

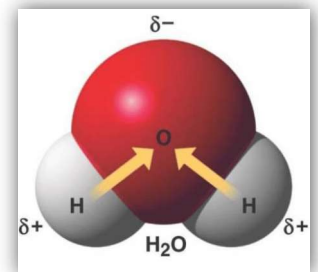
Química General e Inorgánica

Enlace covalente

2026

Dra. Florencia Mangiameli

Bioquímica y Farmacia
Turno tarde – Comisiones 7, 8 y 9



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

Gases, líquidos o sólidos de bajo PF (agua, CO₂, Cl₂, O₂, 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 un gas noble (muy estable) al compartir electrones con otros átomos.

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

¿Porqué la configuración electrónica de los gases nobles?

Son especies monoatómicas químicamente muy estables (no reaccionan) con una configuración electrónica que posee 8 electrones de valencia: un octeto (salvo el He: 2)



Elemento	e ⁻ valencia
He	2
Ne	8
Ar	8
Kr	8
Xe	8
Rn	8

Para llegar al octeto los átomos pueden:

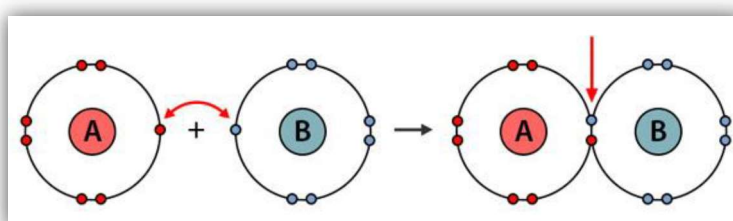
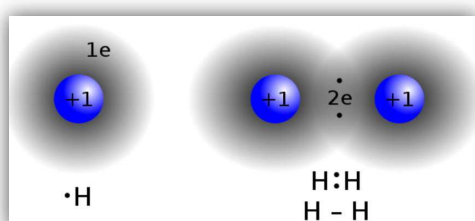
- ✓ Ganar o perder electrones (enlace iónico)
- ✓ Compartir electrones (enlace covalente)

3

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

Si dos átomos distintos, cuya diferencia de electronegatividad es menor a 1,7 se unen, ninguno de ellos tendrá suficiente fuerza para secuestrar los electrones y adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla.

En ambos casos, uno o más electrones de valencia se comparten. Cada par de electrones compartidos constituye un enlace covalente.



4

Los enlaces covalentes pueden representarse a partir de los símbolos de Lewis de los elementos participantes, y cada par de electrones de enlace se puede reemplazar por una línea. Esto se conoce como **Estructura de Lewis**



5

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, sumar un electrón al total por cada carga negativa. Para un cation, restar 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 los 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, incluso si ello da lugar a más de un octeto. (Átomo central: único, el menos electronegativo)

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

6

Estructuras de Lewis del CO₂

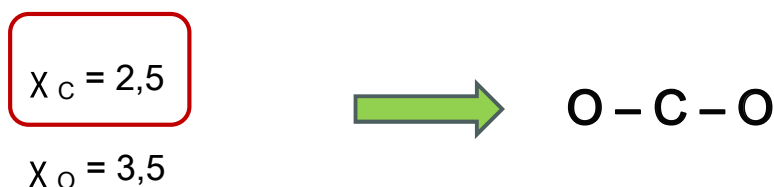
1) Sumar los electrones de valencia de todos los átomos.

Elemento	Configuración electrónica
₆ C	1s ² 2s ² 2p ²
₈ O	1s ² 2s ² 2p ⁴

n° total de electrones de valencia:
 4 (del C) + 2 x 6 (de los 2 O) =
 16

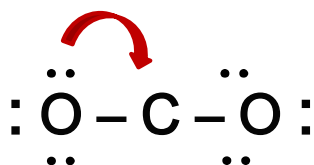
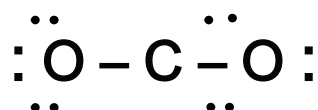
2) Escribir los símbolos de los átomos, indicando cuáles están unidos entre sí mediante un enlace simple (– representa un par de electrones).

Siempre el átomo **menos electronegativo se encuentra en el centro**.



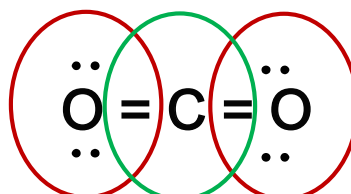
7

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.



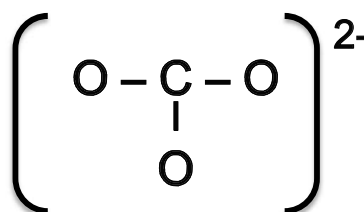
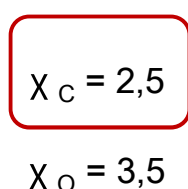
Estructuras de Lewis del CO_3^{2-}

1) Sumar los electrones de valencia de todos los átomos. Para un anión, sumar un electrón al total por cada carga negativa.

Elemento	Configuración electrónica
${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$
${}_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$

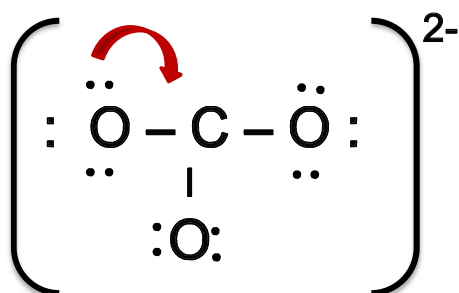
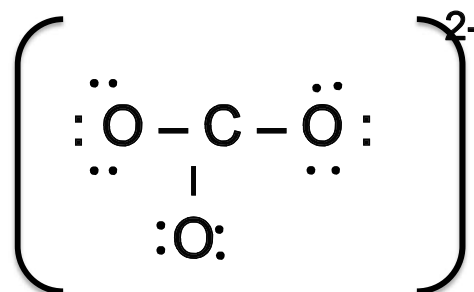
n° total de electrones de valencia:
 4 (del C) + 2×6 (de los 2 O) + 2
 (cargas negativas) = 24

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**.



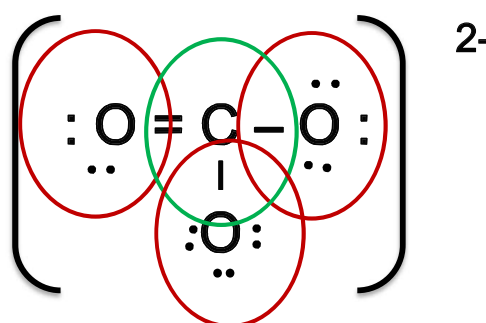
9

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. (no completa el octeto)

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



10

Estructuras de Lewis del H₂SO₄

1) Sumar los electrones de valencia de todos los átomos. Para un anión, sumar un electrón al total por cada carga negativa.

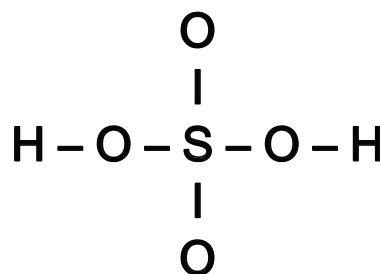
Elemento	Configuración electrónica
₁₆ S	[Ne] 3s ² 3p ⁴
₈ O	1s ² 2s ² 2p ⁴
₁ H	1s ¹

n° total de electrones de valencia:
 6 (del S) + 4 x 6 (de los 4 O) + 2 x 1
 (de los 2 H) = 32

2) Escribir los símbolos de los átomos, indicando cuáles están unidos entre sí mediante un enlace

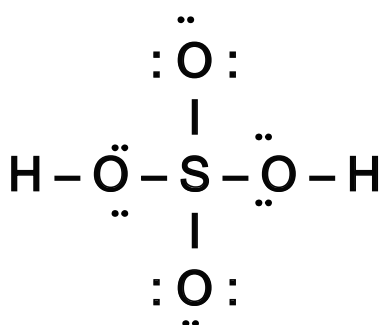
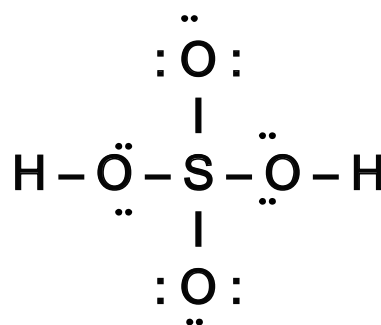
$$\chi_s = 2,58$$

$$\chi_o = 3,5$$

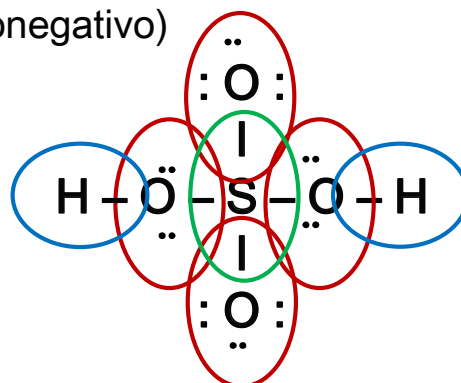


11

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)



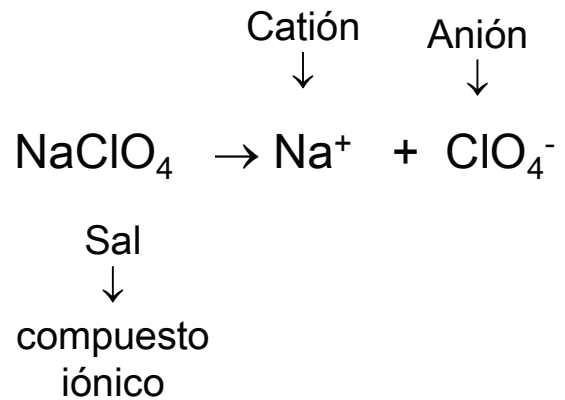
5) Si no hay suficientes electrones para que el átomo central tenga un octeto, probar con enlaces múltiples.

12

Estructuras de Lewis del NaClO₄

1) Sumar los electrones de valencia de todos los átomos.

Elemento	Configuración electrónica
₁₇ Cl	[Ne] 3s ² 3p ⁵
₈ O	1s ² 2s ² 2p ⁴
₁₁ Na	[Ne] 3s ¹



n° total de electrones de Valencia del catión: cero

n° total de electrones de Valencia del anión:

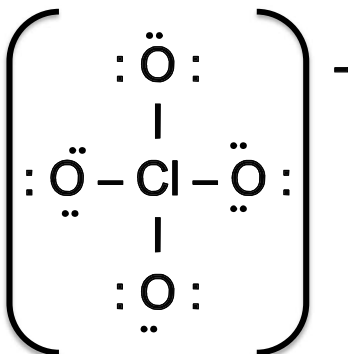
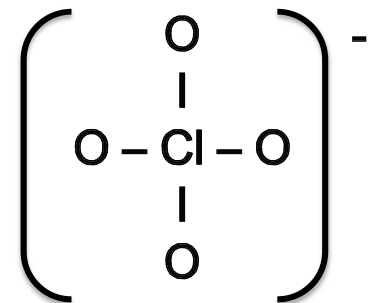
$$7 \text{ (del Cl)} + 4 \times 6 \text{ (de los 4 O)} + 1 \text{ (carga negativa)} = 32$$

13

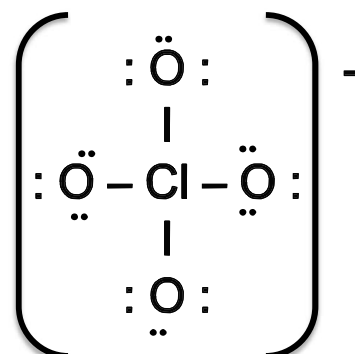
2) Escribir los símbolos de los átomos, indicando cuáles están unidos entre sí mediante un enlace simple.

$$X_{\text{O}} = 3,5$$

$$X_{\text{Cl}} = 3,16$$



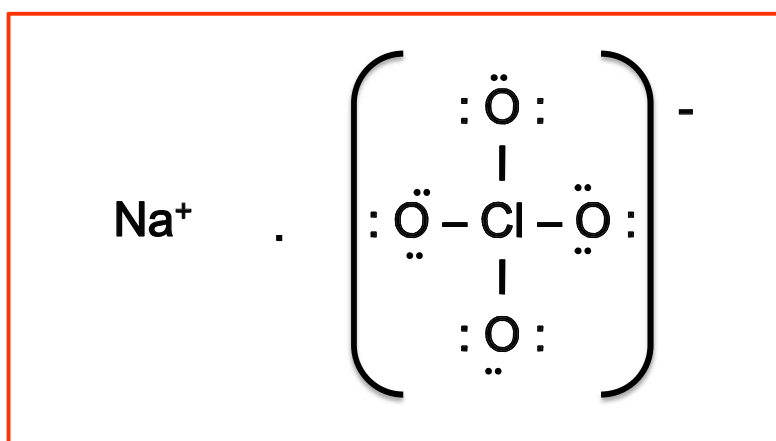
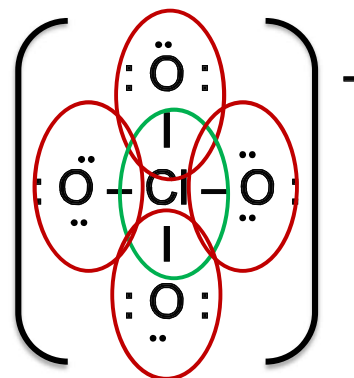
3) Completar los octetos de los átomos unidos al átomo central.



4) Colocar los electrones que sobren sobre el átomo central.

14

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



El catión Na^+ se une con enlace iónico al anión ClO_4^-

15

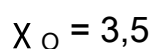
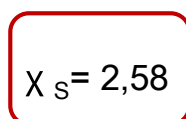
Estructuras de Lewis del SO_2

1) Sumar los electrones de valencia de todos los átomos.

Elemento	Configuración electrónica
$_{16}\text{S}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
$_{8}\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$

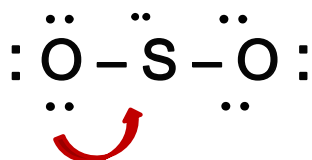
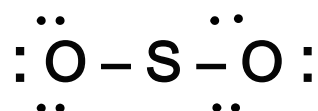
n° total de electrones de valencia:
 6 (del S) + 2×6 (de los 2 O) =
 16

2) Escribir los símbolos de los átomos, indicando cuáles están unidos entre sí mediante un enlace simple.



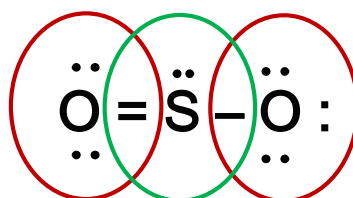
16

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)

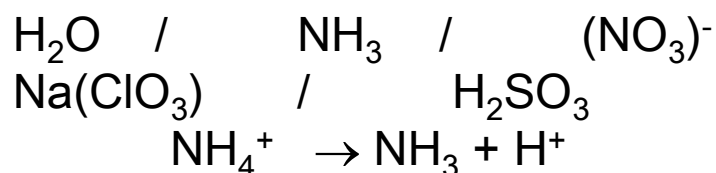
5) Si no hay suficientes electrones para que el átomo central tenga un octeto, probar con enlaces múltiples.



17

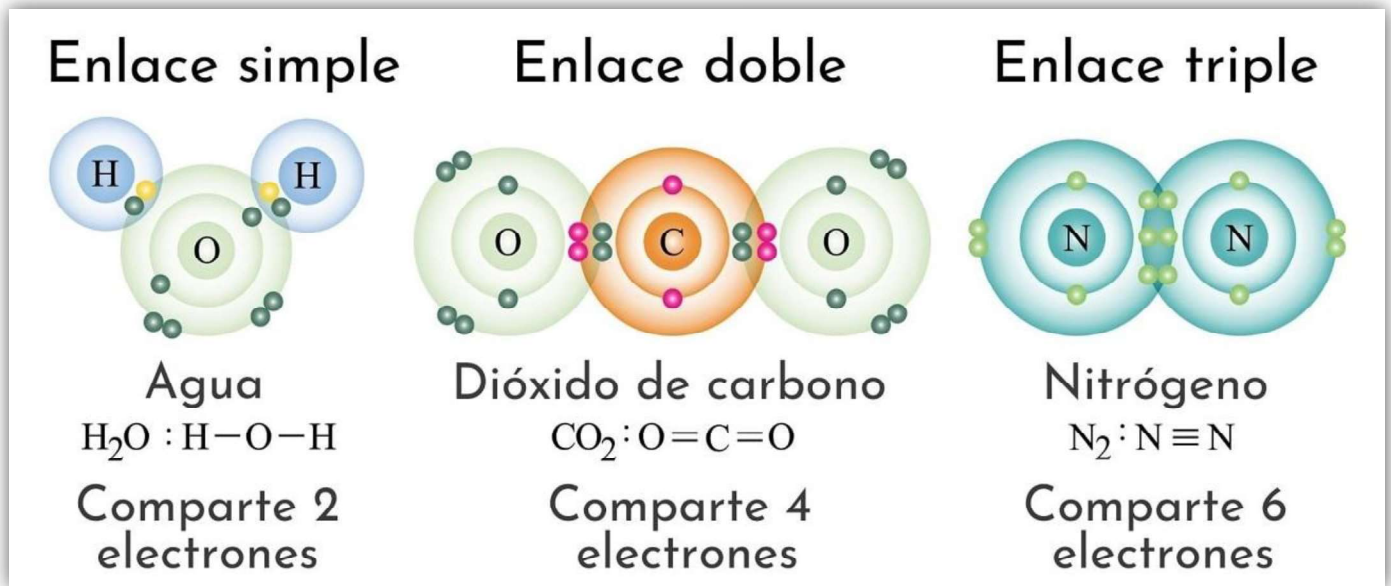
Tarea

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



¡¡Los revisamos en consulta!!

Enlaces múltiples



19

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

20

17. ENERGÍAS DE ENLACE PROMEDIO (kJ/mol)

Enlace	ΔH_{ent}	Enlace	$\Delta H_{\text{ent}}^{298}$	Enlace	ΔH_{ent}	Enlace	$\Delta H_{\text{ent}}^{298}$
Enlaces simples							
C-H	413	N-H	391	O-H	463	F-F	155
C-C	348	N-N	163	O-O	146	Cl-F	253
C-N	293	N-O	201	O-F	190	Cl-Cl	242
C-O	358	N-F	272	O-Cl	203	Br-F	237
C-F	485	N-Cl	200	O-I	234	Br-Cl	218
C-Cl	328	N-Br	243	S-H	339	Br-Br	193
C-Br	276	H-H	436	S-F	327	I-Cl	208
C-I	240	H-F	567	S-Cl	253	I-Br	175
C-S	259	H-Cl	431	S-Br	218	I-I	151
Si-H	323	H-Br	366	S-S	266		
Si-Si	226	H-I	299				
Si-C	301						
Si-O	368						
Si-Cl	464						
Enlaces múltiples							
C=C	614	N=N	418	O ₂	495		
C≡C	839	N≡N	941	S=O	523		
C=N	615	N=O	607	S=S	418		
C≡N	891						
C=O	749						
C≡O	1075						

Pag 34 de Tabla de constantes

21

Un átomo podía adquirir la configuración electrónica de un gas noble (muy estable) al compartir electrones con otros átomos, adquiriendo una configuración electrónica con 8 electrones de valencia: un octeto (salvo el He: 2)

Excepciones a la regla del octeto

Menos de un octeto

Octeto expandido

Átomos con n° impar de e-

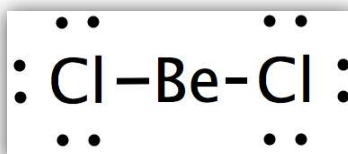
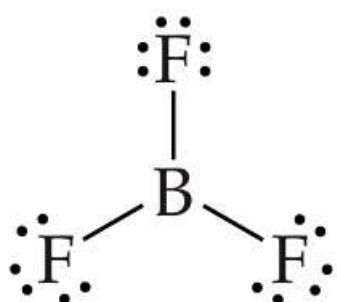
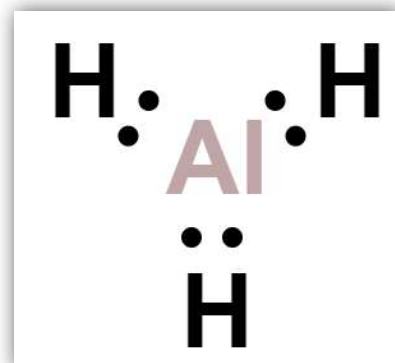
22

Menos de un octeto

El elemento no posee suficientes electrones de valencia para llegar a completar 4 pares de e- al formar enlaces



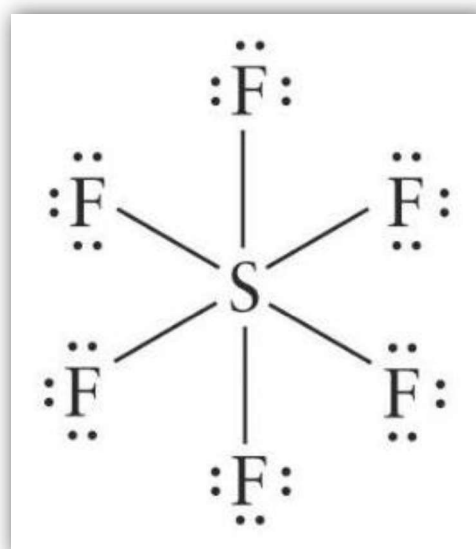
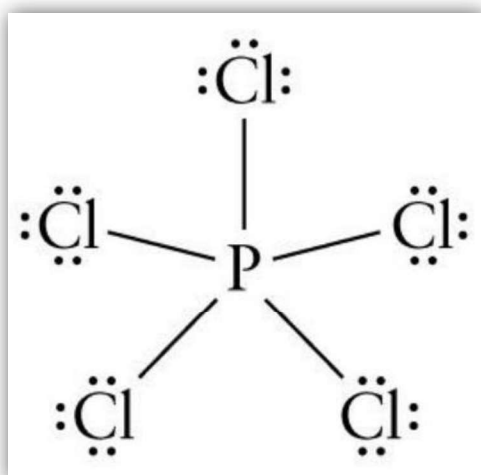
Elemento	Electrones en enlaces
H	2
Be	4
B	6
Al	6



23

Octeto expandido

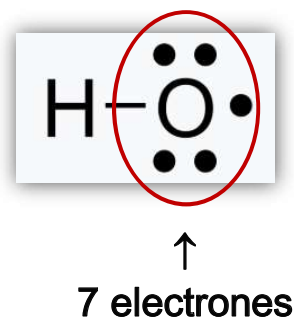
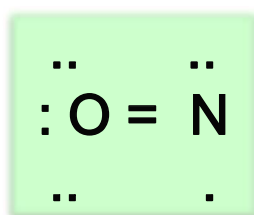
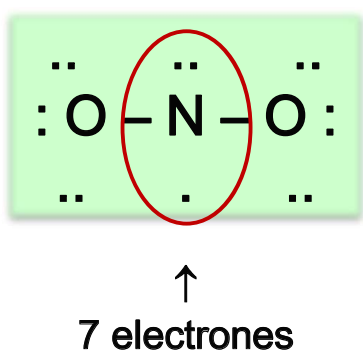
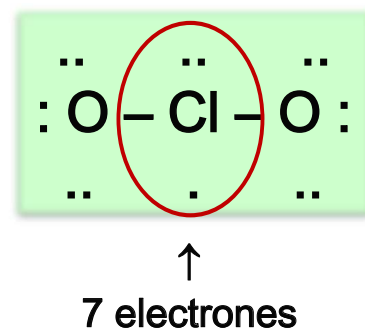
Suele observarse cuando el átomo central es voluminoso, posee orbitales d vacíos en la capa de valencia y los átomos terminales son pequeños y electronegativos.



24

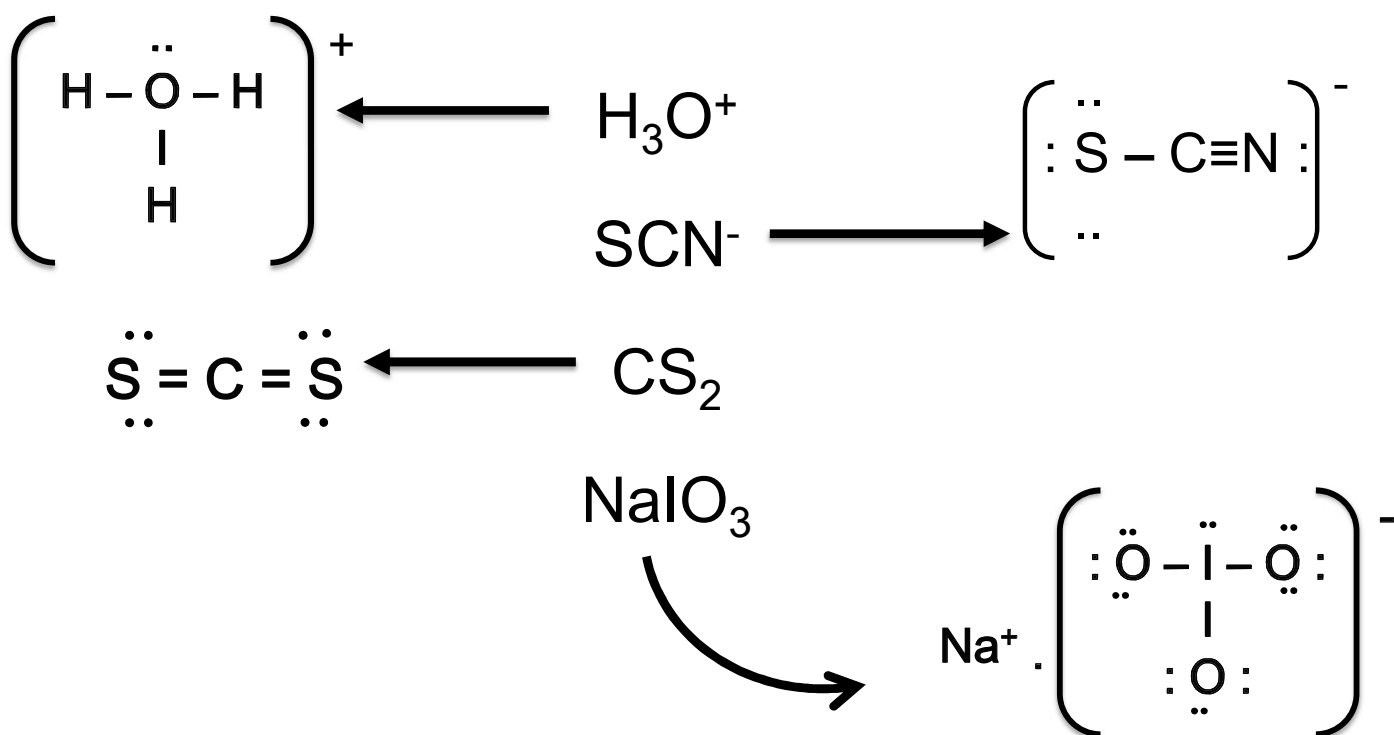
Especies con n° impar de electrones

Elemento	Electrones en enlaces
NO	2
NO ₂	4
ClO ₂	19
Radical OH	6

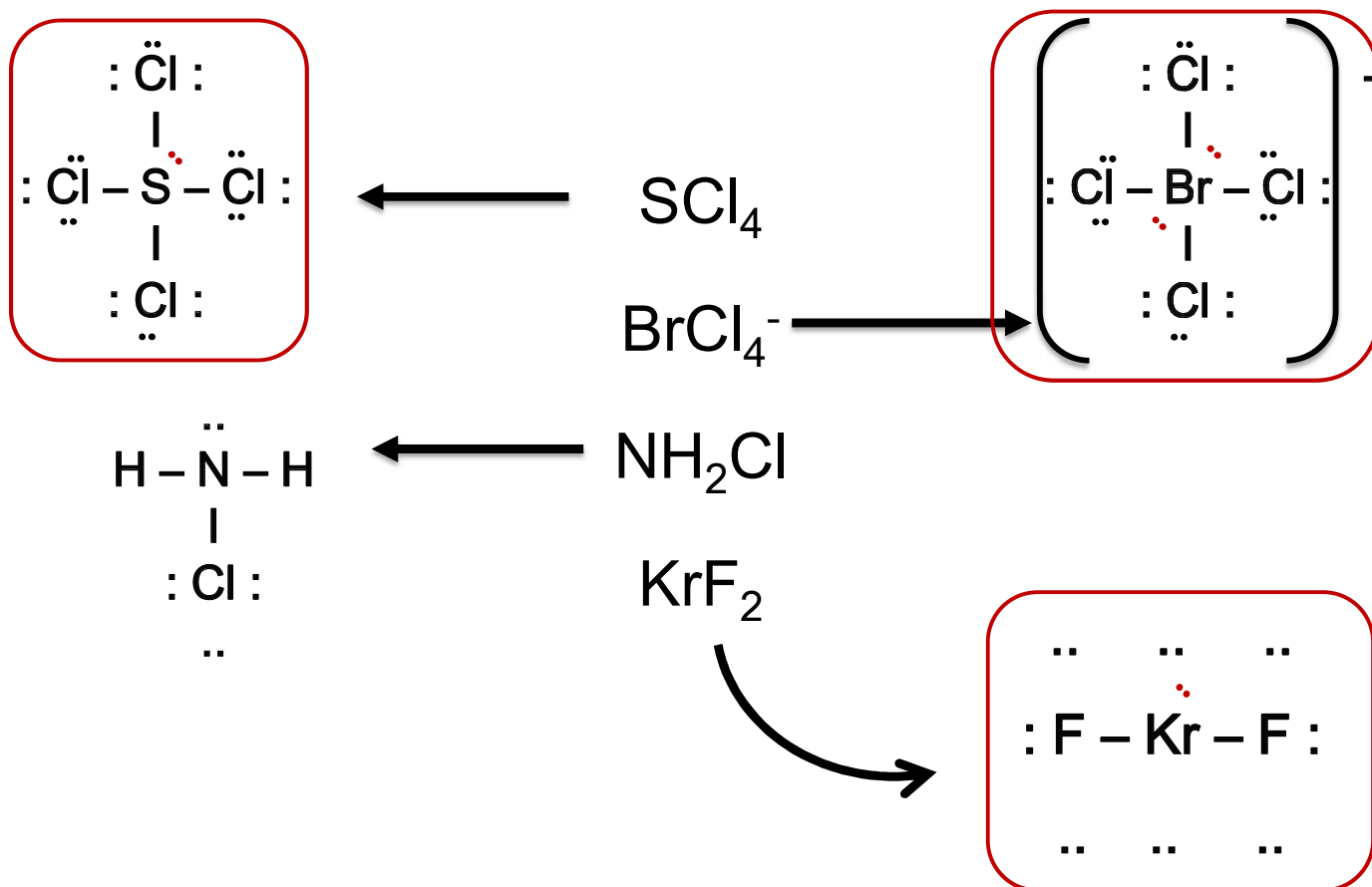


25

Ejercicio 1: Realice las estructuras de Lewis de los siguientes iones o compuestos. Identifique los que no cumplen la regla del octeto.



26



27

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.

28

Para calcular la carga formal de cualquier átomo en una estructura de Lewis, asignamos los electrones al átomo

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

✓ Todos los electrones no compartidos (no enlazantes) se asignan al átomo en el que se encuentran.

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

✓ Se asigna la mitad de los electrones enlazantes a cada átomo del enlace.

29

Carga formal = electrones de valencia - electrones asignados

Carga formal = electrones de valencia - (e^- libres + $\frac{1}{2}$ e^- compartidos)

e^- compartidos : toma el numero de e^- en el par que se comparte, por eso se multiplica por 1/2

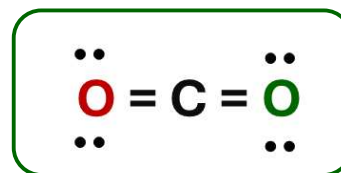
Carga formal = electrones de valencia - (e^- enlazantes + e^- no enlazantes)

e^- no enlazantes: toma el numero de e^- del átomo, que aporta para el enlace

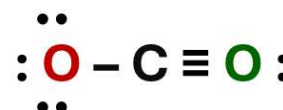
30

Estructuras de Lewis del CO₂

Más probable



Átomo	e- valencia	e- no enlazantes	e- enlazantes	nº de enlaces	Carga formal (CF)
O	6	4	2	2	$6 - (4 + 2) = 0$
C	4	0	4	4	$4 - (4 + 0) = 0$
O	6	4	2	2	$6 - (4 + 2) = 0$



Átomo	e- valencia	e- no enlazantes	e- enlazantes	nº de enlaces	Carga formal (CF)
O	6	6	1	1	$6 - (6 + 1) = -1$
C	4	0	4	4	$4 - (4 + 0) = 0$
O	6	2	3	3	$6 - (2 + 3) = +1$

31

Estructuras de Lewis del anion tiocianato, SCN⁻

Elemento	Configuración electrónica
₆ C	1s ² 2s ² 2p ²
₁₆ S	[Ne] 3s ² 3p ⁴
₇ N	1s ² 2s ² 2p ⁵

nº total de electrones de
valencia:
4 (del C) + 6 (del S) + 7 (del N) =
17

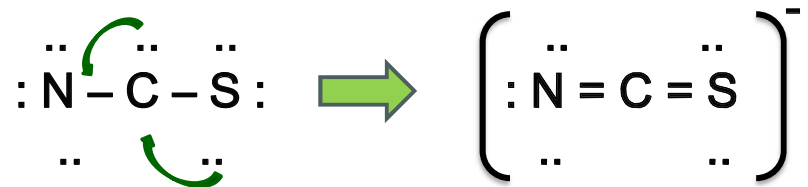
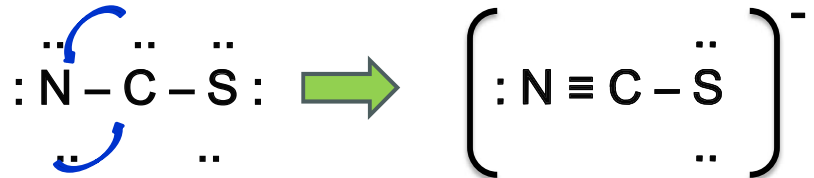
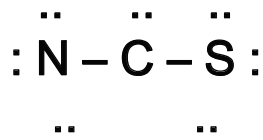
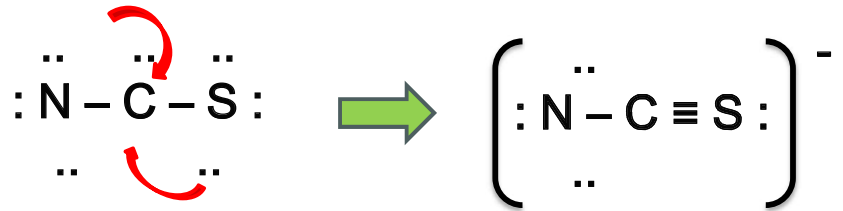
$$X_{\text{C}} = 2,5$$

$$X_{\text{S}} = 2,58$$

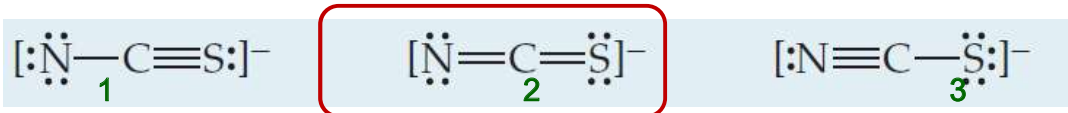
$$X_{\text{N}} = 3,04$$



32



33



34

	e- valencia	e ⁻ no enlazantes	e ⁻ enlazantes	nº de enlaces	Carga formal (CF)	Suma CF
N	5	6	1	1	$5 - (6 + 1) = -2$	
1 C	4	0	4	4	$4 - (4 + 0) = 0$	$-2 + 0 + 1 = -1$
S	6	2	3	3	$6 - (2 + 3) = +1$	
N	5	4	2	2	$5 - (4 + 2) = -1$	
2 C	4	0	4	4	$4 - (4 + 0) = 0$	$-1 + 0 + 0 = -1$
S	6	4	2	2	$6 - (4 + 2) = 0$	
N	5	2	3	3	$5 - (2 + 3) = 0$	
C	4	0	4	4	$4 - (4 + 0) = 0$	$0 + 0 + 1 = -1$
3 S	6	6	1	3	$6 - (6 + 1) = -1$	

¿cuál es la correcta? La que posee la carga negativa sobre el elemento más electronegativo → N → estructura 2

Tarea

Realizar todas las estructuras de Lewis posibles de los siguientes compuestos o iones e indicar cuál es la más probable, según la carga formal:

Anión cianuro (CN^-) / Anión cianato (OCN^-)
Anión nitrato / anión sulfato

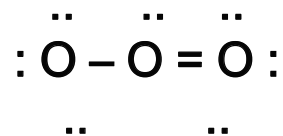
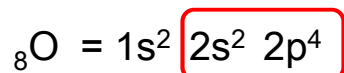
¡¡Los revisamos en consulta!!

35

Estructuras de resonancia

- ✓ Algunas moléculas tienen estructuras que no pueden ser adecuadamente descritas, por una sola estructura de Lewis.
- ✓ Típicamente, son estructuras con enlaces múltiples que pueden ubicarse de forma *equivalente* entre distintos pares de átomos.
- ✓ Estas estructuras están en constante movimiento, de una forma a la otra.
- ✓ Las estructuras de resonancia permiten explicar los datos experimentales que no concuerdan con las estructuras únicas propuestas.

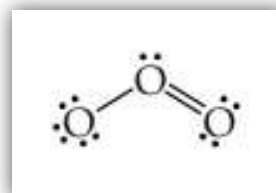
Estructura de Lewis del ozono, O₃



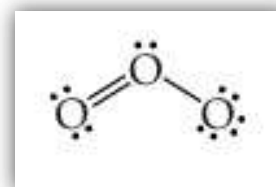
n° total de electrones de valencia:

$$6 \times 3 \text{ (de los O)} = 18$$

Los datos indican que consiste en una molécula flexionada



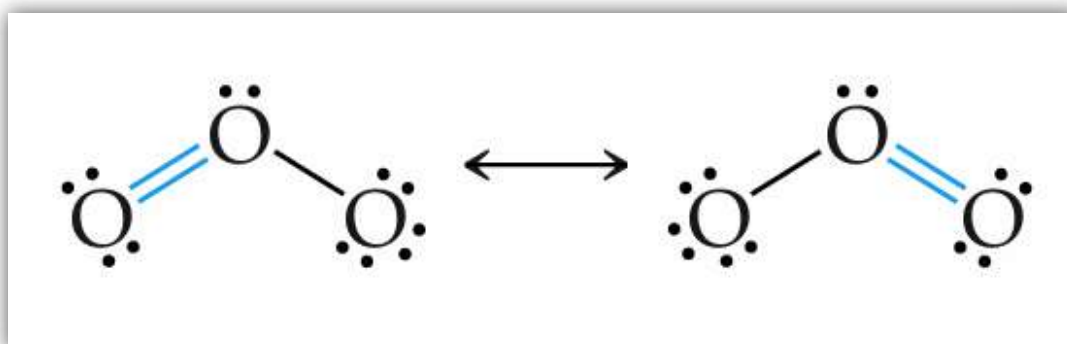
o ...



Parecen las mismas pero no lo son.
Son estructuras opuestas.

37

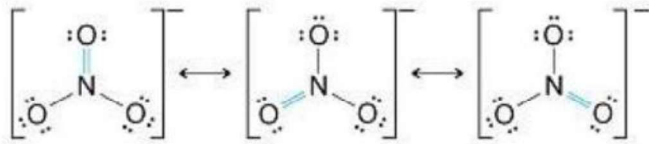
La disposición de los átomos en las dos estructuras de Lewis alternas del ozono es la misma, pero la ubicación de los electrones es distinta. La flecha con dos puntas indica que las estructuras mostradas son estructuras de resonancia.



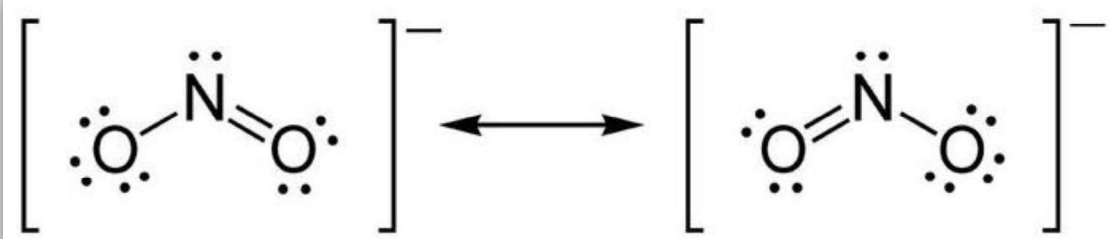
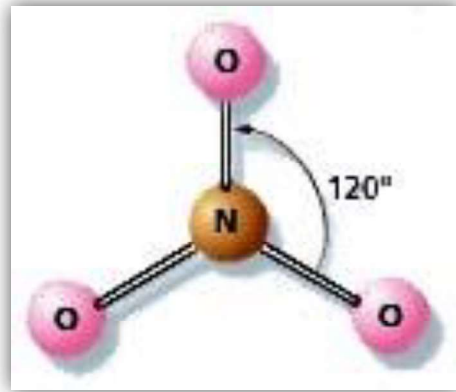
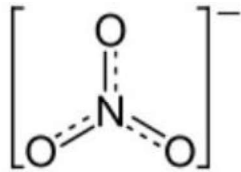
Para describir la estructura, escribimos ambas estructuras de Lewis, indicando que la molécula real está descrita por un *promedio* de las estructuras de resonancia.

38

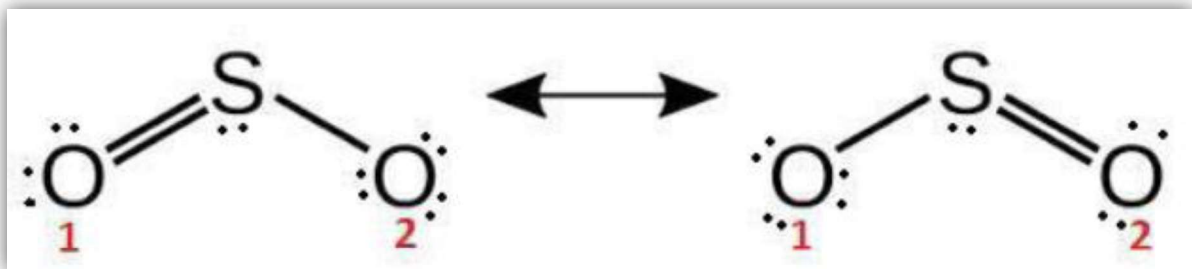
ION NITRATO: NO_3^-



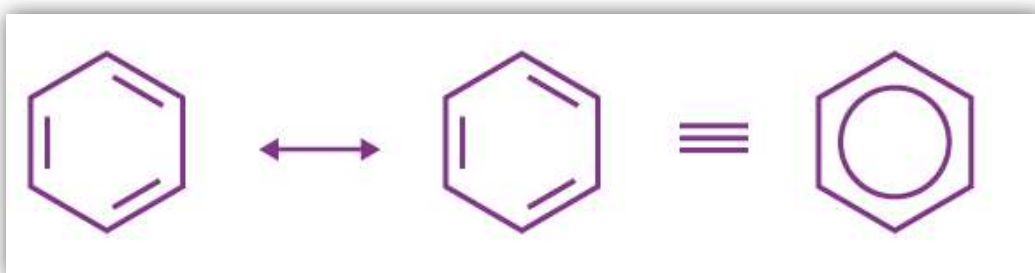
ESTRUCTURA RESONANTE



39



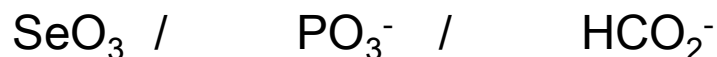
Benceno (C_6H_6)



40

Tarea

Realizar todas posibles estructuras resonantes de los siguientes compuestos :



¡¡Los revisamos en consulta!!

41

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.

42

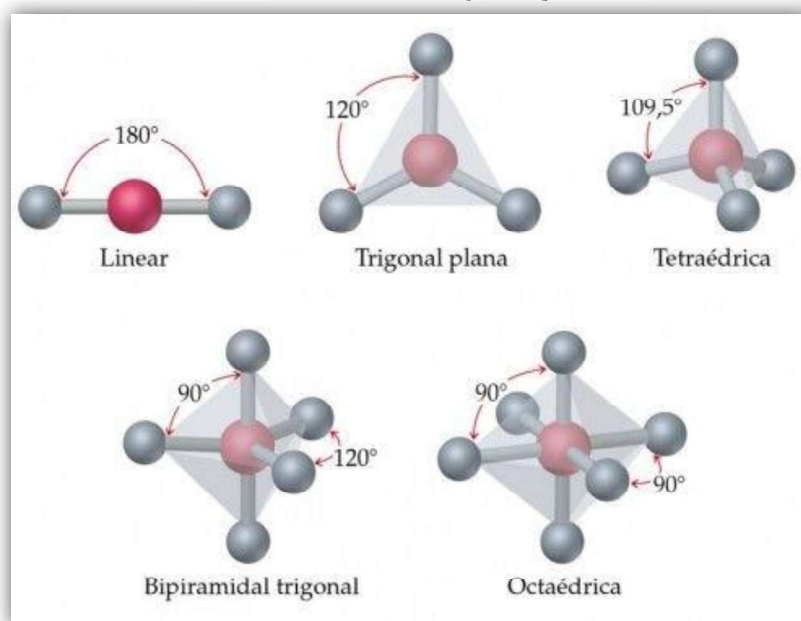
Los postulados de esta teoría plantean:

- ✓ Los pares de electrones de la capa de valencia adoptan una disposición que maximiza *la distancia entre estos, minimizando las repulsiones*.
- ✓ Los dominios de los pares *NO enlazantes ocupan más espacio que los dominios* de los pares *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

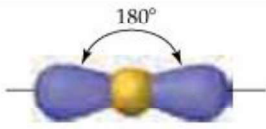
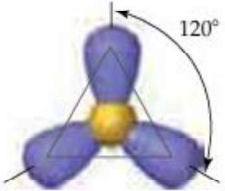
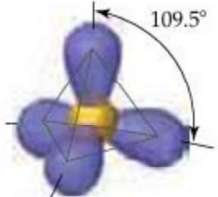
43

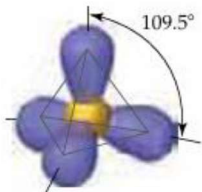
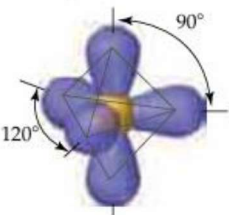
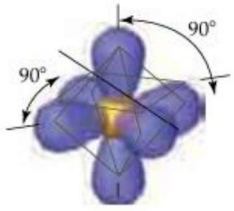
La geometría de una molécula del tipo AB_n depende de n. Para determinarla se aplican las siguientes reglas:

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:



44

Número de dominios electrónicos	Acomodo de dominios electrónicos	Geometría de dominios electrónicos	Ángulos de enlace predichos
2		Lineal	180°
3		Trigonal plana	120°
4		Tetraédrica	109.5°

4		Tetraédrica	109.5°
5		Bipirámide trigonal	120° 90°
6		Octaédrica	90°

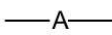

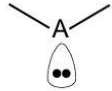

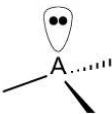
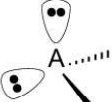
b) Las repulsiones decrecen en importancia en el orden:
 $\text{PNC-PNC} > \text{PNC-PE} > \text{PE-PE}$

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

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 ²	
3	2	1	Plana trigonal	Angular	sp ²	
4	4	0	Tetraédrica	Tetraédrica	sp ³	
4	3	1	Tetraédrica	Pirámide de base trigonal	sp ³	
4	2	2	Tetraédrica	Angular	sp ³	

Pag 35 de Tabla de constantes

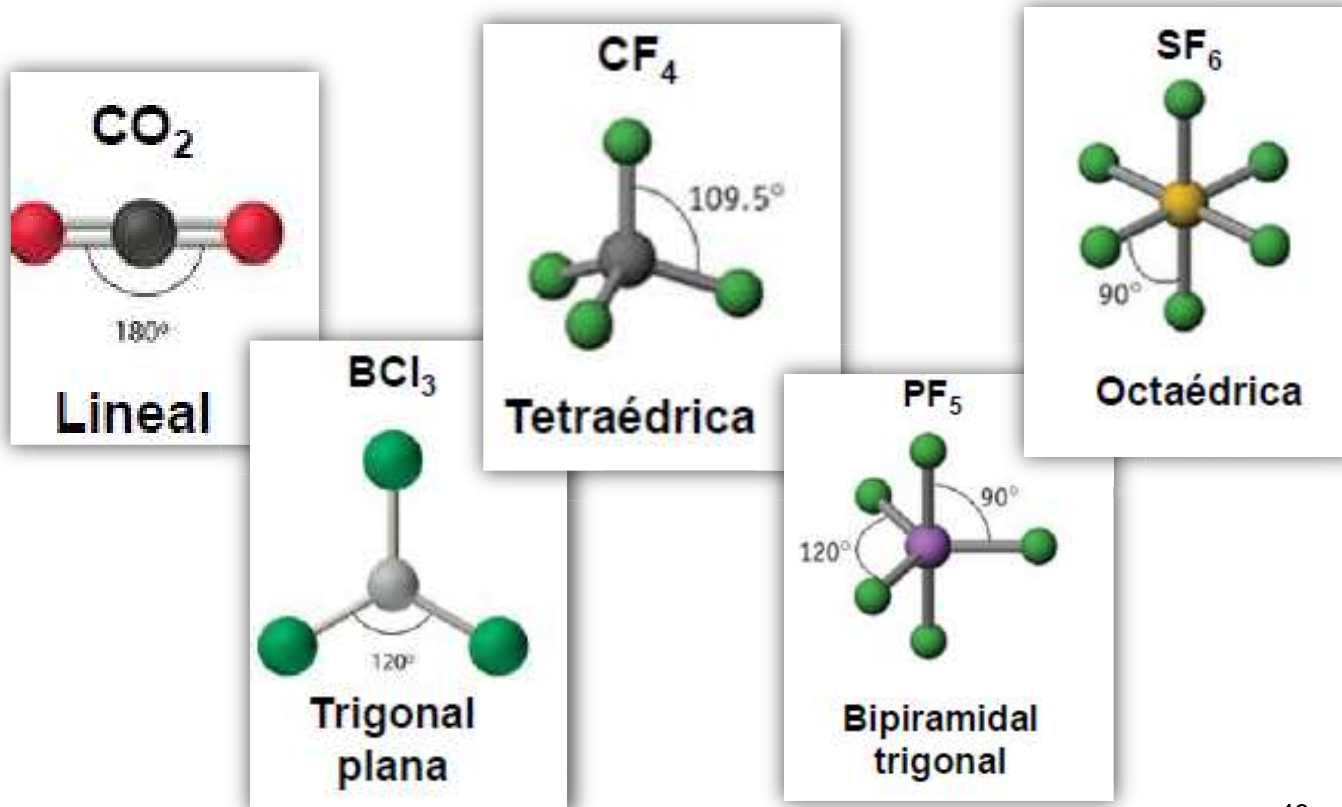
47

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.

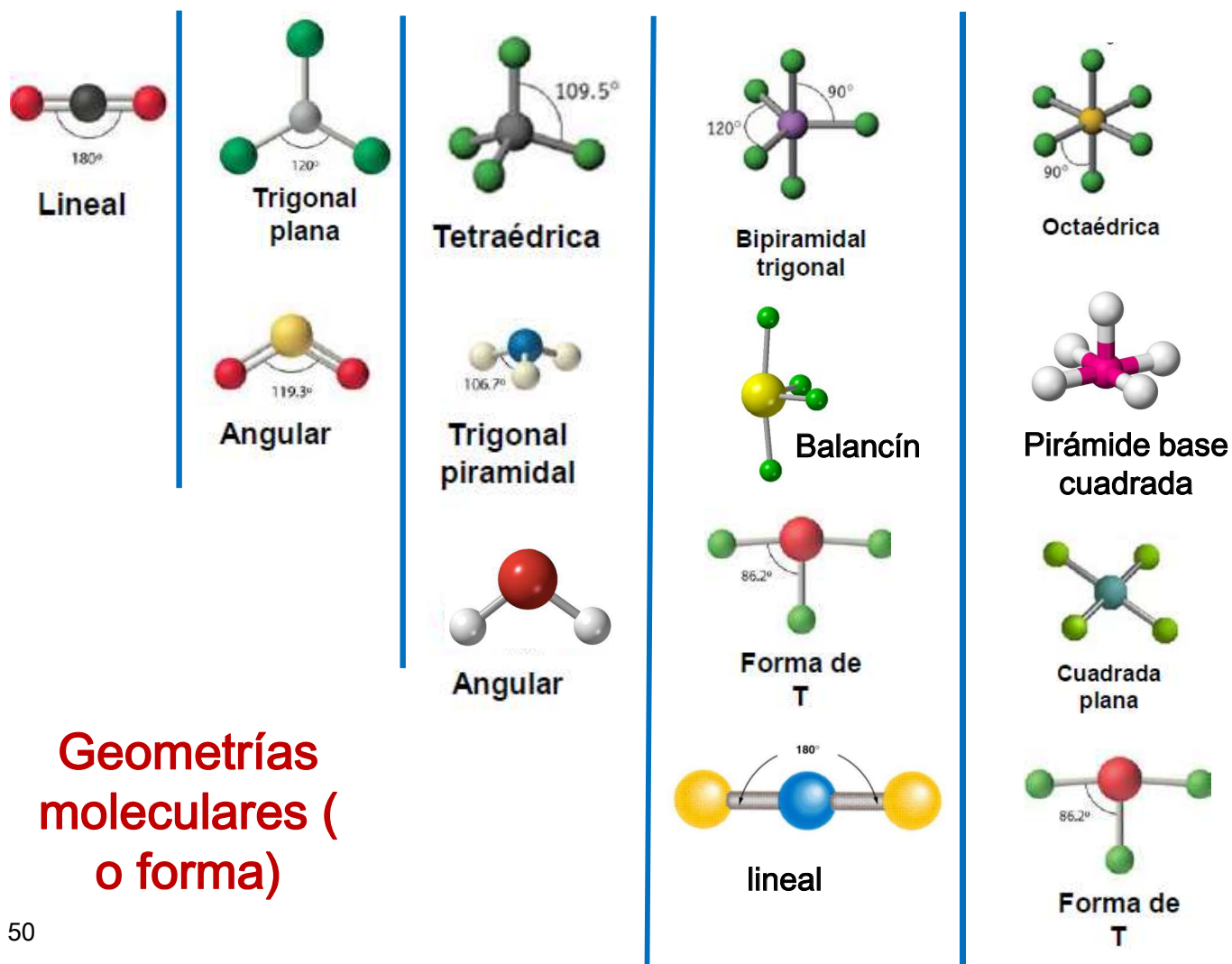
Si nº pares no enlazantes = 0 ⇒

Geometría de dominios electrónicos o geometría electrónica (GE)
= Forma molecular o geometría molecular (GM)

Geometrías electrónicas



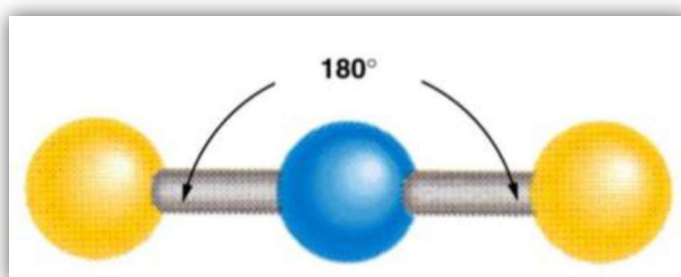
49



Geometrías moleculares (o forma)

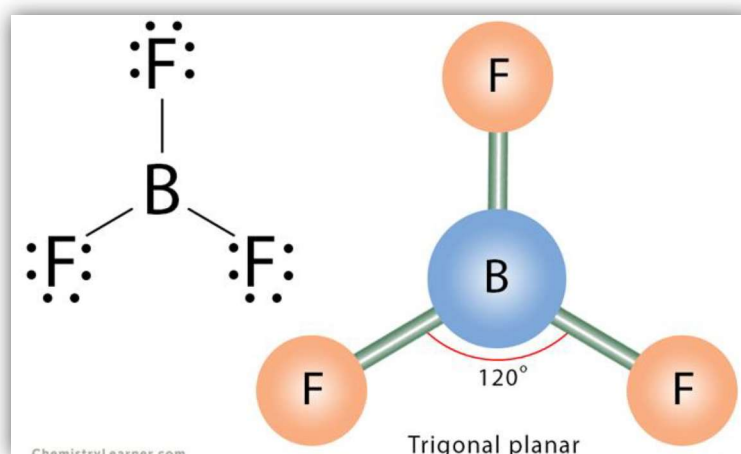
Formas moleculares: el modelo de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV)

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
2	2	0	AB ₂	lineal	lineal	BeCl ₂



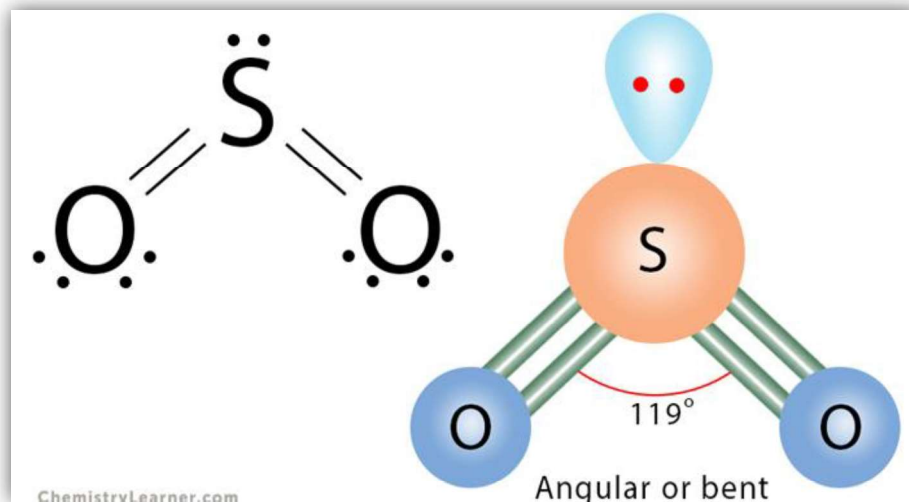
51

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
3	3	0	AB ₃	Plana trigonal	Plana trigonal	BF ₃



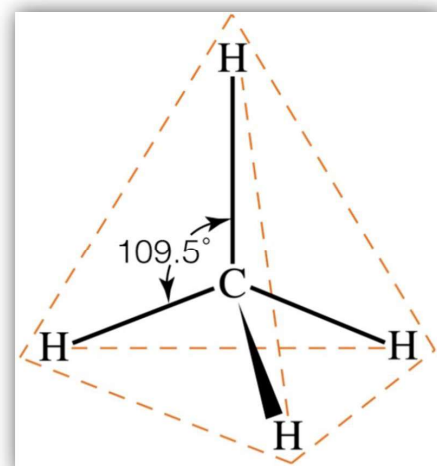
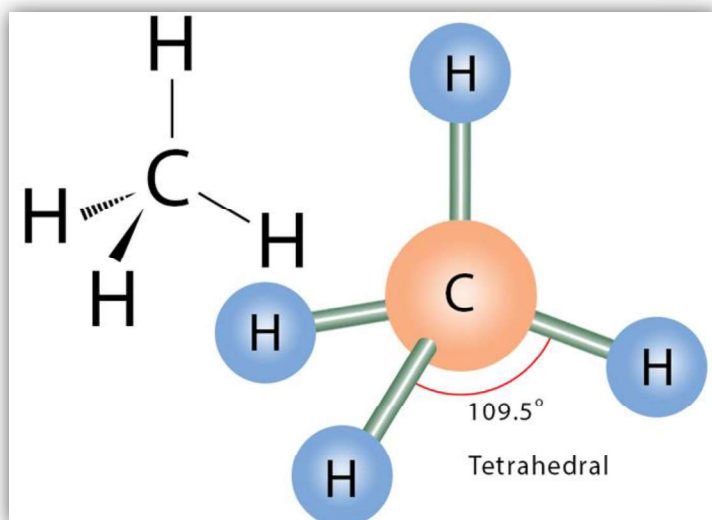
52

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
3	2	1	AB ₂	Plana trigonal	Angular	SO ₂



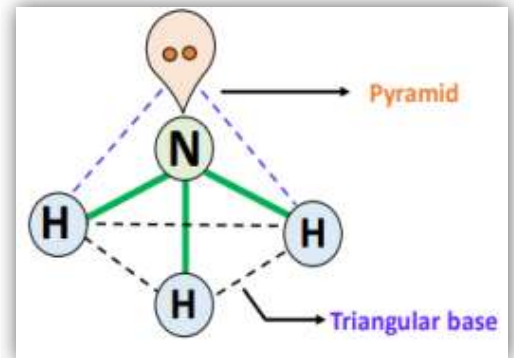
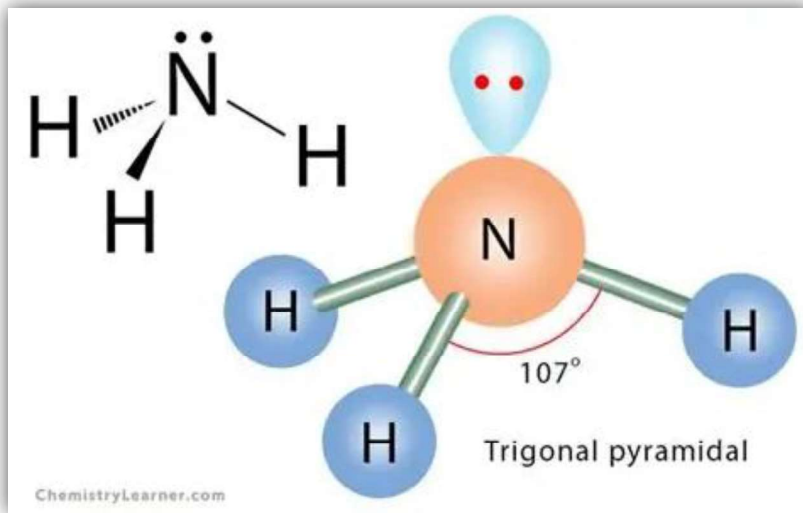
53

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
4	4	0	AB ₄	Tetraédrica	Tetraédrica	CH ₄



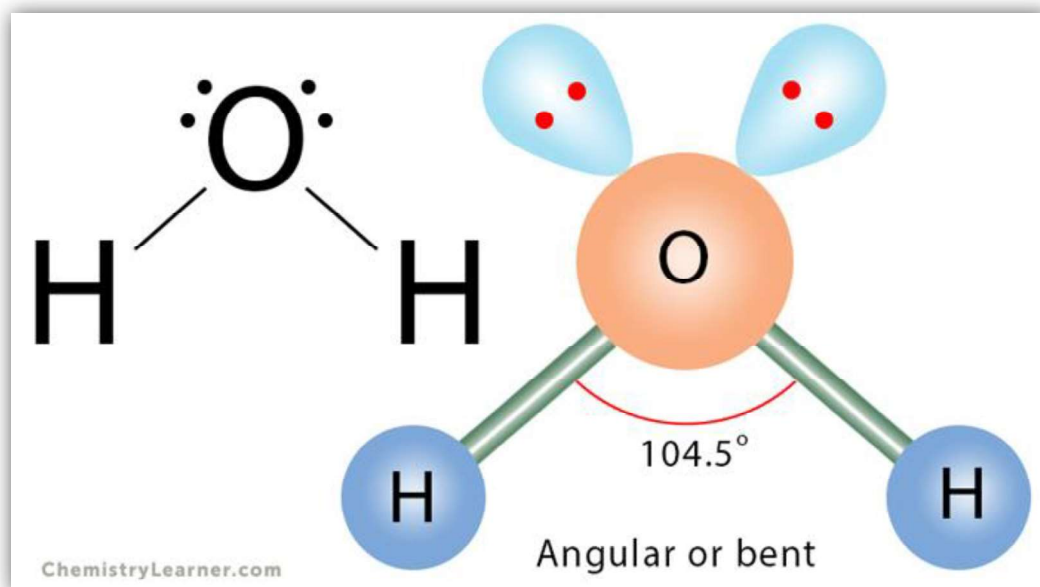
54

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
4	3	1	AB ₃	Tetraédrica	Pirámide de base trigonal	NH ₃



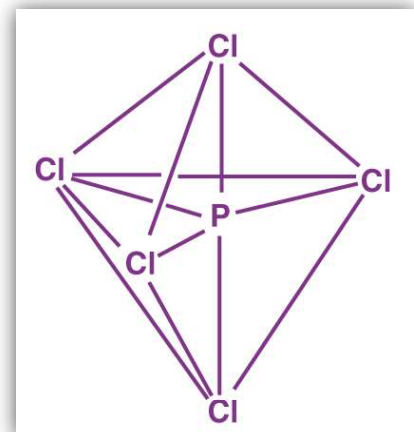
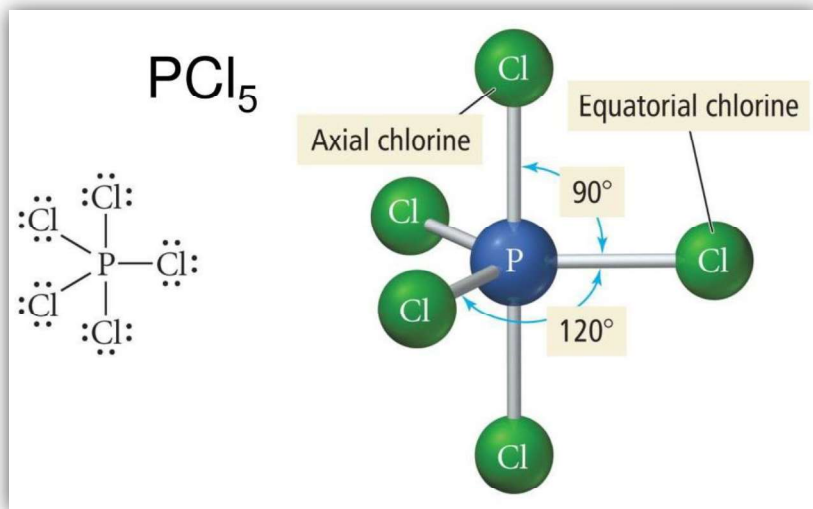
55

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
4	2	2	AB ₂	Tetraédrica	Angular	H ₂ O



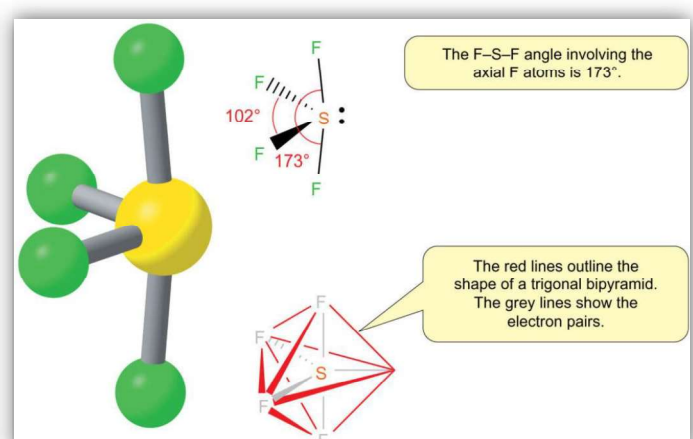
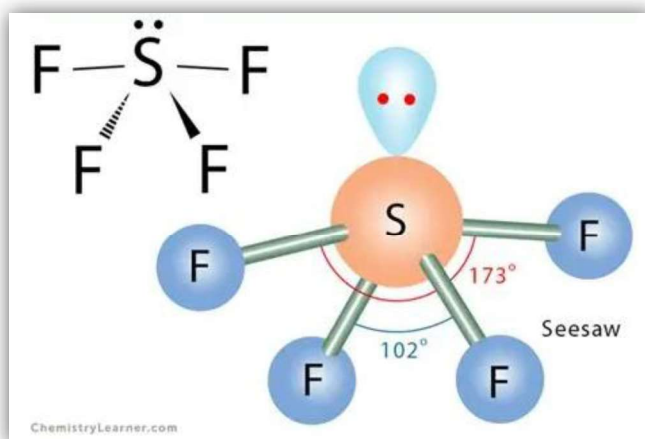
56

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
5	5	0	AB ₅	Bipirámide trigonal	Bipirámide trigonal	PCl ₅



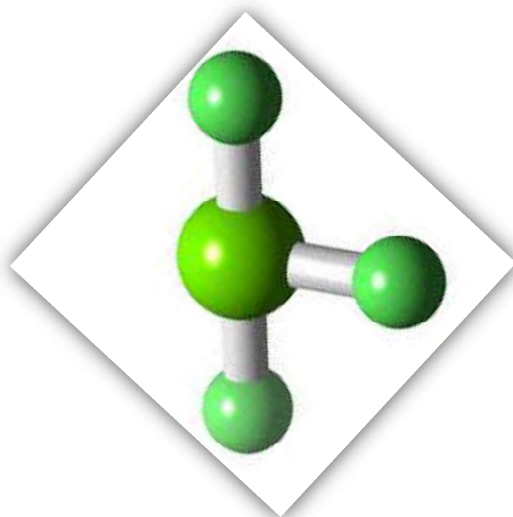
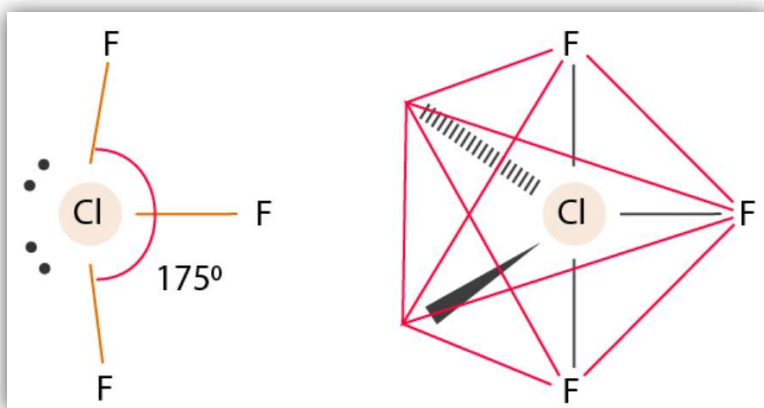
57

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
5	4	1	AB ₄	Bipirámide trigonal	Balancín, caballero (sube y baja)	SF ₄



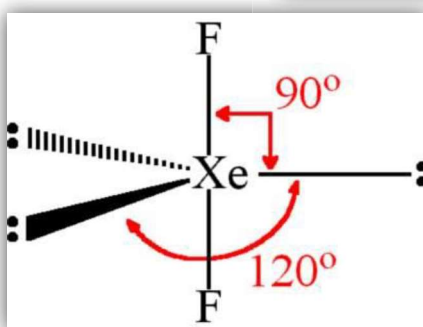
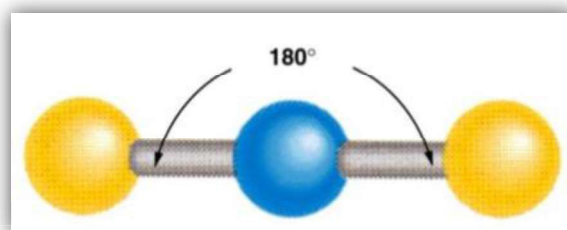
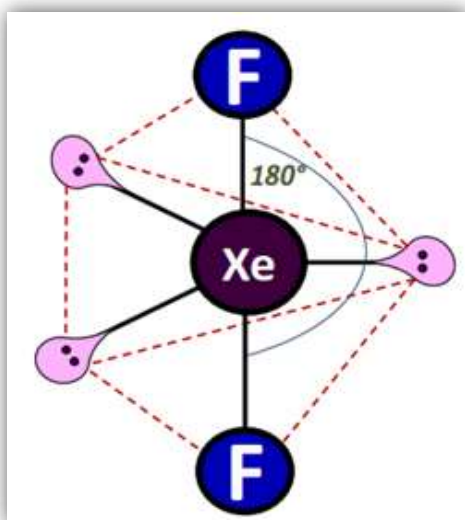
58

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
5	3	2	AB ₃	Bipirámide trigonal	Forma de T	ClF ₃



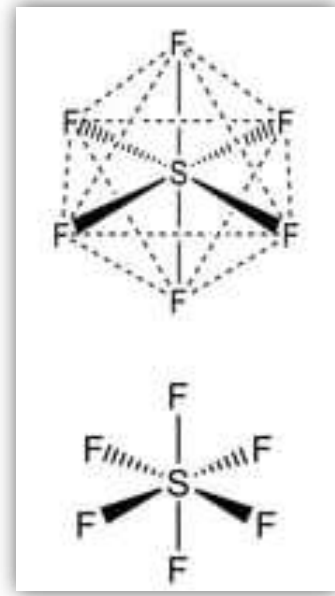
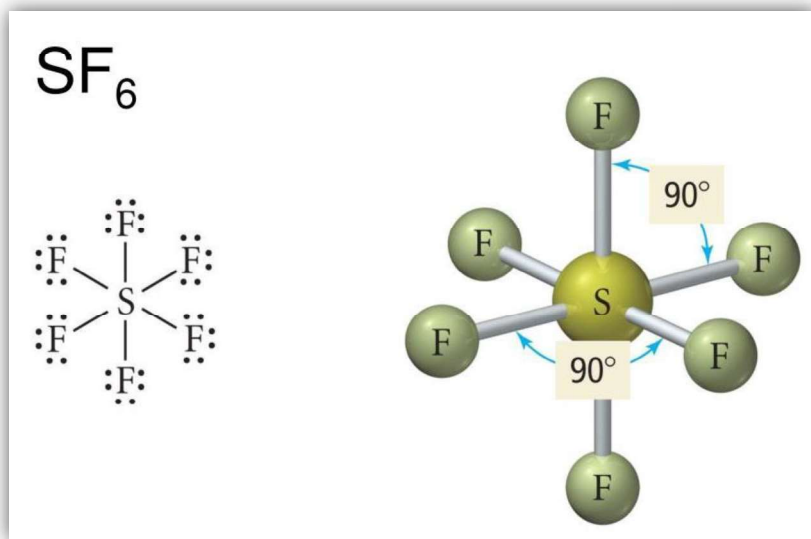
59

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
5	2	3	AB ₂	Bipirámide trigonal	lineal	XeF ₂



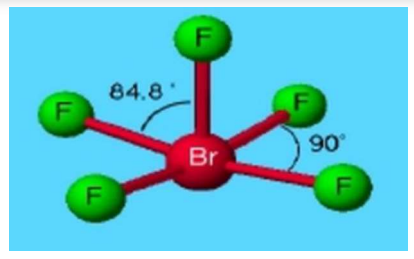
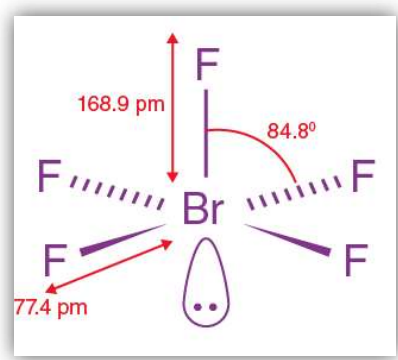
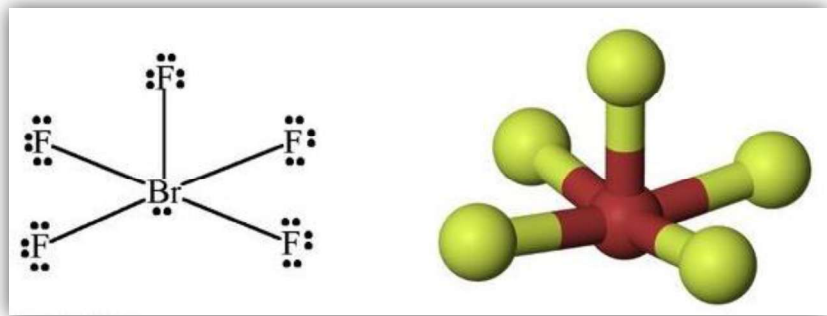
60

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
6	6	0	AB ₆	Octaédrica	Octahédrica	SF ₆



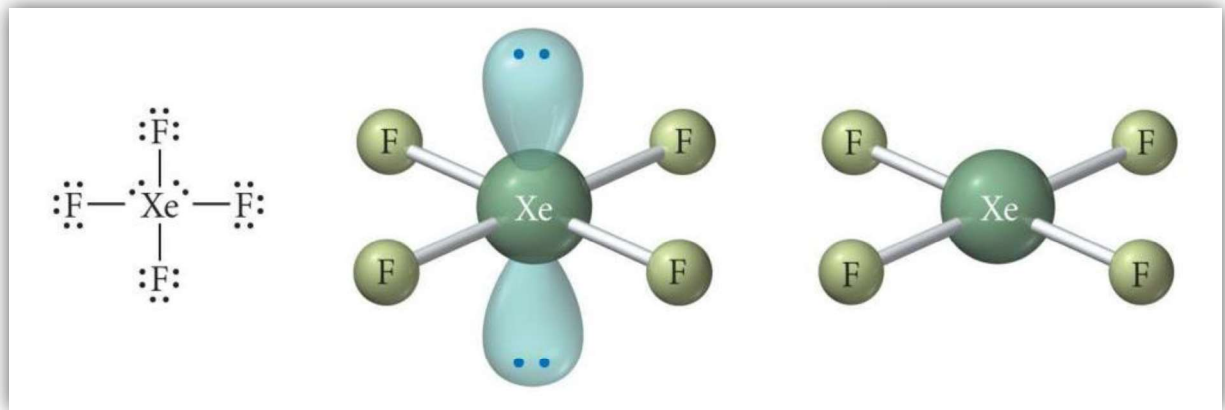
61

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
6	5	1	AB ₅	Octaédrica	Pirámide de base cuadrada	BrF ₅



62

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
6	4	2	AB ₄	Octaédrica	Cuadrado planar	XeF ₄



63

n° total pares de e-	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Fórmula general	GE	GM	Ejemplo
6	3	3	AB ₃	Octaédrica	Forma de T	

64

Tarea

a) Utilice el modelo RPECV para predecir la geometría molecular de: PH_3 / SF_4 / IF_5

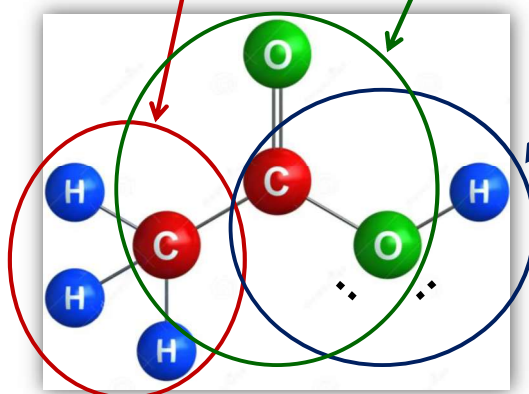
b) Especificar geometría electrónica y molecular (forma) de: H_3O^+ , SCN^- , CS_2 , NaIO_3 , SCl_4 , BrCl_4^- , NH_2Cl , KrF_2 , BeCl_2 , XeF_4 , AlBr_3 , SO_4^{2-} , ICl_2^- , SO_2

¡¡Los revisamos en consulta!!

65

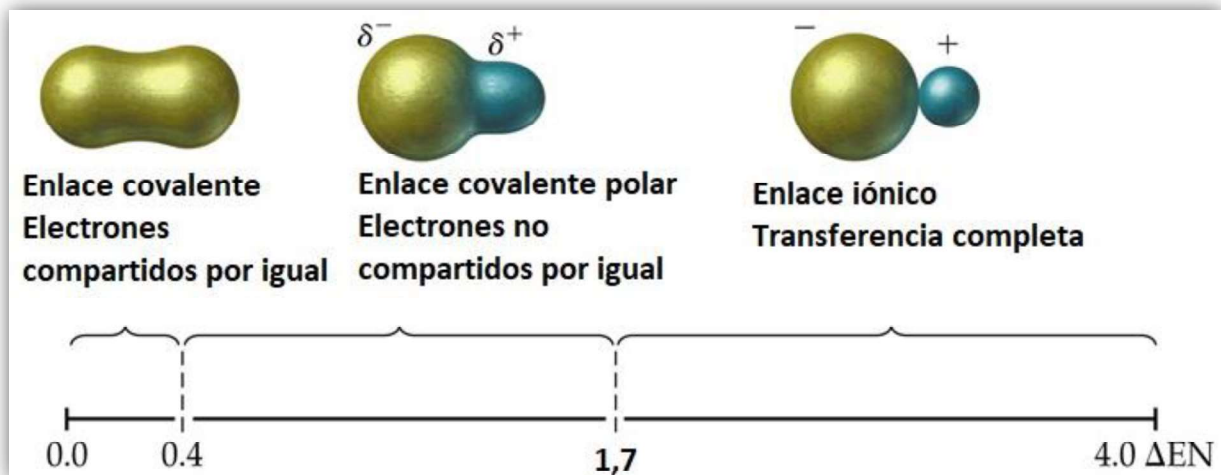
Moléculas con más de un átomo central

$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{:O:} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \\ \text{C} \end{array}$	$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \ddot{\text{O}} \end{array}$
Número de dominios de electrones	4	3	4
Geometría de dominios de electrones	Tetraédrica	Trigonal plana	Tetraédrica
Ángulos de enlace predichos	109.5°	120°	109.5°



66

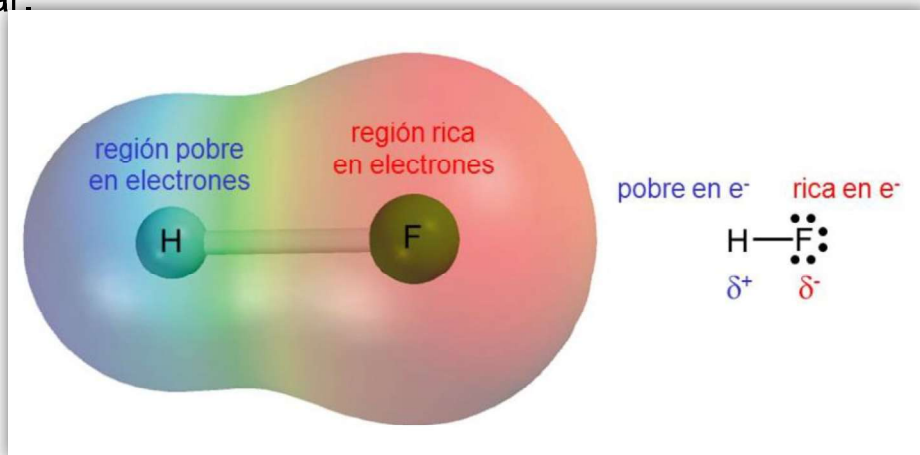
Enlaces polares



La polaridad de un enlace es una medida de qué tan equitativamente se comparten los electrones de un enlace entre los dos átomos que se unen: a medida que \uparrow la $\Delta\chi$ entre los dos átomos, \uparrow también la polaridad del enlace

67

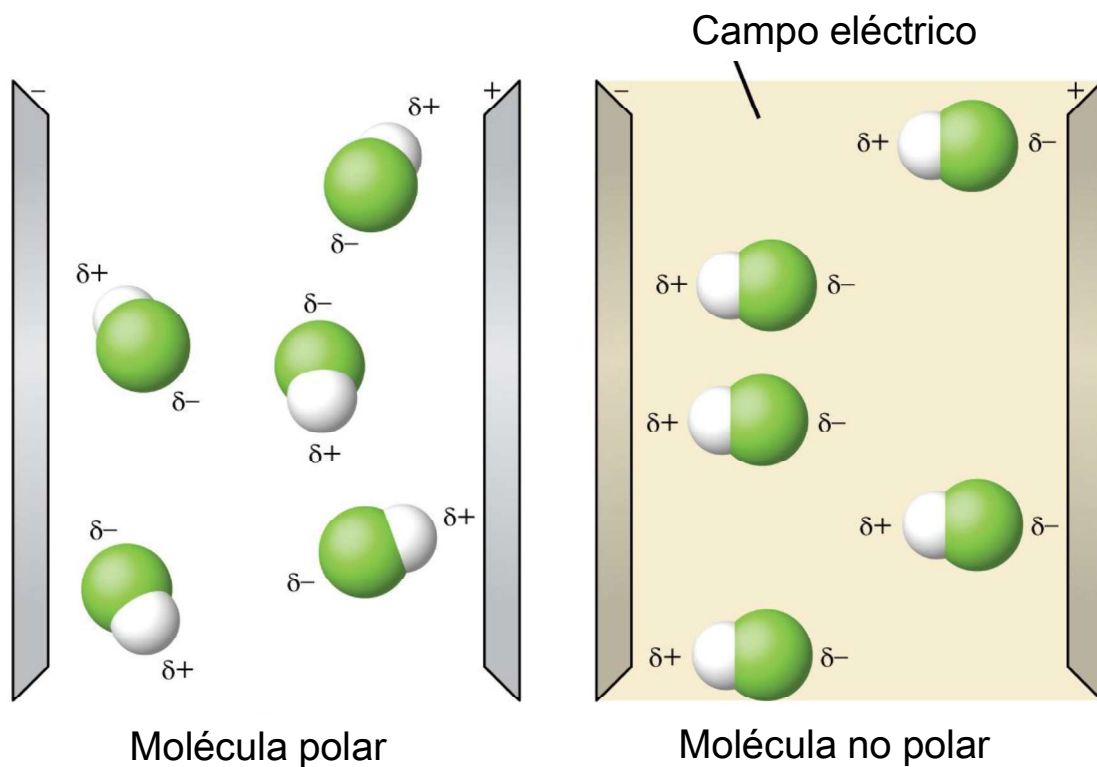
En un enlace covalente, los electrones de enlace pueden estar más cerca de un núcleo que del otro cuando los átomos que se combinan no son iguales. La diferencia de electronegatividad da lugar a un enlace polar.



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

68

Moléculas polares y no polares en un campo eléctrico

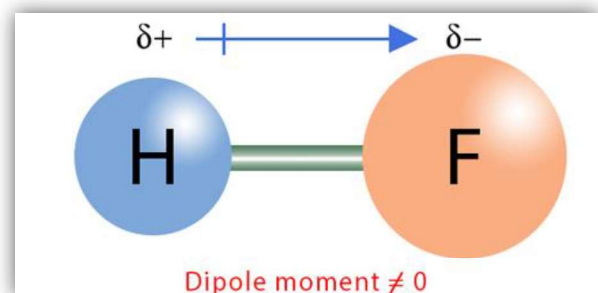


69

Momento dipolar

Mide la intensidad del dipolo:

$$\mu = Q \times r$$



Q es el valor de la densidad de carga.

r = distancia internuclear

El *Debye* (D) es una unidad frecuentemente usada para el momento dipolar, $1 \text{ D} = 3,34 \times 10^{-30} \text{ Coulomb} \cdot \text{metro}$

70

Ejemplo: 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⁻

$$\mu = Q \times r$$

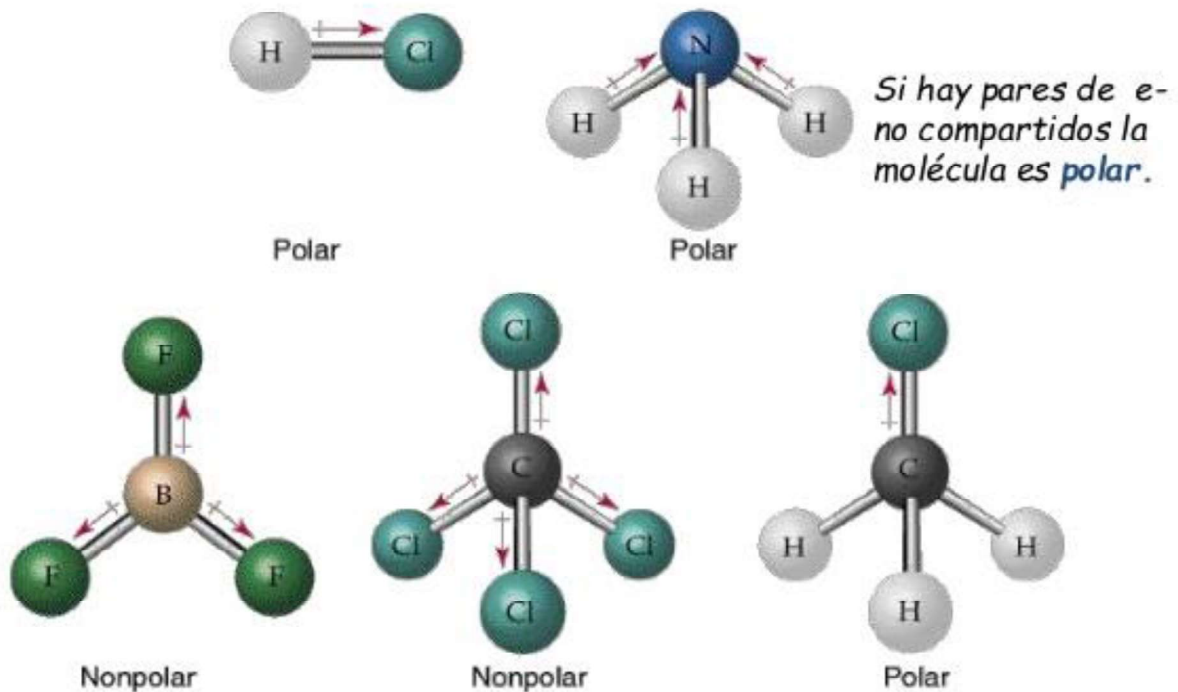
$$Q = \frac{\mu}{r} = \frac{1,08 \text{ D} \times 3,34 \times 10^{-30} \text{ C m/D}}{1,27 \text{ Å} \times 10^{-10} \text{ m/Å}} = 2,84 \times 10^{-20} \text{ C}$$

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

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

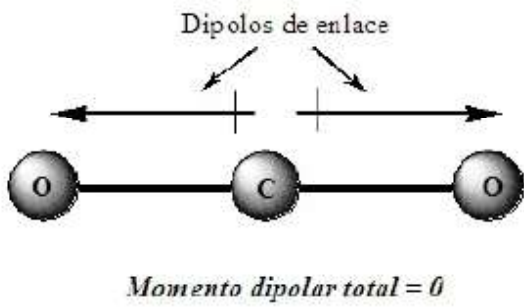


71

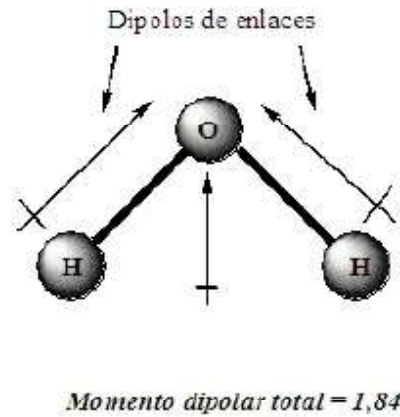


72

Molécula apolar



Molécula polar



$$\chi_{\text{C}} = 2,5$$

$$\chi_{\text{O}} = 3,5$$

$$\chi_{\text{H}} = 2,1$$

$$\Delta\chi_{\text{C-O}} = 1,0 \rightarrow$$

enlace C-O es polar

$$\Delta\chi_{\text{H-O}} = 1,3 \rightarrow$$

enlace H-O es polar

$$\Sigma \text{ dipolos de enlace} = \mu = 0 \text{ D} \rightarrow$$

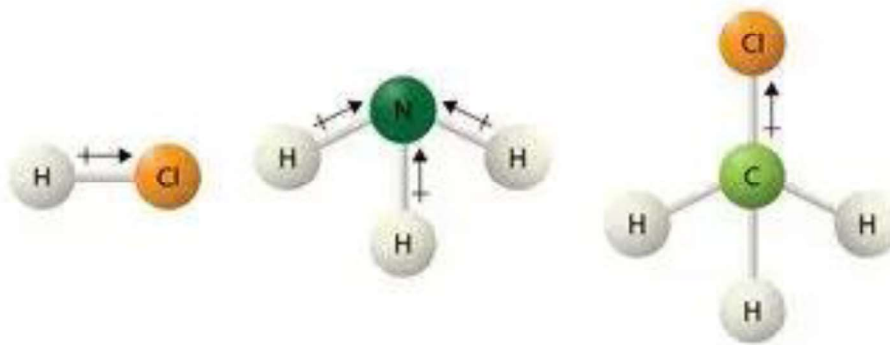
molécula **apolar**

$$\Sigma \text{ dipolos de enlace} = \mu = 1,84 \text{ D}$$

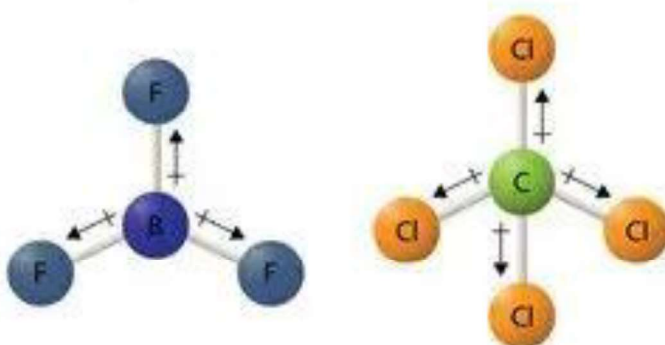
\rightarrow molécula **polar**

73

Polar covalent bond



Non-polar covalent bond



**Moléculas polares y no polares
con enlaces polares**

74

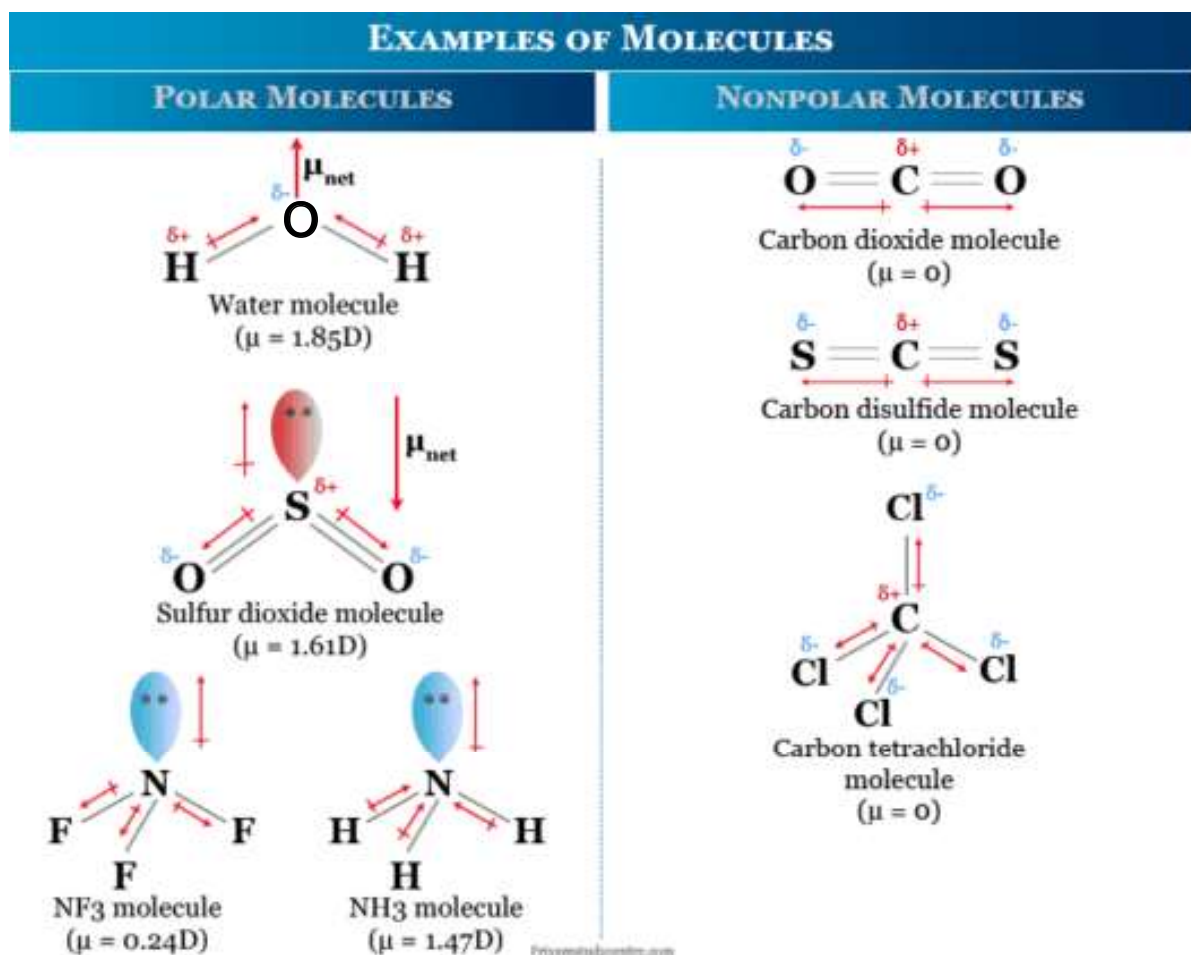
Molecular apolar: los dipolos de los enlaces se cancelan

- ✓ 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

75



6

Momento dipolar de algunas moléculas polares

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

* Δ electronegatividad entre los átomos unidos