Geometría Molecular	Ejemplo
5		5	0		PCl ₅
	Bipirámide trigonal				
4		1			SF ₄
3		2			ClF ₃
2		3			XeF ₂

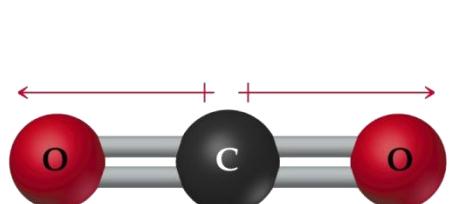
Geometría electrónica y molecular

Moléculas con octeto extendido

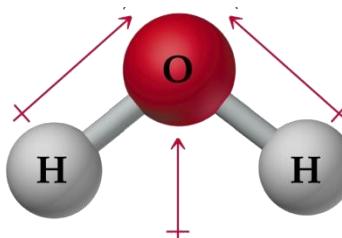
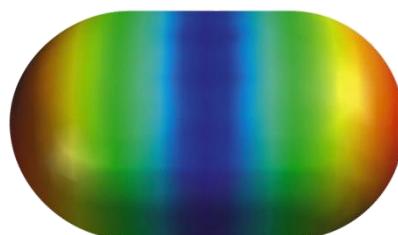
Número de Pares de e ⁻	Geometría electrónica	Pares de e ⁻ enlazantes	Pares de e ⁻ no enlazantes	Geometría Molecular	Ejemplo
6		6	0		SF ₆
	Octaédrica			Octaédrica	
					BrF ₅
		5	1		
					XeF ₄
				Plano cuadrada	

Estimación de la polaridad de una molécula

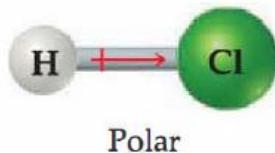
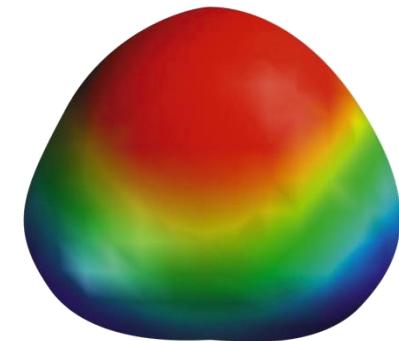
Uso de electronegatividad y MRECV



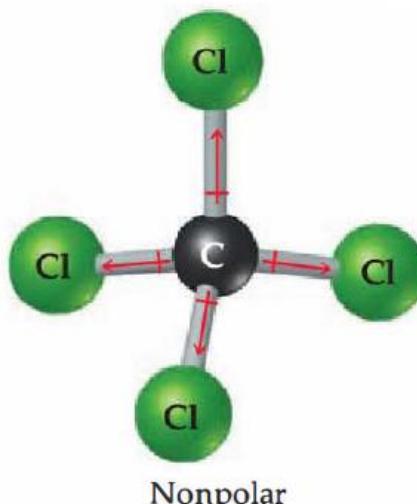
Momento dipolar = 0



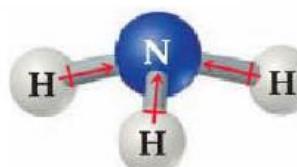
Momento dipolar
resultante ≠ 0



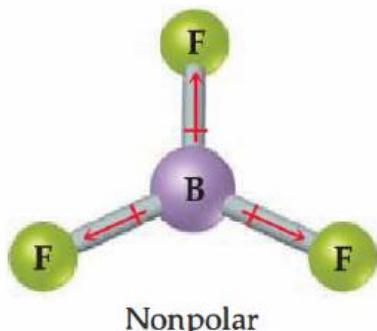
Polar



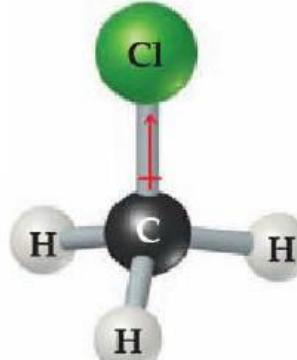
Nonpolar



Polar



Nonpolar



Polar