

# ENLACE COVALENTE

Comisiones 3 y 4  
Prof. Verónica Daier  
QGI 2026

1

Un enlace químico que se forma compartiendo electrones se llama  
Enlace Covalente

La gran mayoría de las sustancias no poseen propiedades de compuestos iónicos.

Gases, líquidos o sólidos de bajo PF (agua,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ , etc.)

Muchas se vaporizan fácilmente (naftas, solventes para pinturas)

Otras muchas son flexibles en su forma sólida (bolsas plásticas, ceras, parafina)

⇒ Modelo distinto del iónico

Lewis razonó que un átomo podía adquirir la configuración electrónica de gas noble (muy estable) compartiendo electrones con otros átomos.

2

# Enlace Covalente

Si dos átomos del mismo elemento se unen, ninguno de ellos tendrá mayor tendencia que el otro a quedarse con los electrones para adquirir la configuración electrónica que el gas noble más próximo en la tabla.

En este caso uno o más electrones de valencia se comparten.

Cada par de electrones compartidos constituye un enlace covalente.

3

Gases nobles

\* Muy estables químicamente  
(no reaccionan)

\* Especies monoatómicas

⇒ Configuración electrónica  
de gas noble: MUY ESTABLE

	e <sup>-</sup> valencia
He	2
Ne	8
Ar	8
Kr	8
Xe	8
Rn	8

8 electrones de valencia: un octeto (salvo el He: 2)

Para llegar al octeto los átomos pueden:

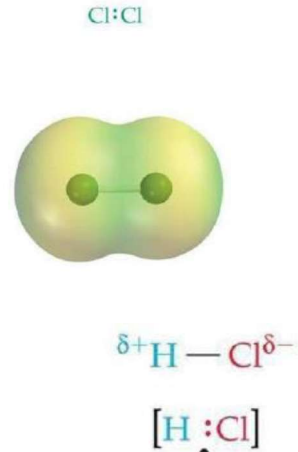
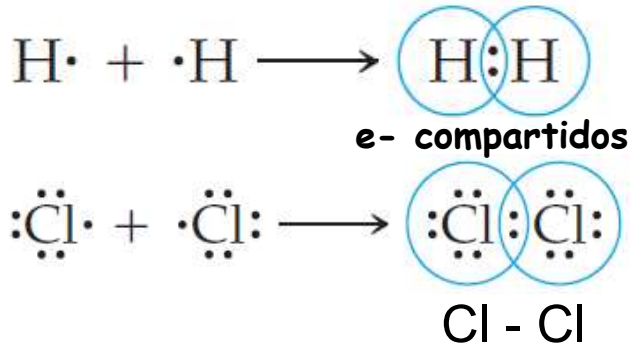
- \* Ganar o perder electrones (enlace iónico)
- \* Compartir electrones (enlace covalente)

4

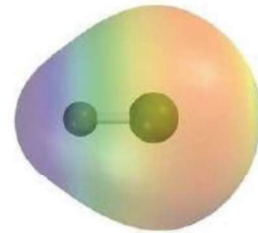
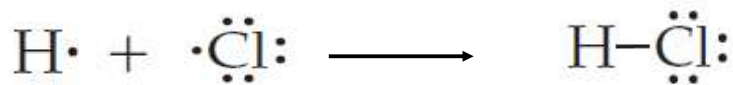
## Enlace covalente.

Compartición de electrones de valencia entre átomos.

Covalente puro, no polar o apolar: no hay transferencia de electrones



Covalente polar: distribución desigual de los e-

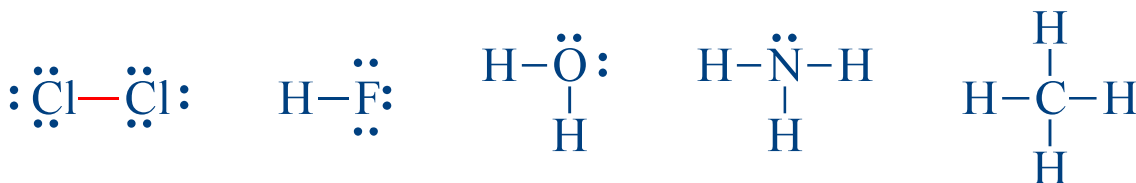


## Estructuras de Lewis

- Los enlaces covalentes pueden representarse a partir de los símbolos de Lewis de los elementos participantes:



- Cada par de electrones de enlace se puede reemplazar por una línea:



Elemento	Configuración electrónica	Símbolo de Lewis	Elemento	Configuración electrónica	Símbolo de Lewis
Li	[He]2s <sup>1</sup>	Li·	Na	[Ne]3s <sup>1</sup>	Na·
Be	[He]2s <sup>2</sup>	·Be·	Mg	[Ne]3s <sup>2</sup>	·Mg·
B	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	·B·	Al	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	·Al·
C	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	·C·	Si	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	·Si·
N	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	·N·	P	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	·P·
O	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	:O:	S	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	:S:
F	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	·F:	Cl	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	·Cl:
Ne	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	:Ne:	Ar	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	:Ar:

7

## Pasos para dibujar una estructura de Lewis de una molécula o de un ión

1) Sumar los electrones de valencia de todos los átomos. Para un anión, sume un electrón al total de cada carga negativa. Para un cation, reste un electrón del total por cada carga positiva

2) Escribir los símbolos de los átomos, indicando cuáles están unidos entre sí mediante un enlace simple (–representa un par de electrones). Siempre el átomo **menos electronegativo se encuentra en el centro**.

**Recordar que en oxoácidos los H se encuentran unidos al O.**

3) Completar los octetos (o duetos en H) de los átomos unidos al átomo central.

4) Colocar los electrones que sobren sobre el átomo central. (Átomo central: único, o el menos electronegativo)

5) Si no hay suficientes electrones para que el átomo central tenga un octeto, probar con enlaces múltiples.

8

## Estructuras de Lewis

• Ejemplo:



1) N° total de electrones de valencia

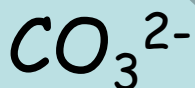
$$4 \text{ (del C)} + 2 \times 6 \text{ (de los 2 O)} = 16$$

2) O - C - O

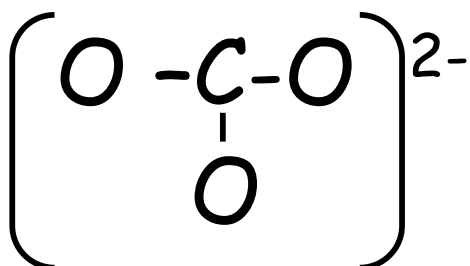
3)  $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{-C-}\ddot{\text{O}}\text{:}$

4)  $\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$

9

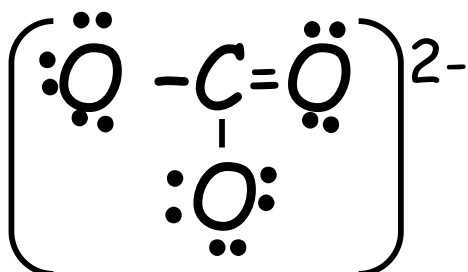
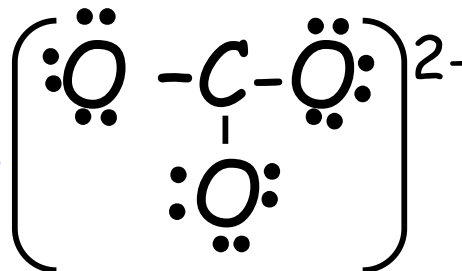


cantidad de electrones:  $4 + 6 \cdot 3 + 2 = 24 \text{ e}^-$



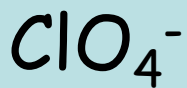
1- se unen átomos entre sí mediante un enlace simple

2- Completar los octetos de los átomos unidos al átomo central. (no completa el octeto)

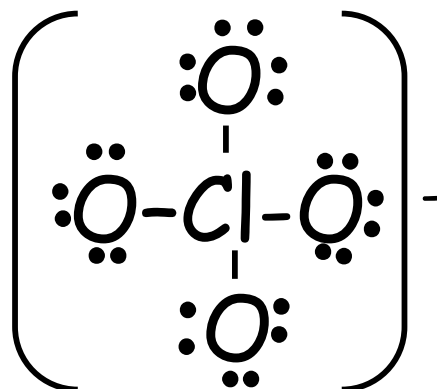
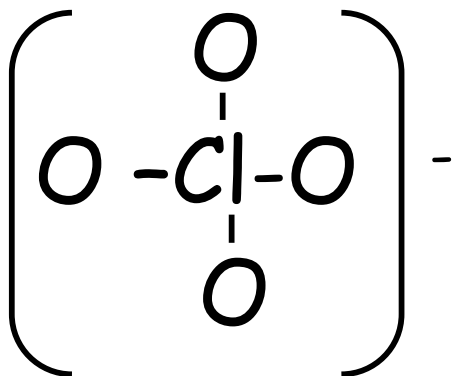


3- se proponen enlaces múltiples.

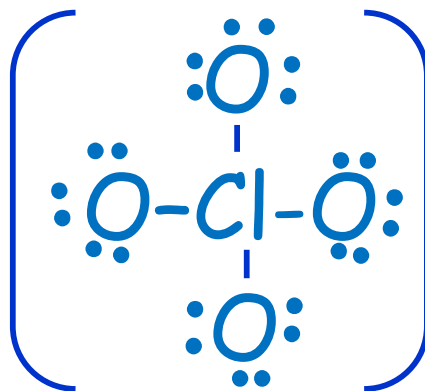
10



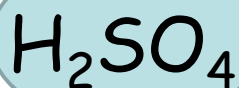
cantidad de electrones:  $7 + 6 \cdot 4 + 1 = 32e^-$



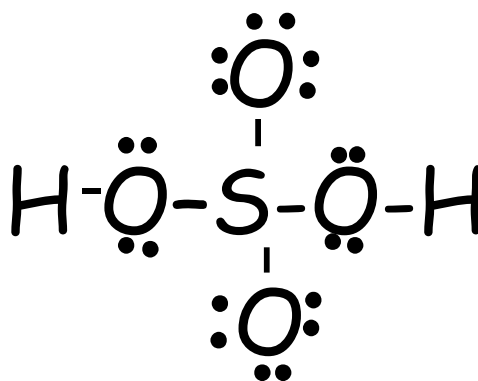
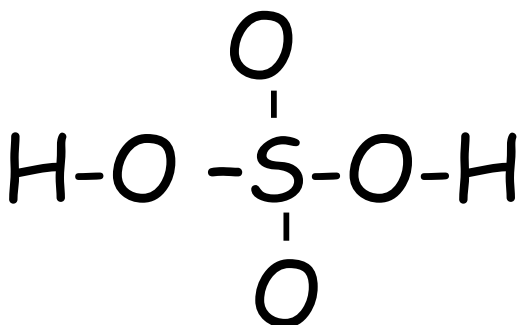
$(\text{Na})^+$



11



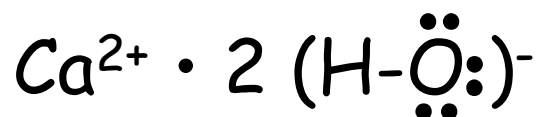
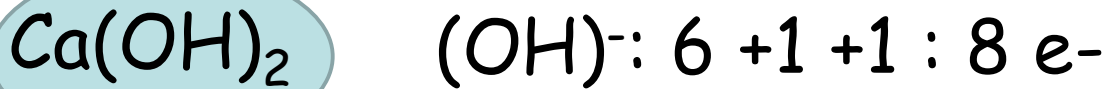
cantidad de electrones:  $6 + 6 \cdot 4 + 2 = 32e^-$



**Recordar:**

En oxoácidos los H se encuentran unidos a los O (NO al átomo central).

12

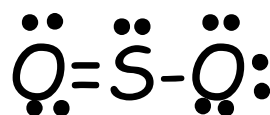
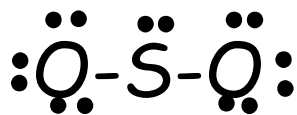
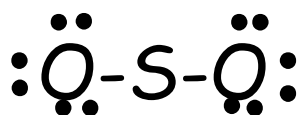


El catión  $\text{Ca}^{2+}$  se une con enlace iónico al anión  $\text{OH}^-$



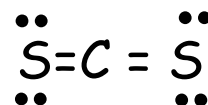
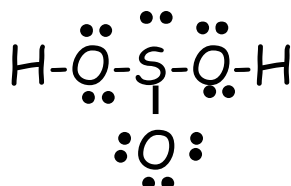
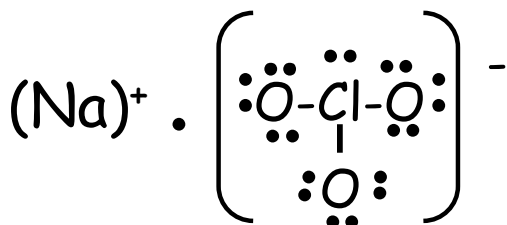
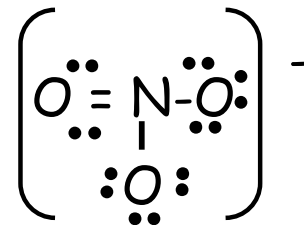
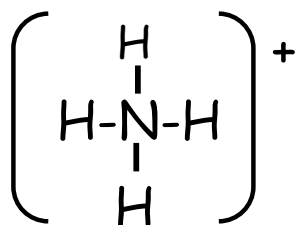
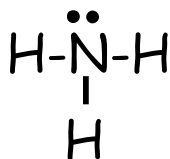
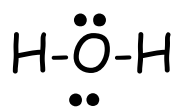
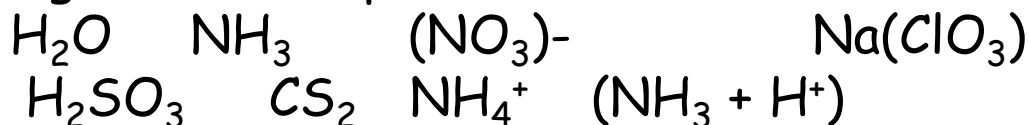
cantidad de electrones:  $6 + 6 \cdot 2 = 18e^-$

Después de completar los octetos de los átomos unidos al átomo central, sobran 2  $e^-$  que ubico en el átomo central. El S no completa el octeto. Propongo enlaces múltiples



13

Tarea: Realizar las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos o iones



14

## Enlaces múltiples



Pueden existir 1, 2 ó 3 pares de enlace:

- enlace simple o de orden 1
- enlace doble o de orden 2
- enlace triple o de orden 3

15

## Energía y longitud de enlaces simples y múltiples

Enlace	Longitud del enlace (Å)	Enlace	Longitud del enlace (Å)
C—C	1.54	N—N	1.47
C=C	1.34	N=N	1.24
C≡C	1.20	N≡N	1.10
C—N	1.43	N—O	1.36
C=N	1.38	N=O	1.22
C≡N	1.16	O—O	1.48
C—O	1.43	O=O	1.21
C=O	1.23		
C≡O	1.13		

C—C	C=C	C≡C
1.54 Å	1.34 Å	1.20 Å
348 kJ/mol	614 kJ/mol	839 kJ/mol

16

TABLA 8.4 • Entalpías de enlace promedio (kJ/mol)

Enlaces sencillos				Pag 34 de Tabla de constantes			
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						
Enlaces múltiples							
C=C	614	N=N	418	O <sub>2</sub>	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						

17

## Excepciones a la regla del octeto:

menos de un octeto

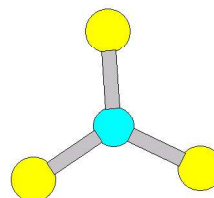
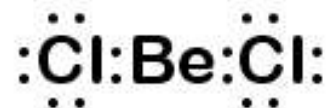
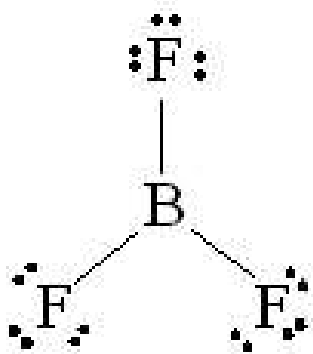
Octeto expandido

Átomos con n° impar de e-

Menos de un octeto

H, Be, B, Al

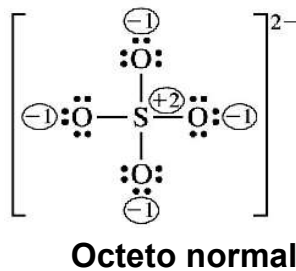
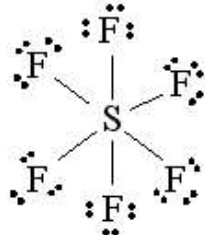
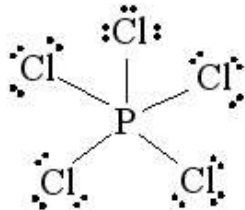
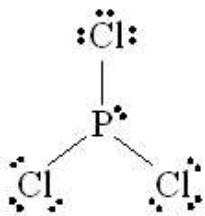
2 4 6 6



18

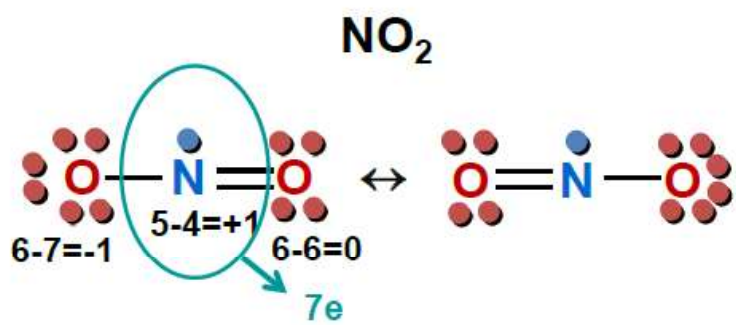
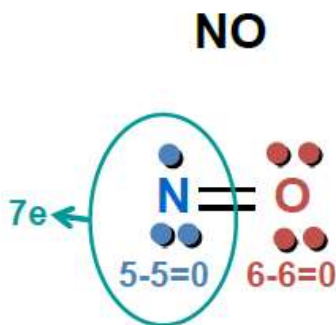
## Excepciones a la regla del octeto: octeto expandido

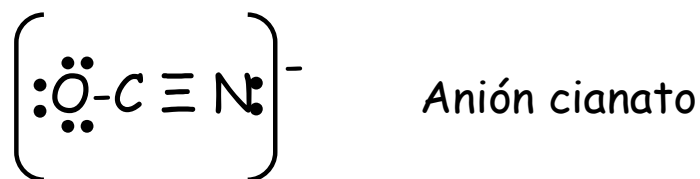
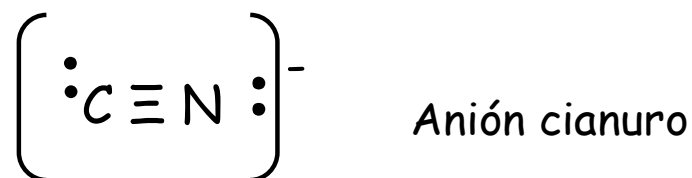
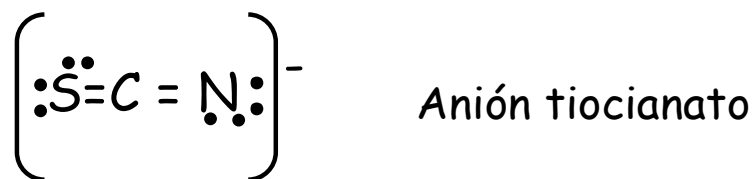
Suele observarse cuando el **átomo central es voluminoso**, posee **orbitales d vacíos en la capa de valencia** y los **átomos terminales son pequeños y electronegativos**



## Excepciones a la regla del octeto: especies con N° impar de electrones

NO, NO<sub>2</sub>, ClO<sub>2</sub>, radical OH

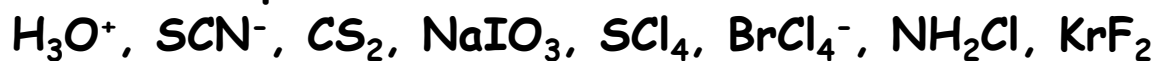




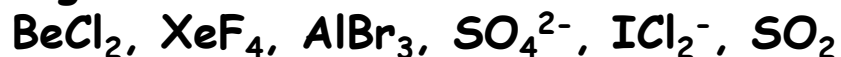
21

### Ejercitación adicional enlace covalente

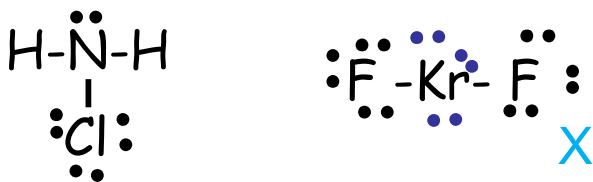
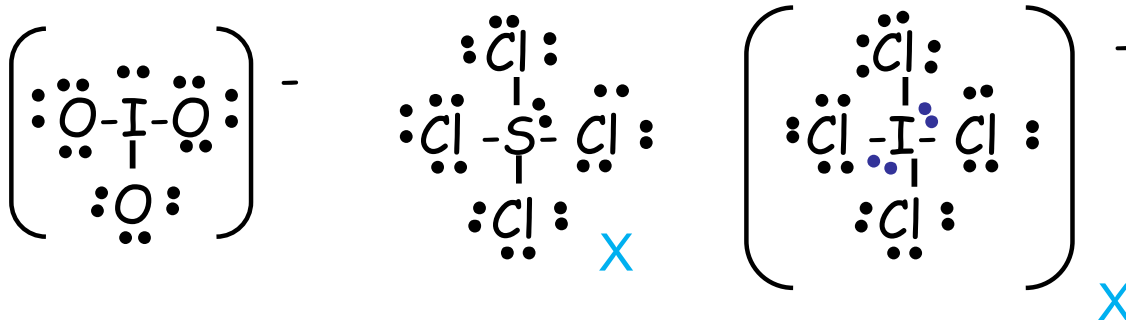
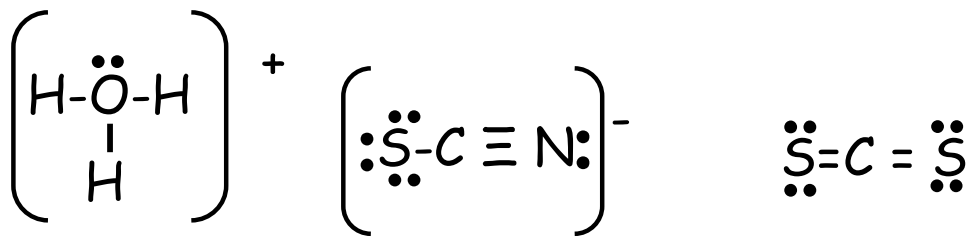
1- Realice las estructuras de Lewis de los siguientes iones o compuestos



2- Dibujar estructuras de Lewis para las siguientes moléculas e iones. Identifique los que no cumplen la regla del octeto

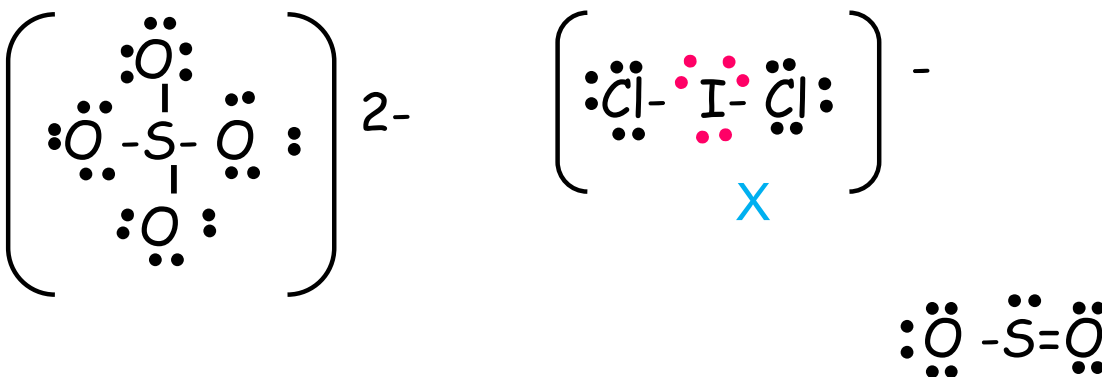
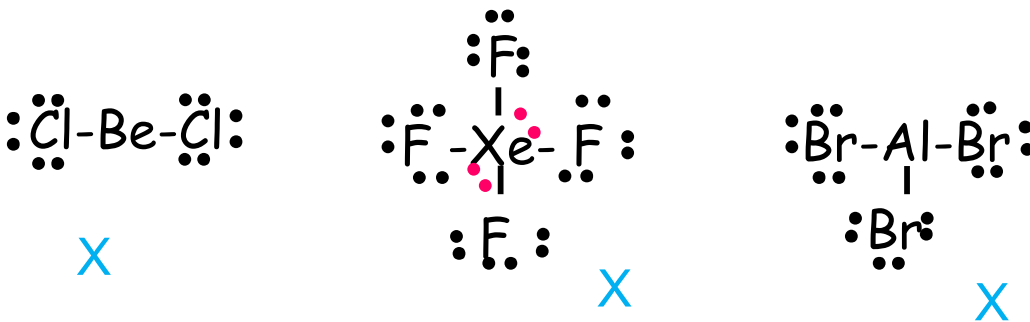


22



### Ejercicio 1

Las estructuras señaladas con una cruz no cumplen la regla del octeto<sup>23</sup>



### Ejercicio 2

Las estructuras señaladas con una cruz no cumplen la regla del octeto<sup>24</sup>

## Carga formal

A veces es posible dibujar más de una estructura de Lewis no equivalente pero en las que todos los átomos cumplen con la regla del octeto.

¿Alguna estructura es químicamente más razonable? Usamos la "carga formal"

*La carga formal es la carga que tendría cada átomo si todos los átomos tuvieran la misma electronegatividad.*

La suma de todas las cargas formales debe ser igual a la carga del compuesto

Estructuras de Lewis más aceptables:

- \* son las que presentan las cargas formales más pequeñas, y
- \* las cargas formales negativas residirán en los átomos más electronegativos.

## Carga formal

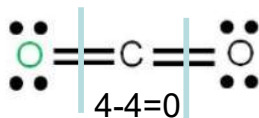
Cómo se asignan los electrones de valencia

$e^-$  no compartidos: se asignan al átomo que los tiene

$e^-$  compartidos: se dividen entre los átomos que los comparten

$$\begin{aligned} \text{Carga formal} &= \text{Valencia} - (\text{libres} + \frac{1}{2} \text{ compartidos}) \\ &= \text{electrones de valencia} - \text{electrones asignados} \end{aligned}$$

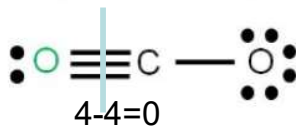
$6-6=0$



$6-6=0$

Átomo	N° e- valencia	N° e- no enlazados	N° enlaces	Carga formal
O	6	4	2	0
C	4	0	4	0
O	6	4	2	0

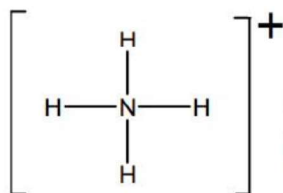
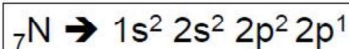
$6-5=1$



$6-7=-1$

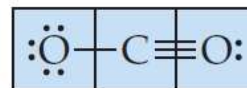
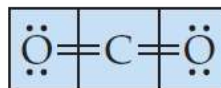
Átomo	N° e- valencia	N° e- no enlazados	N° enlaces	Carga formal
O	6	2	3	+1
C	4	0	4	0
O	6	6	1	-1

### Catión amonio



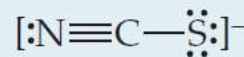
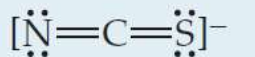
Carga formal sobre el N: +1  
Carga formal sobre el H: 0

27



Electrones de valencia::	6	4	6	6	4	6
-(Electrones asignados al átomo):	6	4	6	7	4	5
Carga formal:	0	0	0	-1	0	+1

Tres posibles estructuras de Lewis para el ion tiocianato,  $\text{NCS}^-$ , son:



$5-7=-2 \quad 4-4=0 \quad 6-5=1$

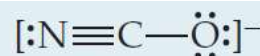
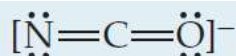
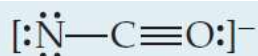
$5-6=-1 \quad 4-4=0 \quad 6-6=0$

$5-5=0 \quad 4-4=0 \quad 6-7=-1$

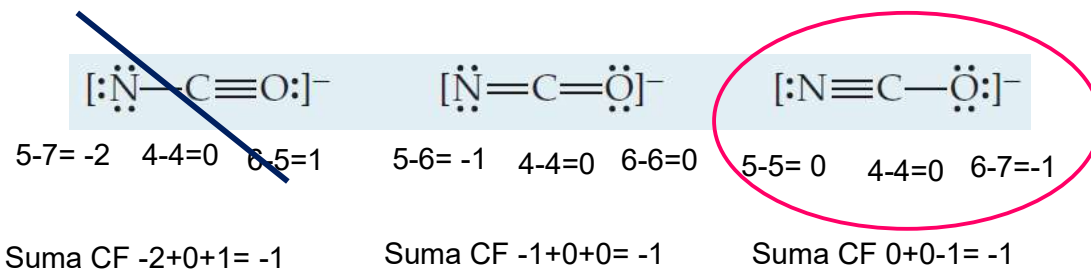
$\text{Suma CF } -2+0+1= -1$

$\text{Suma CF } -1+0+0= -1$

$\text{Suma CF } 0+0-1= -1$



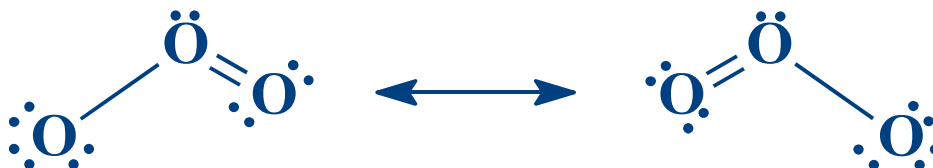
28



29

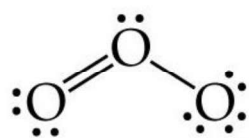
## Estructuras de resonancia

- Algunas moléculas tienen estructuras que no son adecuadamente descritas por una sola estructura de Lewis.
- Típicamente, son estructuras donde los enlaces múltiples pueden ubicarse en forma equivalente entre distintos pares de átomos.

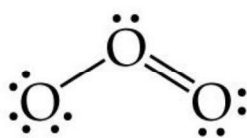


30

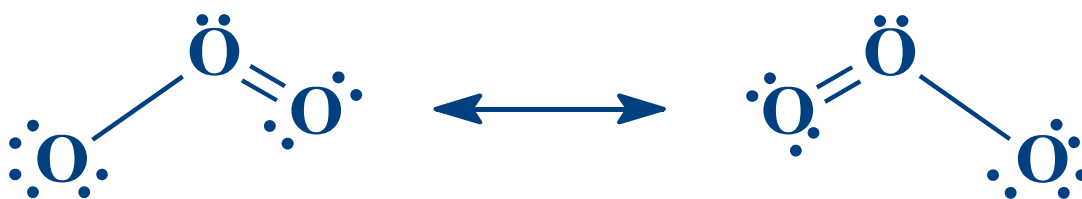
Resonance structure



Resonance structure

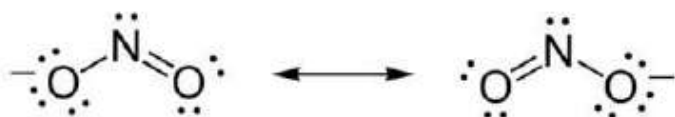
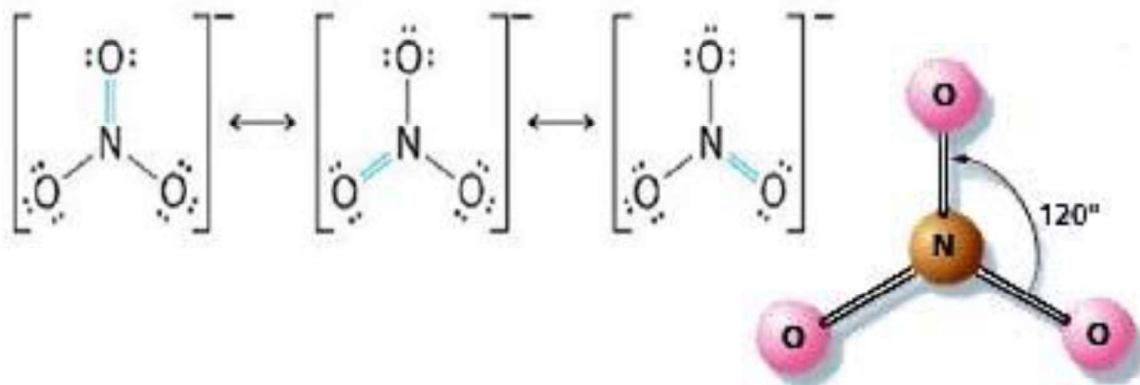


Ozone molecule

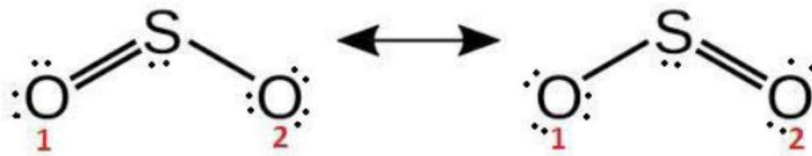


31

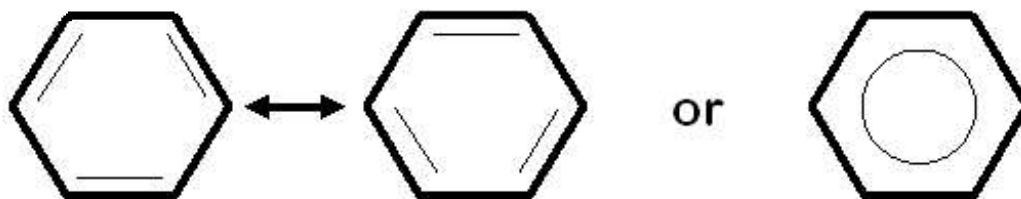
## Ión nitrato- Ión nitrito



32



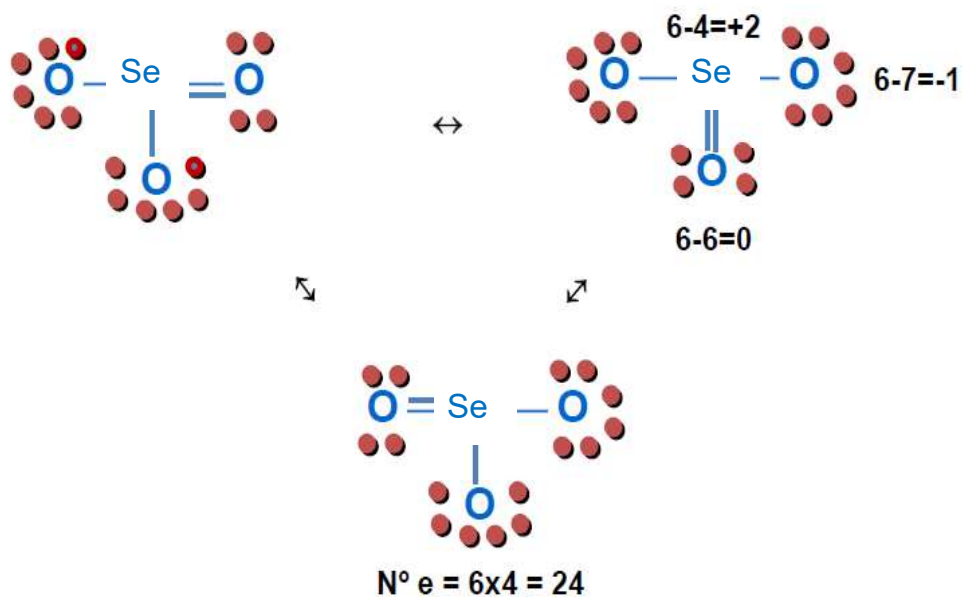
## Benceno

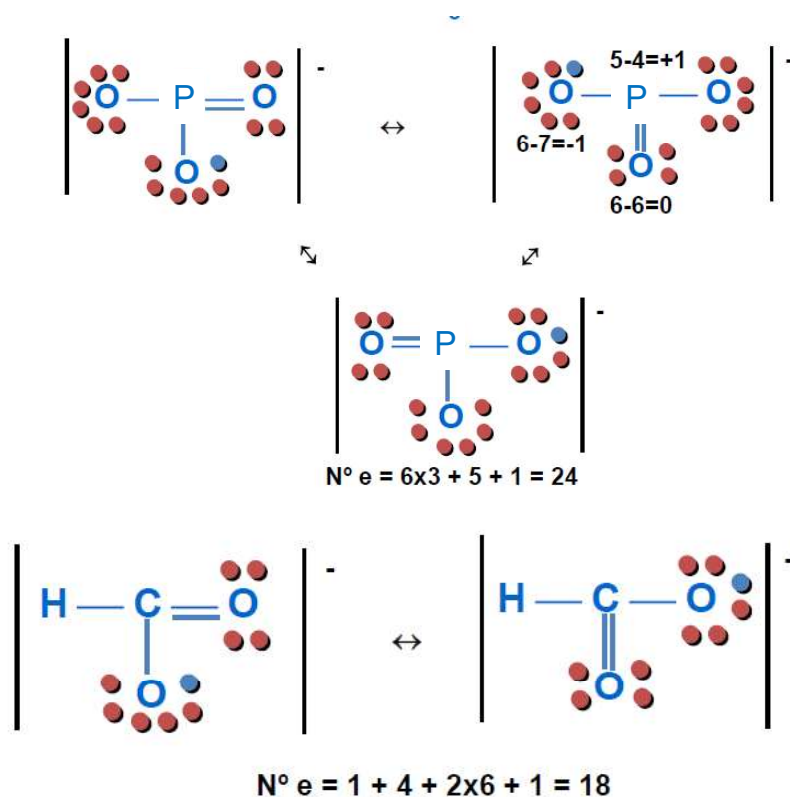


33

Realizar las posibles estructuras resonantes para las siguientes moléculas e iones:

$\text{SeO}_3$ ,  $\text{PO}_3^-$ ;  $\text{HCO}_2^-$





## Geometría molecular y teorías de enlace

El modelo de TRPEV (Repulsión de los Pares de electrones de la capa de Valencia) es una simple extensión de la teoría de Lewis y sirve para predecir la forma geométrica que adopta una molécula poliatómica.

Constituye un modelo muy simple para explicar la geometría molecular y se basa fundamentalmente en el análisis de la disposición de los pares de electrones en la capa de valencia del átomo central.

A las regiones ocupadas por electrones se les denomina *dominio de electrones*. En general, cada par no enlazante, enlace sencillo o múltiple constituye un dominio de electrones alrededor del átomo central.

Los Postulados de esta teoría plantean que:  
Los pares de electrones de la capa de valencia adoptan una disposición que hace *máxima la distancia que los separa (minimizando repulsiones)*.

Los dominios de los pares *NO* enlazantes ocupan *más espacio que los de los enlazantes*.

Los dominios de los pares de electrones que enlazan a los átomos **MÁS ELECTRONEGATIVOS** ocupan *menor volumen*.

Los electrones de los enlaces **MÚLTIPLES** localizados se consideran como **UN** solo dominio electrónico, siendo el volumen: triple > doble > simple

37

La geometría de una molécula del tipo  $AB_n$  depende de  $n$ .

Para determinarla se aplican las siguientes reglas:

a) Los pares de electrones (compartidos y no compartidos) tienden a situarse en aquellas posiciones que minimicen las repulsiones entre ellos. Las geometrías ideales para 2, 3, 4, 5 y 6 grupos o dominios electrónicos son:



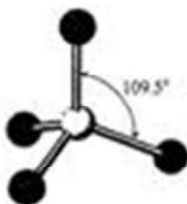
2

Lineal



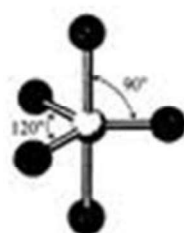
3

Plana trigonal



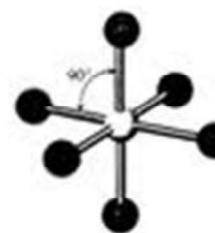
4

Tetraédrica



5

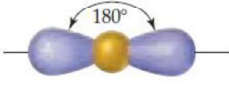
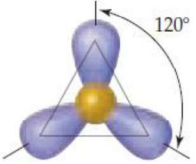
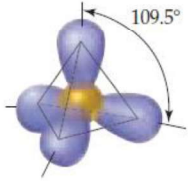
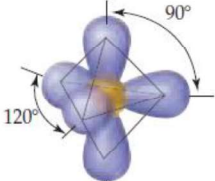
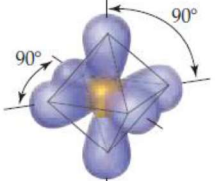
Bipiramidal trigonal



6

Octaédrica

38

Número de dominios de electrones	Arreglo de dominios de electrones	Geometría de dominios de electrones	Ángulos de enlace predichos
2		Lineal	180°
3		Trigonal plana	120°
4		Tetraédrica	109,5°
5		Bipiramidal trigonal	120° 90°
6		Octaédrica	90°

## Geometría de dominios electrónicos

2: Lineal

3: Plana trigonal

4: Tetraédrica

5: Bipiramidal trigonal

6: Octaédrica

39

b) Las repulsiones decrecen en importancia en el orden: PNC-PNC > PNC-PE > PE-PE

siendo PNC = Par no compartido y PE = par de enlace.

c) Los dobles enlaces ocupan más espacio que los enlaces simples.

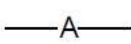
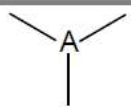
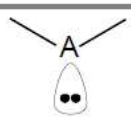
Para aplicar las reglas del modelo de la RPENV hay que determinar el número de electrones de la capa de valencia del átomo central  $\Rightarrow$  hacer estructura de Lewis

Si  $N^\circ$  pares no enlazantes = 0  $\Rightarrow$  Geometría de dominios electrónicos = Forma molecular

40

## Pag 35 de Tabla de constantes

### 19. TABLA DE GEOMETRÍA ELECTRÓNICA Y MOLECULAR, E HIBRIDACIÓN

Domínios electrónicos	Domínios enlazantes	Domínios no enlazantes	Geometría electrónica	Geometría molecular	Hibridación	Figura representativa
2	2	0	Lineal	Lineal	sp	
3	3	0	Plana trigonal	Plana trigonal	sp <sup>2</sup>	
3	2	1	Plana trigonal	Angular	sp <sup>2</sup>	

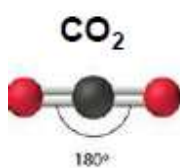
41

La **geometría electrónica** depende de la estructura de los electrones del átomo central de una molécula,

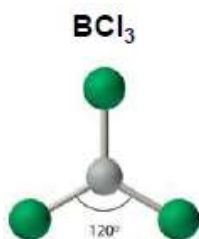
mientras que la **geometría molecular (o forma)** depende de si otros átomos están unidos al átomo central o si hay pares de electrones libres

Cada geometría electrónica está asociada con una o más posibles formas moleculares

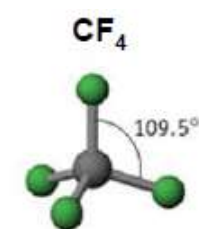
### Geometrías electrónicas



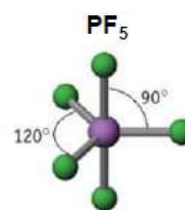
Lineal



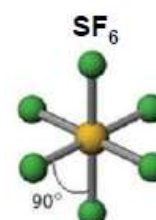
Trigonal plana



Tetraédrica

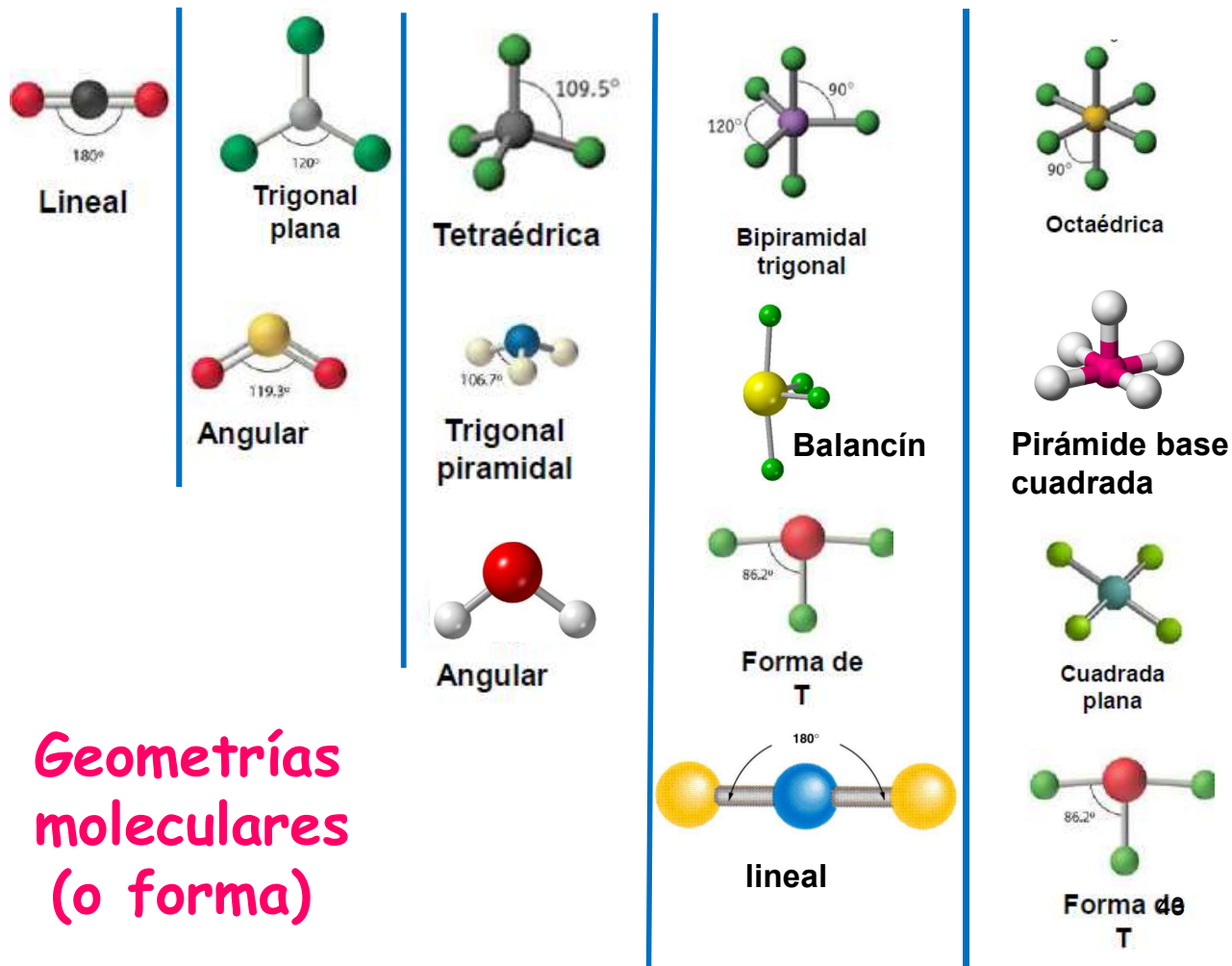


Bipiramidal trigonal



Octaédrica

42



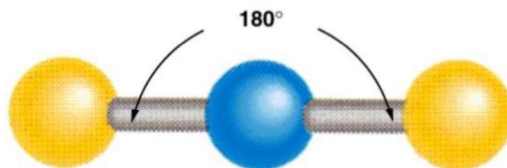
## Geometrías moleculares (o forma)

## Formas moleculares: el modelo RPENV

Nº total pares e <sup>-</sup>	pares enlazantes	pares no enlazantes	fórmula gral
2	2	0	AB <sub>2</sub>

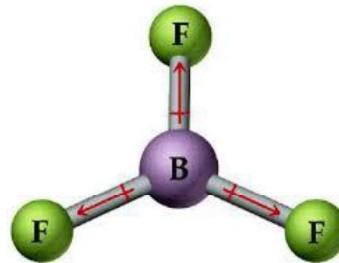
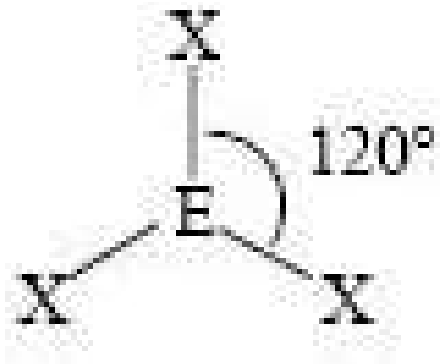


Ej.: BeCl<sub>2</sub>



Geometría de pares electrónicos: lineal  
Forma molecular: lineal

Nº total pares e <sup>-</sup>	pares enlazantes	pares no enlazantes	fórmula gral
3	3	0	AB <sub>3</sub>

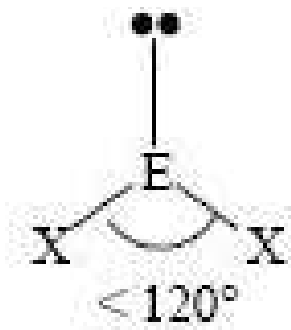


Ej.: BF<sub>3</sub>

**Geometría electrónica y**  
**Forma molecular: plana trigonal**

45

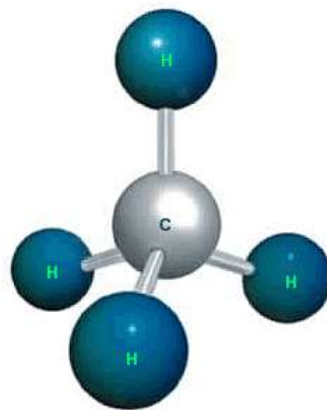
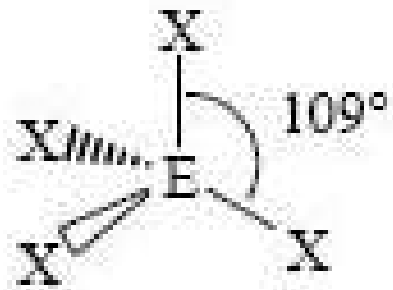
Nº total pares e <sup>-</sup>	pares enlazantes	pares no enlazantes	fórmula gral
3	2	1	AB <sub>2</sub>



**Geometría electrónica: plana trigonal**  
**Forma molecular: angular**

46

Nº total pares e <sup>-</sup>	pares enlazantes	pares no enlazantes	fórmula gral
<b>4</b>	<b>4</b>	<b>0</b>	<b>AB<sub>4</sub></b>

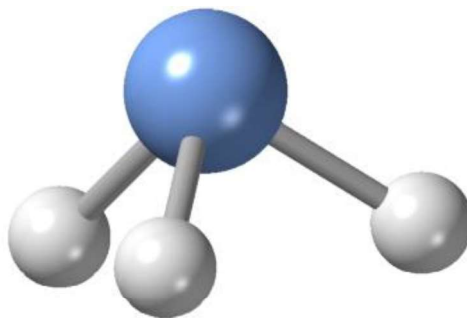
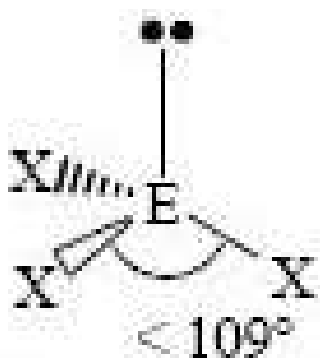


Ej.: CH<sub>4</sub>

**Geometría de dominios electrónicos y**  
**Forma molecular : tetraédrica**

47

Nº total pares e <sup>-</sup>	pares enlazantes	pares no enlazantes	fórmula gral
<b>4</b>	<b>3</b>	<b>1</b>	<b>AB<sub>3</sub></b>

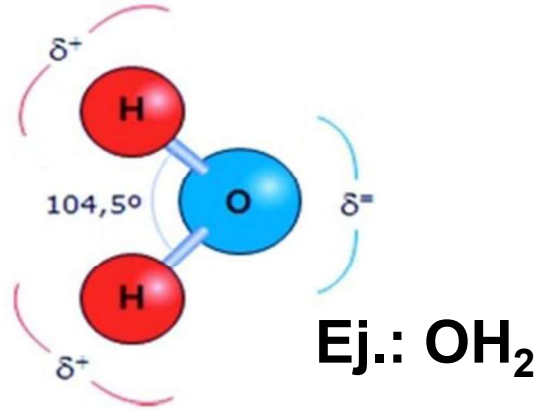
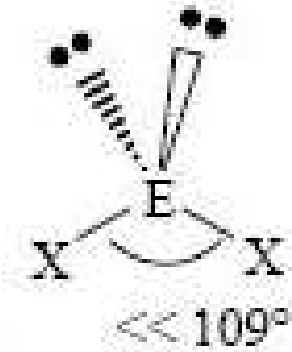


Ej.: NH<sub>3</sub>

**Geometría de dominios electrónicos: tetraédrica**  
**Forma molecular: pirámide de base trigonal**

48

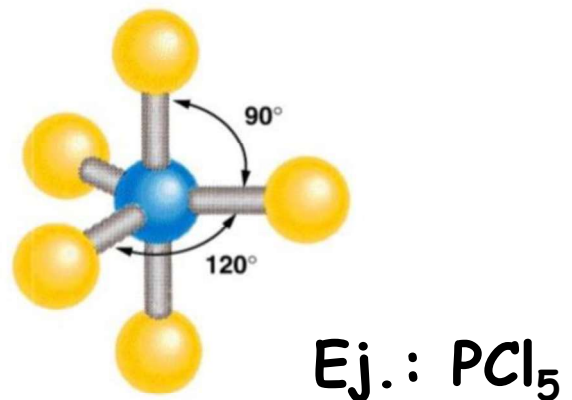
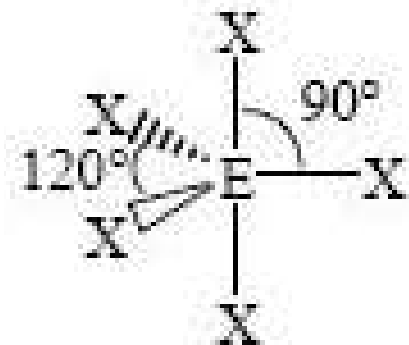
Nº total pares e <sup>-</sup>	pares enlazantes	pares no enlazantes	fórmula gral
4	2	2	AB <sub>2</sub>



**Geometría de dominios electrónicos: tetraédrica**  
**Forma molecular: angular**

49

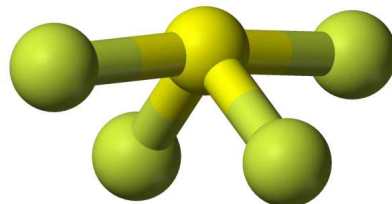
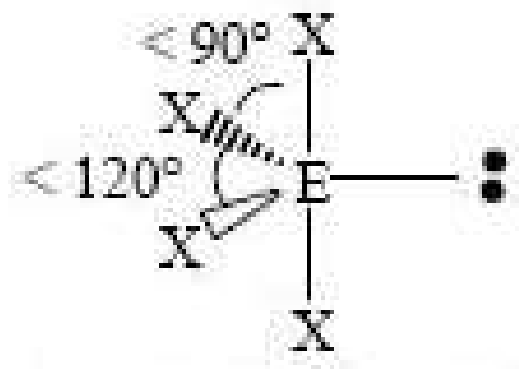
Nº total pares e <sup>-</sup>	pares enlazantes	pares no enlazantes	fórmula gral
5	5	0	AB <sub>5</sub>



**Geometría de dominios electrónicos y**  
**Forma molecular : bpirámide trigonal**

50

Nº total pares e <sup>-</sup>	pares enlazantes	pares no enlazantes	fórmula gral
<b>5</b>	<b>4</b>	<b>1</b>	<b>AB<sub>4</sub></b>

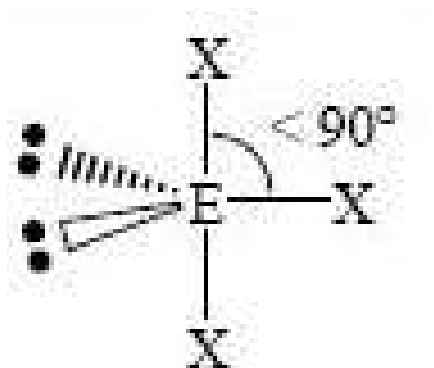


Ej.: SF<sub>4</sub>

**Geometría de dominios electrónicos: bipirámide trigonal**  
**Forma molecular: balancín, caballete (tipo sube-y-baja)**

51

Nº total pares e <sup>-</sup>	pares enlazantes	pares no enlazantes	fórmula gral
<b>5</b>	<b>3</b>	<b>2</b>	<b>AB<sub>3</sub></b>

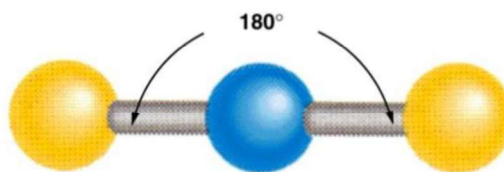
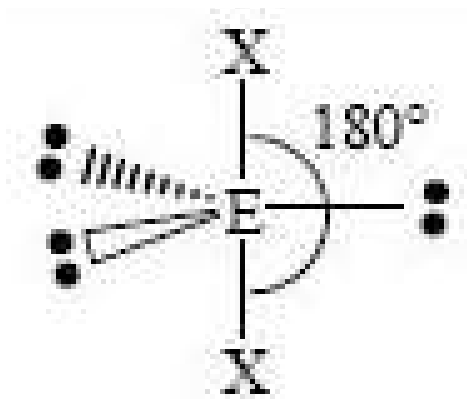


Ej.: ClF<sub>3</sub>

**Geometría de dominios electrónicos: bipirámide trigonal**  
**Forma molecular: en forma de T**

52

Nº total pares e <sup>-</sup>	pares enlazantes	pares no enlazantes	fórmula gral
5	2	3	AB <sub>2</sub>

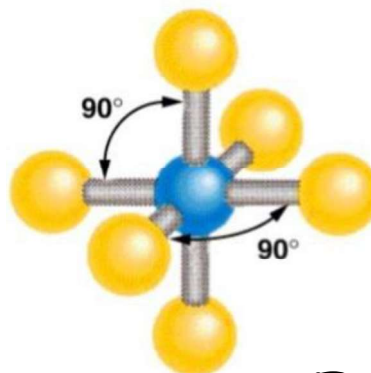
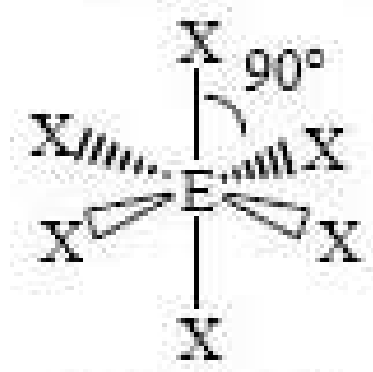


Ej.: XeF<sub>2</sub>

Geometría de dominios electrónicos: bipirámide trigonal  
 Forma molecular: lineal

53

Nº total pares e <sup>-</sup>	pares enlazantes	pares no enlazantes	fórmula gral
6	6	0	AB <sub>6</sub>



Ej.: SF<sub>6</sub>

Geometría de dominios electrónicos y  
 Forma molecular : octaédrica

54

Nº total pares e<sup>-</sup>

6

pares  
enlazantes

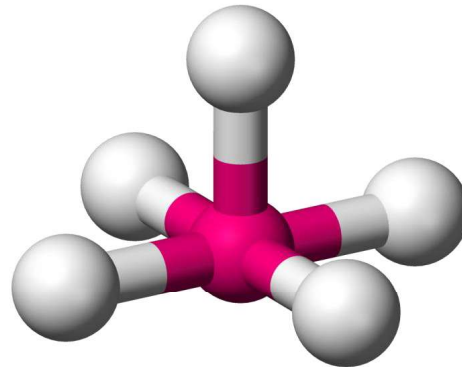
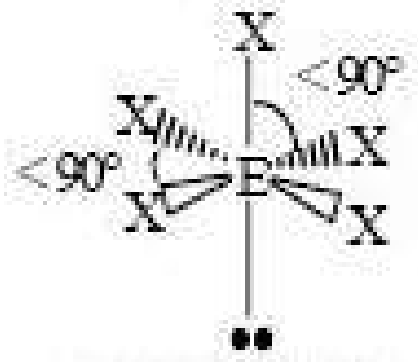
5

pares  
no enlazantes

1

fórmula gral

AB<sub>5</sub>



Ej.: BrF<sub>5</sub>

Geometría de dominios electrónicos: octaédrica  
Forma molecular: pirámide de base cuadrada

55

Nº total pares e<sup>-</sup>

6

pares  
enlazantes

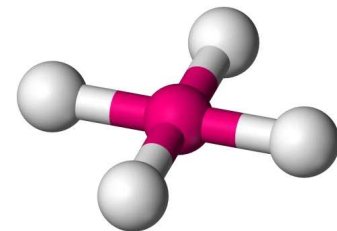
4

pares  
no enlazantes

2

fórmula gral

AB<sub>4</sub>



Ej.: XeF<sub>4</sub>

Geometría de dominios electrónicos: octaédrica  
Forma molecular: cuadrada plana

56

Nº total pares e<sup>-</sup>

pares  
enlazantes

pares  
no enlazantes

fórmula gral

6

3

3

AB<sub>3</sub>



**Geometría de dominios electrónicos: octaédrica**  
**Forma molecular: forma de T**

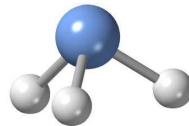
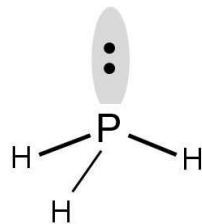
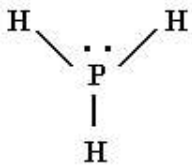
57

Utilice el modelo RPECV para predecir la geometría molecular de

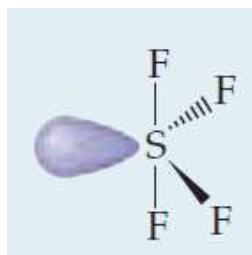
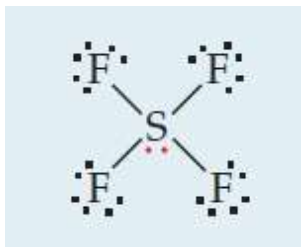
a) PH<sub>3</sub>

b) SF<sub>4</sub>

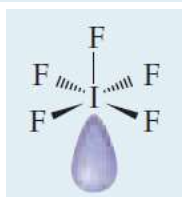
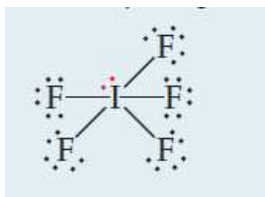
c) IF<sub>5</sub>



**Geometría electrónica: tetraédrica**  
**Forma molecular: piramidal**



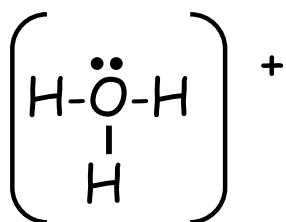
**Geometría electrónica: bipirámide trigonal**  
**Forma molecular: balancín**



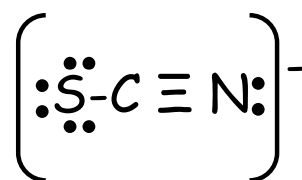
**Geometría electrónica: octaédrica**  
**Forma molecular: pirámide base cuadrada**

58

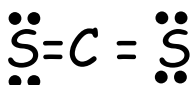
Tarea: Especificar geometría electrónica y molecular (forma) de los compuestos del Ej 1 y 2



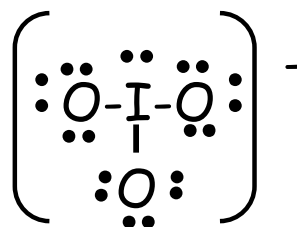
geometría electrónica: tetrahédrica  
Forma: piramidal



geometría electrónica: lineal  
Forma: lineal

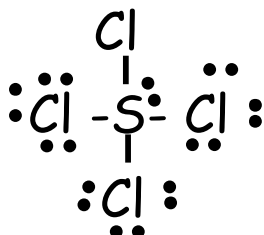


geometría electrónica: lineal  
Forma: lineal

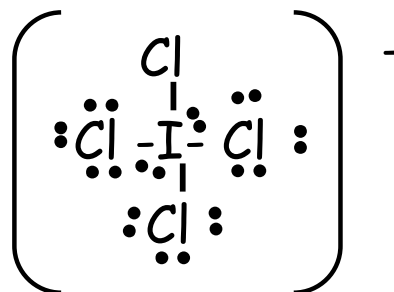


geometría electrónica: tetrahédrica  
Forma: piramidal

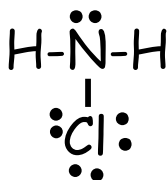
59



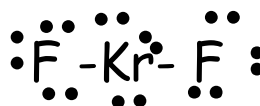
geometría electrónica: bpirámide trigonal  
Forma: balancín



geometría electrónica: octahédrica  
Forma: pirámide base cuadrada



geometría electrónica: tetrahédrica  
Forma: piramidal

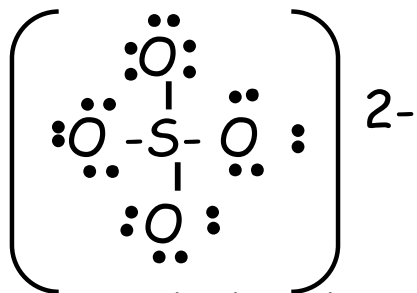


geometría electrónica: bpirámide trigonal  
Forma: lineal

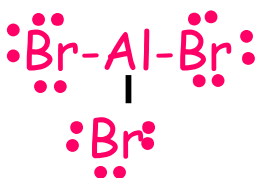
60



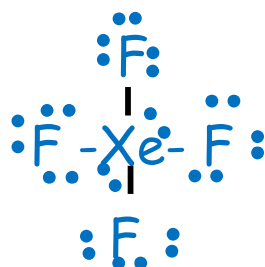
geometría electrónica: lineal  
Forma: lineal



geometría electrónica: tetrahédrica  
Forma: tetrahédrica



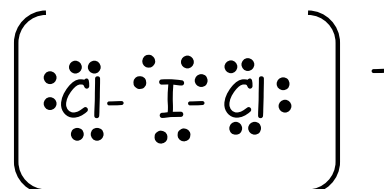
geometría electrónica: trigonal plana  
Forma: trigonal plana



geometría electrónica: octahédrica  
Forma: cuadrada plana



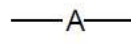

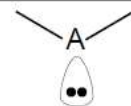

geometría electrónica: trigonal plana  
Forma: angular



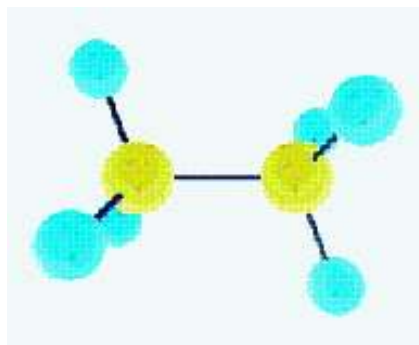
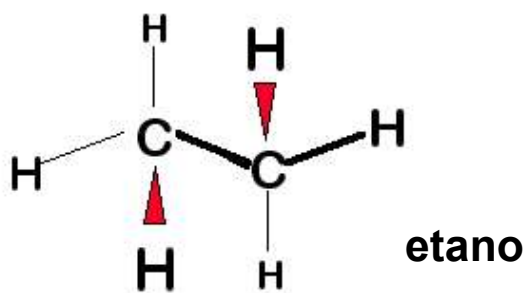
geometría electrónica: bpirámide trigonal  
Forma: lineal

61

### 19. TABLA DE GEOMETRÍA ELECTRÓNICA Y MOLECULAR, E HIBRIDACIÓN

Dominios electrónicos	Dominios enlazantes	Dominios no enlazantes	Geometría electrónica	Geometría molecular	Hibridación	Figura representativa
2	2	0	Lineal	Lineal	sp	
3	3	0	Plana trigonal	Plana trigonal	sp <sup>2</sup>	
3	2	1	Plana trigonal	Angular	sp <sup>2</sup>	
4	4	0	Tetraédrica	Tetraédrica	sp <sup>3</sup>	

## Moléculas con más de un átomo central



Ácido acético

63

## Enlaces polares

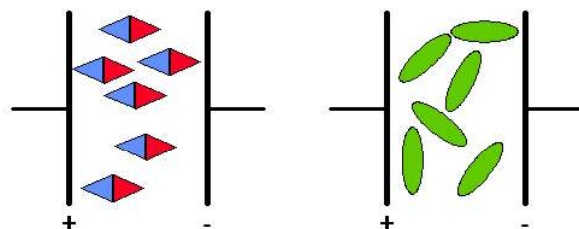
Los electrones de enlace pueden estar más cerca de un núcleo que del otro cuando los átomos que se combinan no son iguales:



La diferencia de electronegatividad da lugar a un enlace polar.

La densidad electrónica es mayor sobre el flúor que sobre el hidrógeno: el enlace es polar (dipolo)

Moléculas polares y no polares en un campo eléctrico



Molécula polar

Molécula no polar

64

# Momento dipolar

Mide la intensidad del dipolo:

$$\mu = Q r$$

Q es el valor de la densidad de carga.

r = distancia internuclear

El Debye es una unidad frecuentemente usada para el momento dipolar:

$$1 \text{ debye} = 3,34 \cdot 10^{-30} \text{ Coulomb} \cdot \text{metro}$$

65

Ej. La longitud de enlace del HCl es 1,27 Å y el momento dipolar medido es de 1,08 D.Cuál es la carga sobre cada átomo en unidades de e-?

$$Q = \frac{\mu}{r} = \frac{1,08 \text{ D} \times 3,34 \times 10^{-30} \frac{\text{C}\cdot\text{m}}{\text{D}}}{1,27 \text{ Å} \times 10^{-10} \frac{\text{m}}{\text{Å}}} = 2,84 \times 10^{-20} \text{ C}$$

$$Q = \frac{2,84 \times 10^{-20} \text{ C}}{1,6 \times 10^{-19} \frac{\text{C}}{e^-}} = 0,178 e^-$$

Carga del electrón  
=  $-1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$

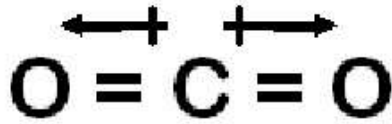


$$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \text{-----} 1 e^-$$

$$2,84 \cdot 10^{-20} \text{ C} \text{-----} \times: 0,178 e^-$$

66

## Molécula no polar



Electronegativities:

Oxygen = 3.5

Carbon = 2.5

Difference 1.0

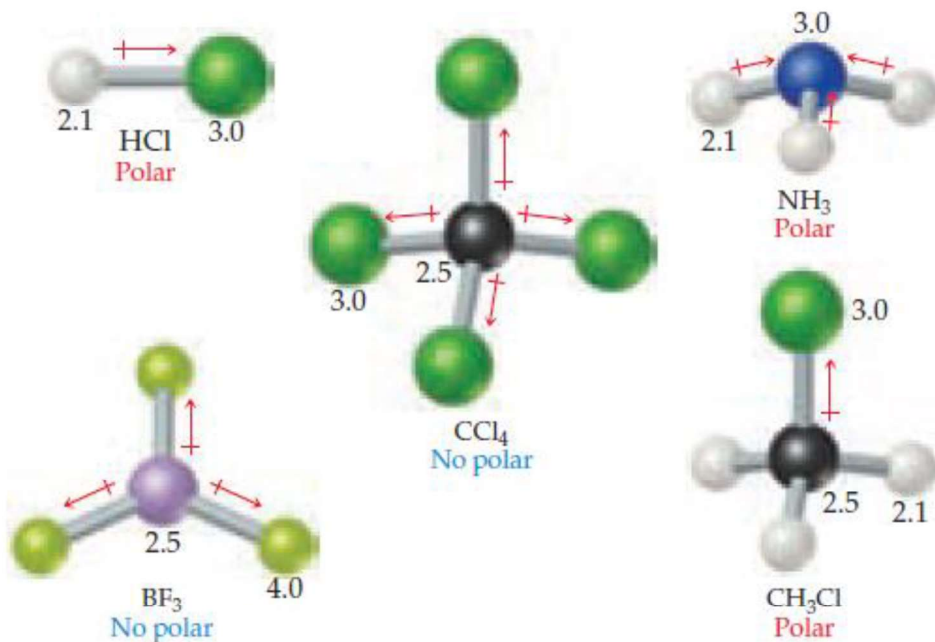
(polar bond)

## Molécula polar



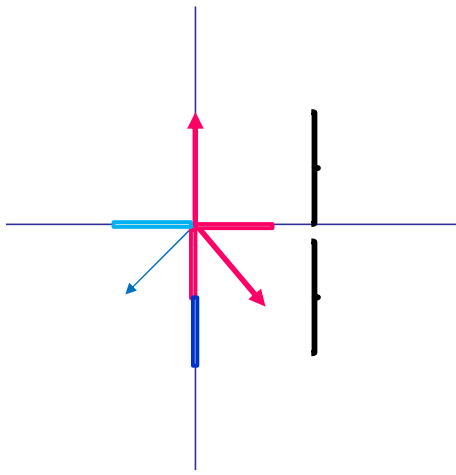
Electronegativity  
difference = 1.3

67



Moléculas polares y no polares con enlaces polares.  
Los números son los valores de electronegatividad.

68



Molecular apolar: los dipolos de los enlaces se cancelan  
 \*Igual geometría electrónica y molecular (no tengo pares solitarios)  
 \*No tengo pares solitarios  
 \*Los sustituyentes alrededor del átomo central son iguales

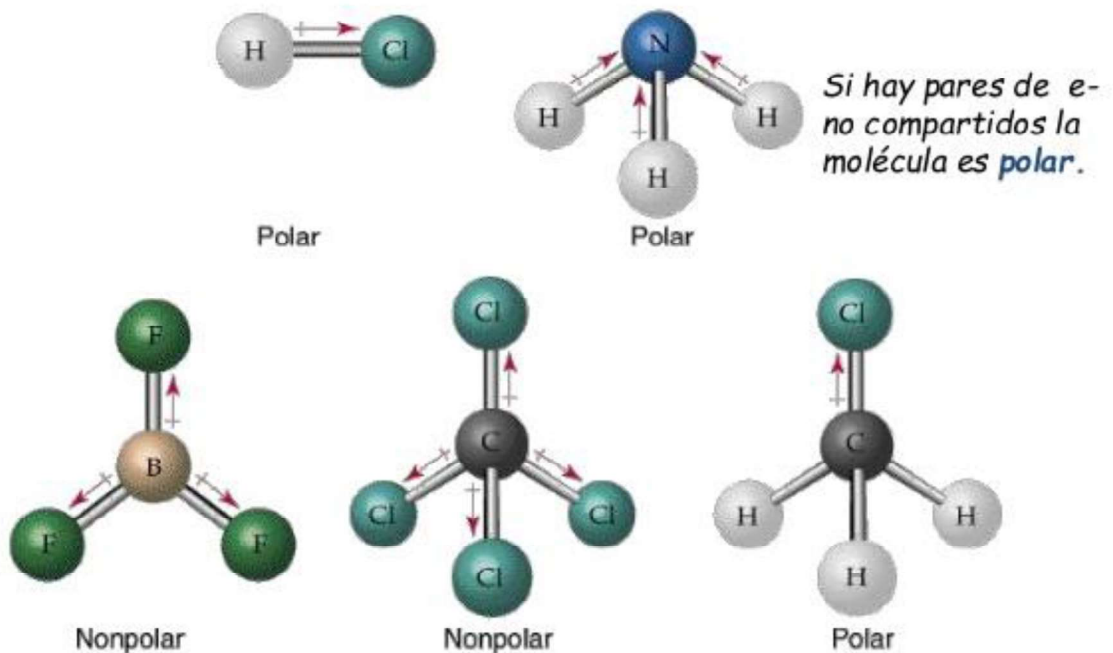
### Molecular apolar: Excepciones

Geometría bipirámide trigonal: 3 pares solitarios y el mismo sustituyente

Geometría octahedrica: 2 pares solitarios y el mismo sustituyente

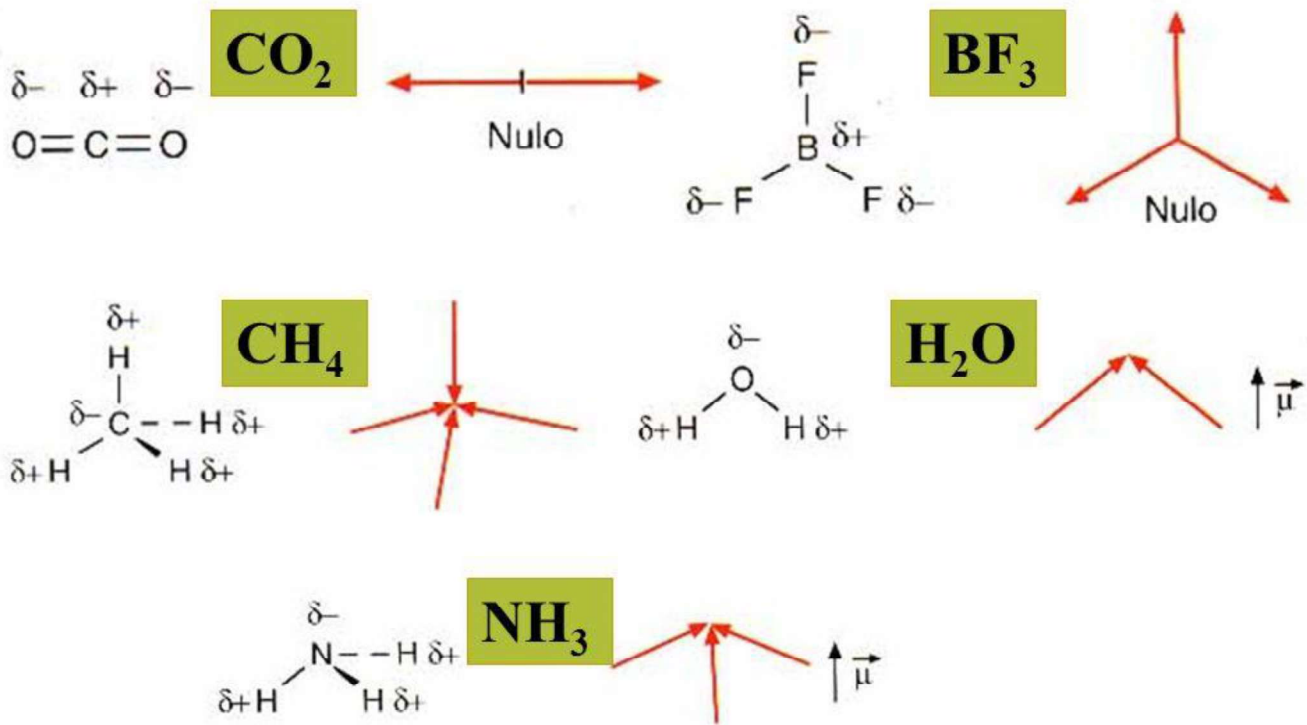
4 pares solitarios y mismo sustituyente

69



Si los pares de e- son de enlace, la molécula es no polar.  
 Cuando los pares están distribuidos simétricamente alrededor del átomo central.

70



71

## Momento dipolar de algunas moléculas polares

MOLÉCULA	GEOMETRÍA	MOMENTO DIPOLO (D)	*
HF	Lineal	1.92	<b>1,9</b>
HCl	Lineal	1.08	<b>0,9</b>
HBr	Lineal	0.78	<b>0,7</b>
HI	Lineal	0.38	<b>0,4</b>
H <sub>2</sub> O	Angular	1.87	<b>1,4</b>
H <sub>2</sub> S	Angular	1.10	<b>0,4</b>
NH <sub>3</sub>	Piramidal	1.46	<b>0,9</b>
SO <sub>2</sub>	Angular	1.60	<b>1,0</b>

\*  $\Delta$  electronegatividad entre los átomos unidos

72