

Enlace Químico

Química IS

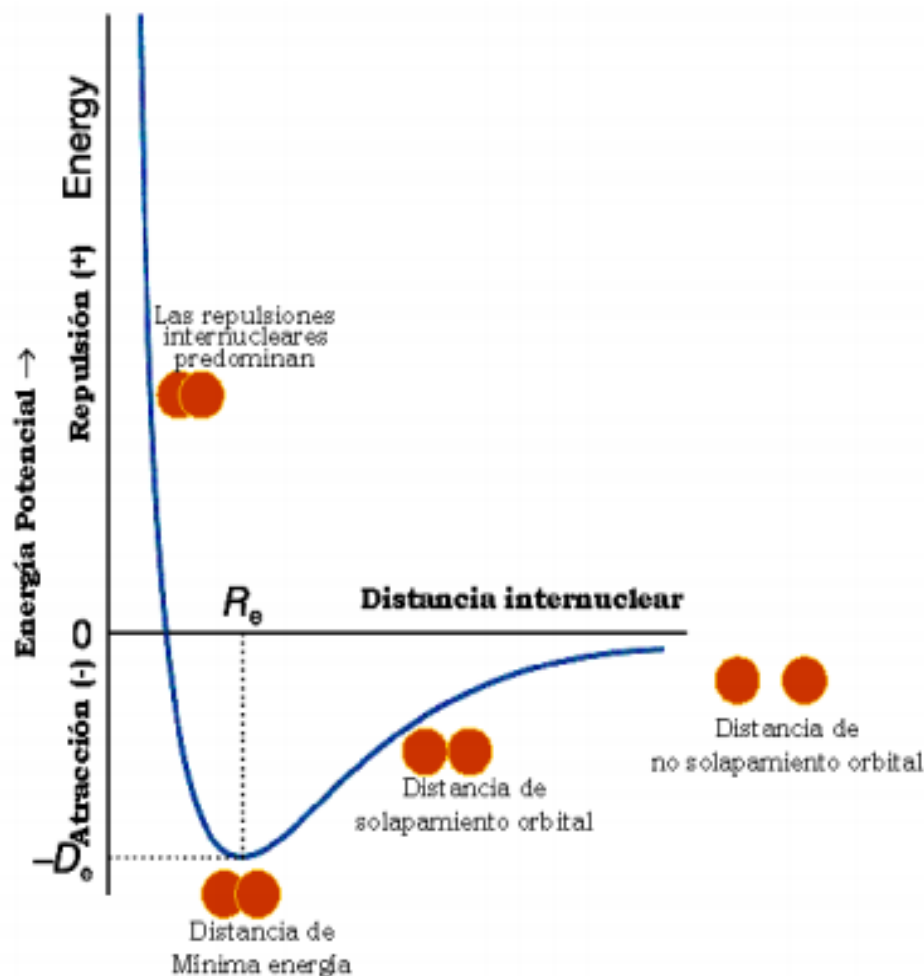
2018

Prof. María Luján Ferreira

El enlace químico

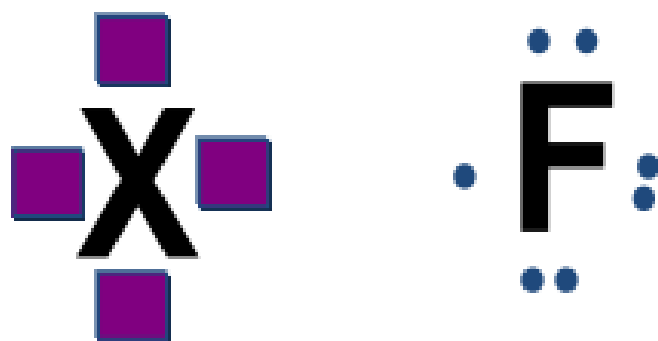
¿ Por qué se unen los átomos?

➤ Fuerzas de atracción que mantiene unidos a dos o más átomos. La formación de un enlace químico reduce la energía potencial entre partículas de distinta carga.



Tienen tendencia al estado de energía mínima ➡ (> estabilidad)

Símbolos de puntos de Lewis



- Una forma de representar los electrones de valencia de un átomo
- Se dibujan los electrones como puntos alrededor del símbolo del átomo
- El número de electrones disponibles para el enlace se representa por puntos aislados
- Los puntos se dibujan alrededor del átomo.



Símbolos de puntos de Lewis

- Símbolos de Lewis para los elementos del segundo periodo ($n = 2$).



Regla del Octeto

4.4

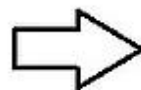
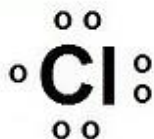
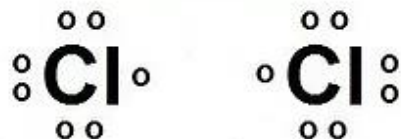
Los átomos son mas estables cuando su última capa de electrones se asemeja mas a la de un gas noble.



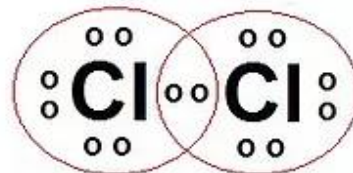
Como la mayoría de los gases nobles tienen 8 e⁻ en sus últimos niveles, se la conoce como ley del octeto



7 electrones de valencia
en cada átomo



8 electrones de valencia
en cada átomo

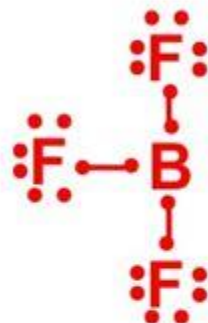


Átomos de cloro por separado
no cumplen la regla del octeto

Al formar un enlace compartiendo
dos electrones los átomos de cloro
cumplen la regla del octeto

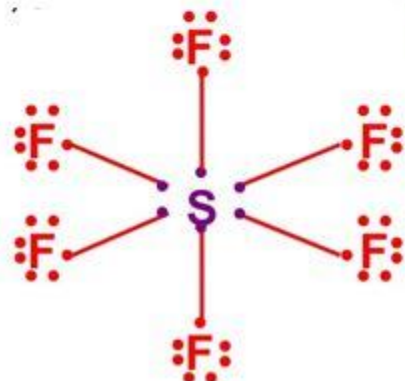
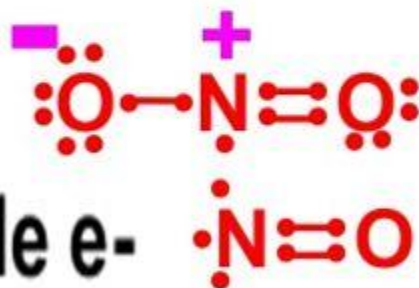
Excepciones a la regla del Octeto

Existen tres tipos



Octeto incompleto

Numero impar de e-



Octeto expandido

Cómo dibujo Estructuras Covalentes??

Paso 1-Escribir los símbolos químicos de los elementos que forman la molécula. En el centro ubicar al elemento menos electronegativo. H y F siempre ocupan posiciones terminales

Paso 2-Calcular el número total de electrones de valencia como la atomicidad de cada elemento por el número de electrones de valencia de cada elemento individualmente

Paso 3-Dibujar enlaces covalentes simples entre dos átomos. Completar el octeto de los átomos no centrales.

Paso 4-Evaluar si el átomo central completa el octeto. Si no es así desplazar electrones libres de los átomos no centrales y formar enlaces covalentes múltiples hasta completar el octeto.

Dióxido de carbono, CO_2

1. C es central
2. e^- de valencia =
 $4 + 2 \cdot 6 = 16$ (8 pares)
- 3.

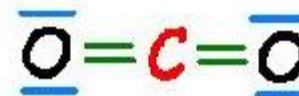
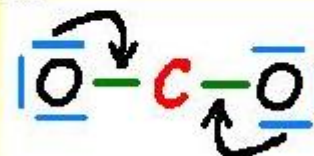


4.



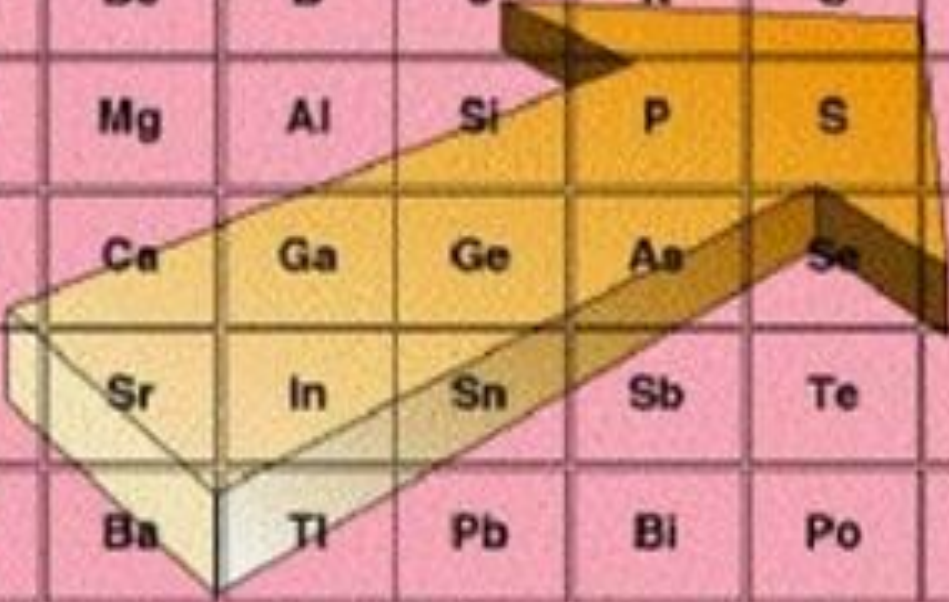
Enlaces múltiples:

La estructura del CO_2 no cumple la regla del octeto, a no ser que...



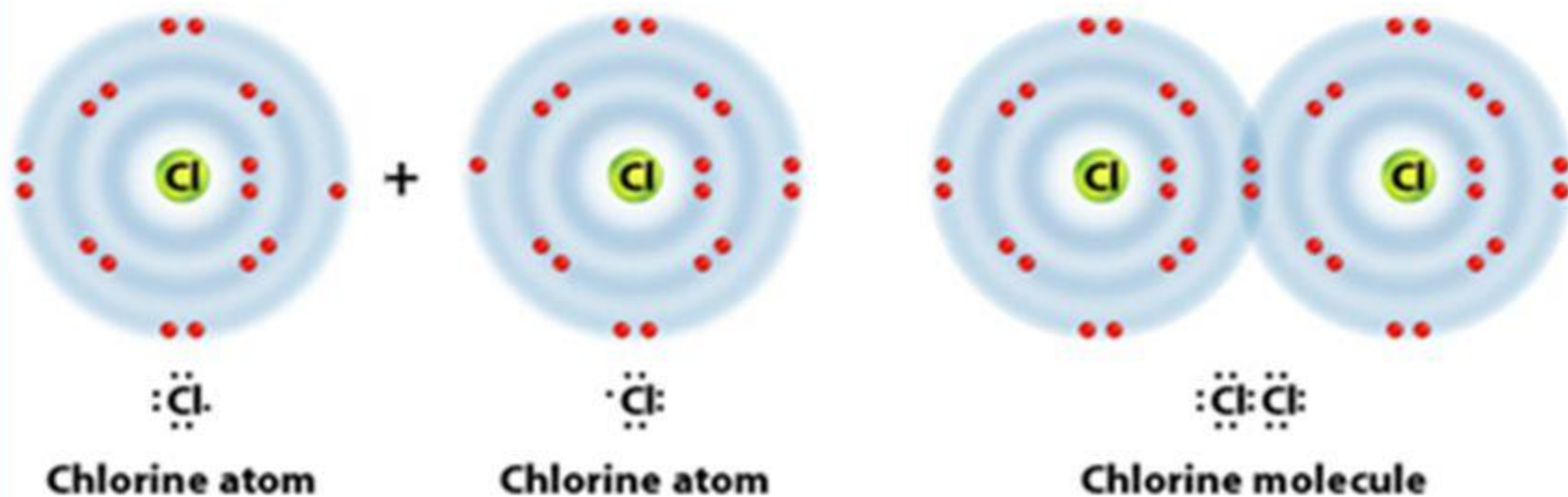
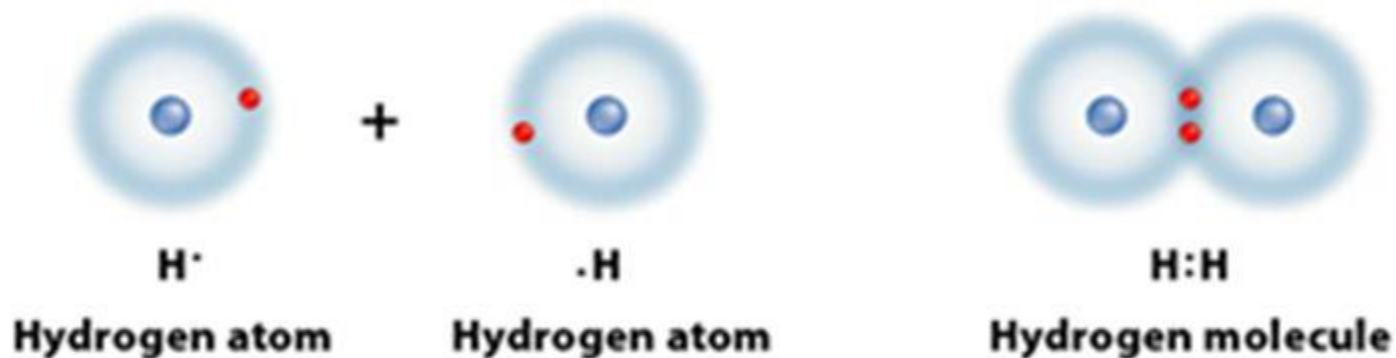
Electronegatividad

Se define como la capacidad que tiene un átomo para atraer electrones cuando esta químicamente combinado con otros átomos



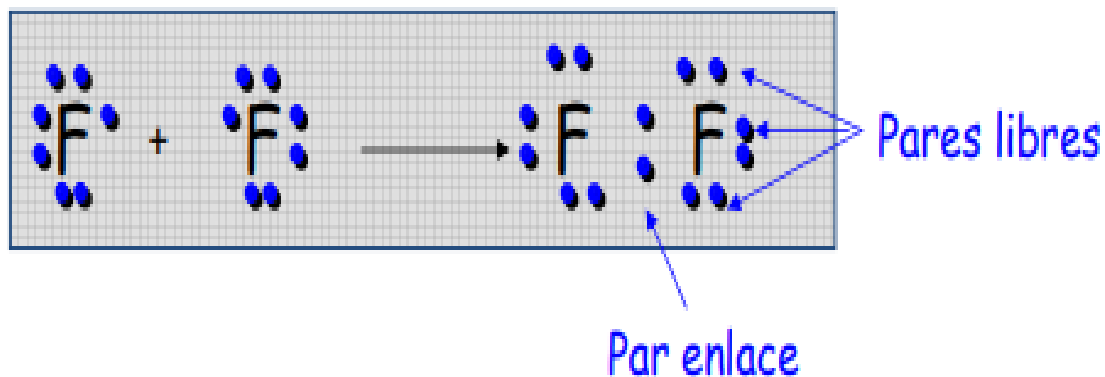
H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

ENLACE COVALENTE



El enlace covalente

- Los pares de enlace que no forman parte del enlace se denominan **pares libres** (no enlace)

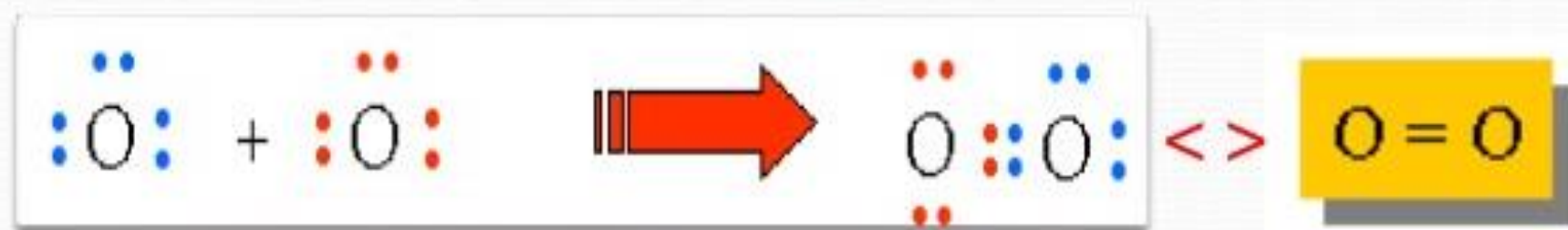


ENLACE COVALENTE MULTIPLE

Este tipo de enlace se da cuando entre los átomos enlazados se comparte 2 o más pares de electrones, estos pueden ser: doble y triple

a) Enlace doble: Compartición de dos pares de electrones

Ejemplo: Formación del O_2



b) Enlace triple: Compartición de tres pares de electrones

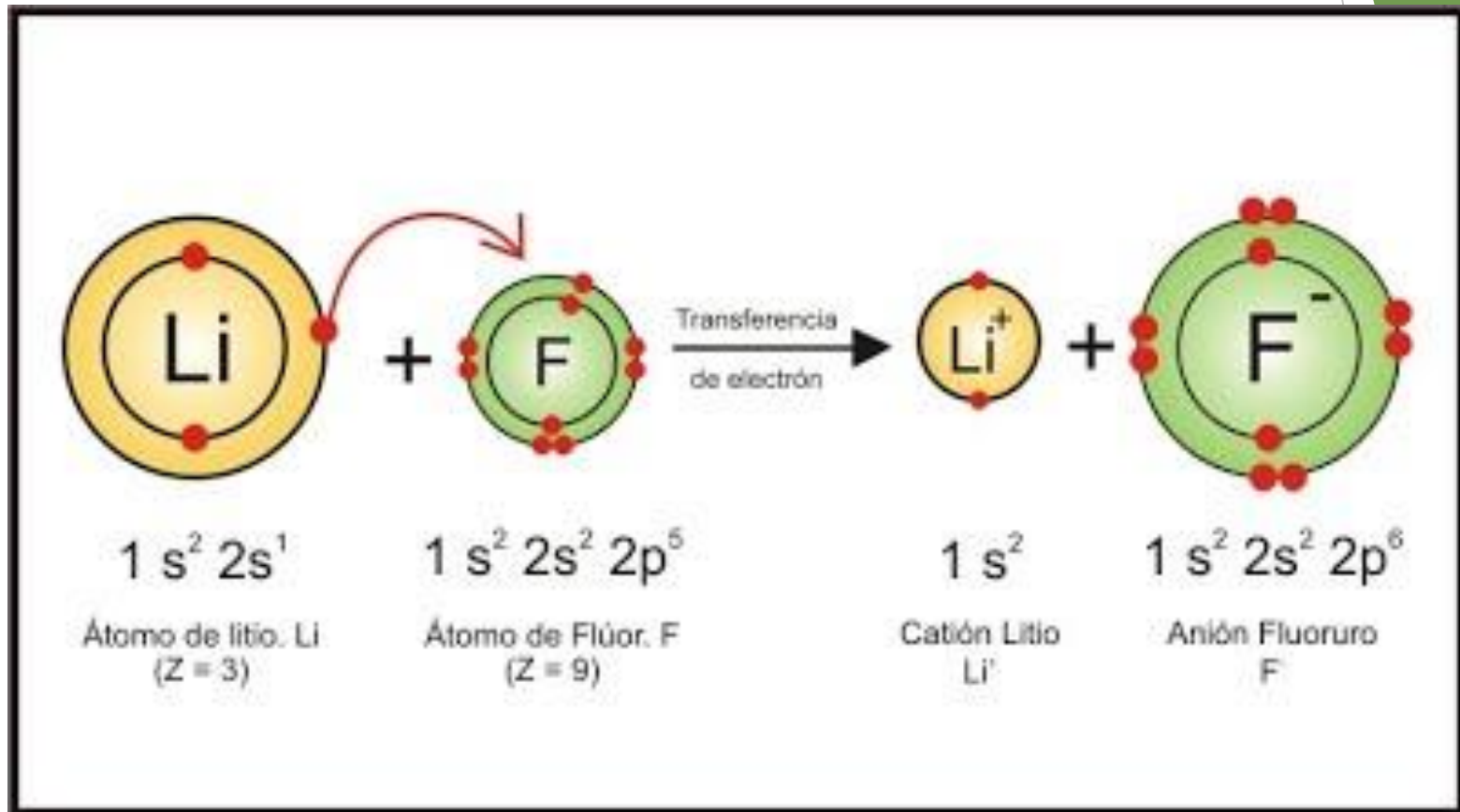
Fuerza y longitud de los enlaces covalentes

$C-C$	$C=C$	$C\equiv C$
1.54 Å	1.34 Å	1.20 Å
348 kJ/mol	614 kJ/mol	839 kJ/mol

número de enlaces ↓ Longitud del enlace → **Enlace más fuerte**

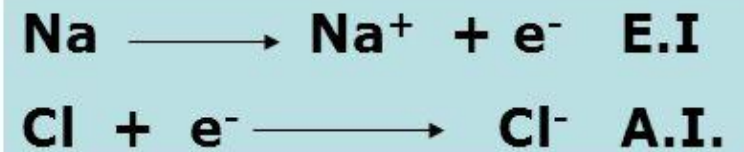
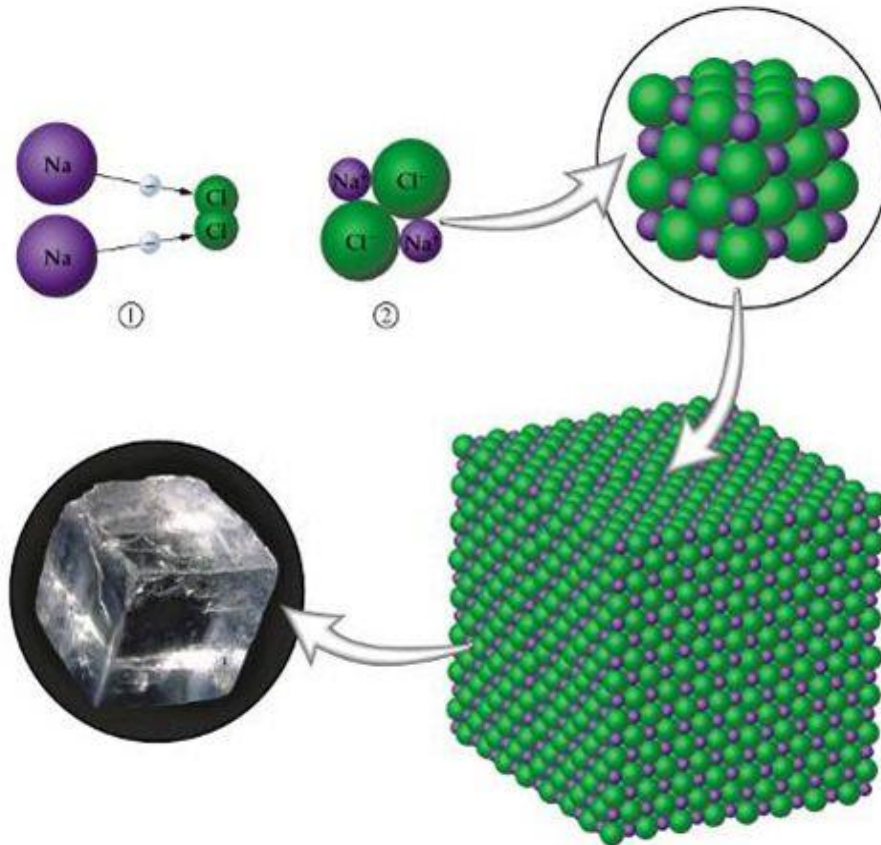
Enlace	Longitud de enlace (Å)	Enlace	Longitud de enlace (Å)
$C-C$	1.54	$N-N$	1.47
$C=C$	1.34	$N=N$	1.24
$C\equiv C$	1.20	$N\equiv N$	1.10
$C-N$	1.43	$N-O$	1.36
$C=N$	1.38	$N=O$	1.22
$C\equiv N$	1.16		
		$O-O$	1.48
$C-O$	1.43	$O=O$	1.21
$C=O$	1.23		
$C\equiv O$	1.13		

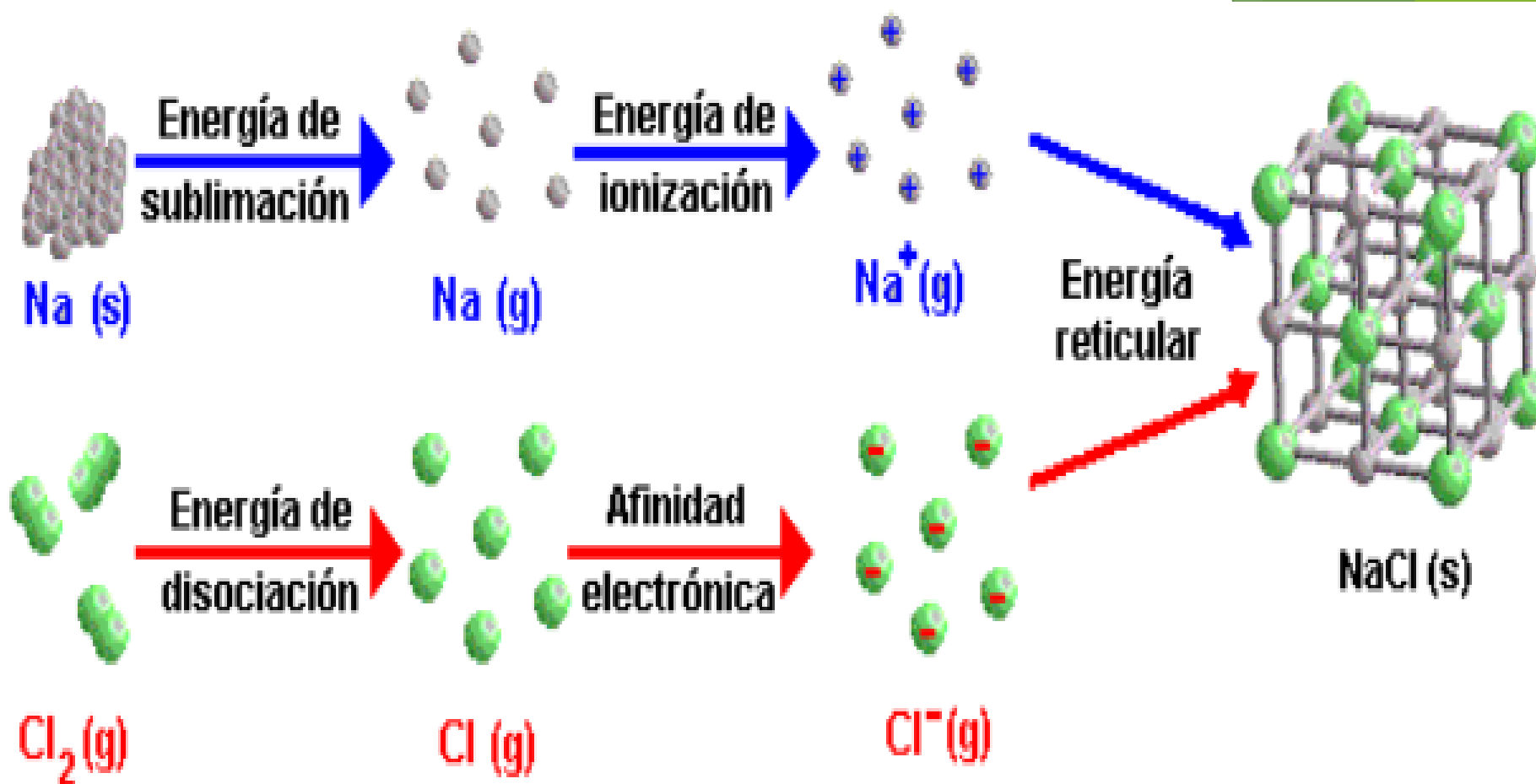
Enlace iónico



ENLACE IÓNICO

- SE DA ENTRE IONES DE DISTINTO SIGNO
- ENTRE ELEMENTOS MUY ALEJADOS EN EL S.P.con:
 - ELEVADA AFINIDAD ELECTRÓNICA
 - BAJA ENERGÍA DE IONIZACIÓN





La energía reticular :energía necesaria para separar completamente un mol de un compuesto iónico sólido en sus iones en estado gaseoso.

Energía reticular

Densidad de carga

$$\delta_{\text{carga}} = \frac{\text{carga ión}}{V_{\text{ión}}}$$

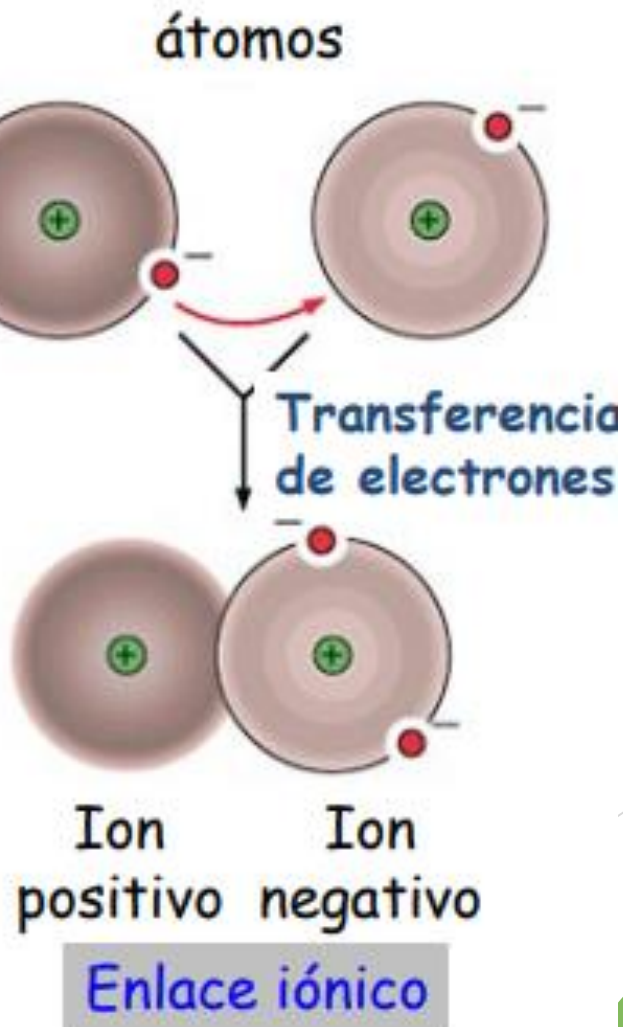
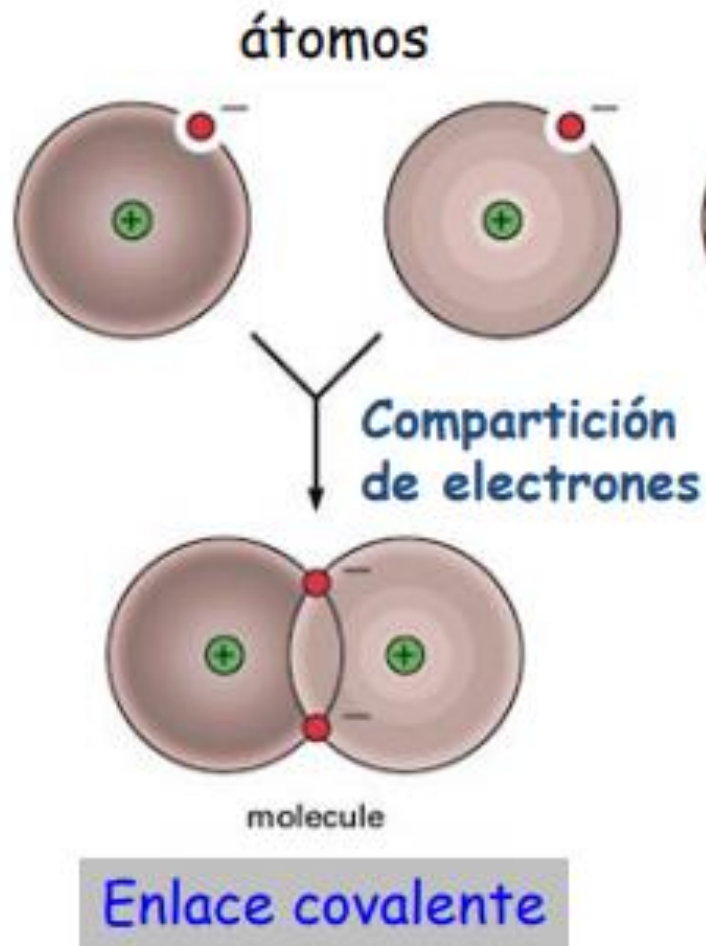
<u>Compuesto</u>	<u>Energía reticular</u>	
MgF ₂	2957	q = +2,-1
MgO	3938	q = +2,-2
LiF	1036	r F < r Cl
LiCl	853	


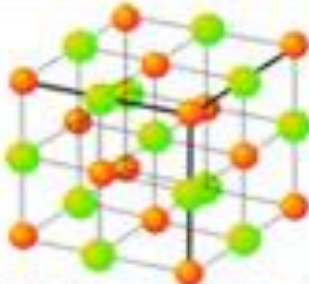
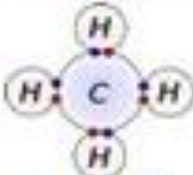

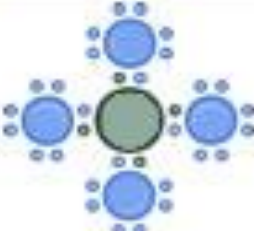


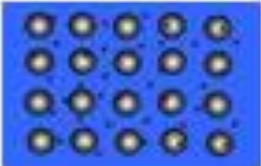
La **energía reticular** *aumenta*

- cuando **q** *aumenta*

- cuando **r** *disminuye*

El enlace covalente vs. iónico



TIPO DE ENLACE	TIPO DE ESTRUCTURA	EJEMPLO DE ESTRUCTURA	PROPIEDADES CARACTERÍSTICAS
<p><i>Enlace iónico</i></p>  <p>▲ Ejemplo: KCl</p>	<p><i>Red iónica</i></p>	 <p>▲ Cloruro de potasio, KCl</p>	<p>Sólidos Cristalinos</p> <p>Puntos de fusión elevados</p> <p>Puntos de ebullición elevados</p> <p>Solubles en agua</p> <p>Conducen la electricidad fundidos o en disolución</p> <p>No conducen la electricidad en Estado Sólido</p>
<p><i>Enlace Covalente</i></p>  <p>▲ Ejemplo: CH_4</p>	<p><i>Moléculas Simples</i></p>	 <p>▲ Metano, CH_4</p>	<p>Fundamentalmente Líquidos y Gases</p> <p>Puntos de fusión bajos</p> <p>Puntos de ebullición bajos</p> <p>Insolubles en Agua</p> <p>No conducen la Electricidad</p>
 <p>▲ Ejemplo: C</p>	<p><i>Moléculas Gigantes</i></p>	 <p>▲ Diamante, C</p>	<p>Sólidos</p> <p>Puntos de fusión elevados</p> <p>Puntos de ebullición elevados</p> <p>La solubilidad y conductividad varían de una sustancia a otra</p>
<p><i>Enlace Metálico</i></p>  <p>▲ Ejemplo: Ag</p>	<p><i>Red Metálica</i></p>	 <p>▲ Plata, Ag</p>	<p>Sólidos cristalinos</p> <p>Dúctiles y Maleables</p> <p>Puntos de fusión elevados</p> <p>Puntos de ebullición elevados</p> <p>Insolubles en agua</p>

TEORÍA DE REPULSIÓN DE PARES DE ELECTRONES DE LA CAPA DE VALENCIA (R. P. E. C. V.)

1. Calculamos el número total de electrones de valencia de la molécula.
2. Se divide entre dos para obtener el número de pares de electrones.
3. Se asigna un par de electrones para cada enlace entre cada átomo terminal y el central.
4. Se reparte el resto de pares de electrones empezando por los átomos terminales y terminando por el central (para adquirir el octeto)
5. Se cuenta el número de electrones que rodean al átomo central y se distribuyen de forma que las repulsiones sean mínimas.
6. Si todos los pares forman enlaces la geometría será la correspondiente a esa distribución.

Geometría ideal

Nº de
pares de e-

Geometría

Angulo de
enlace

2 (AX_2)

Linear

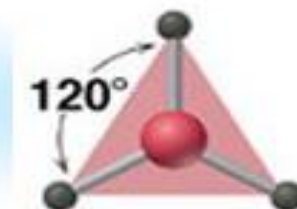
180°



3 (AX_3)

Trigonal Plana

120°



4 (AX_4)

Tetraédrica

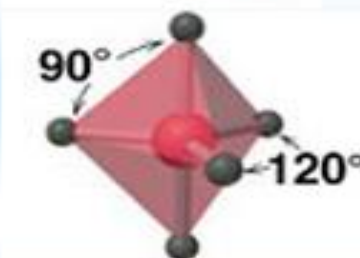
109.5°



5 (AX_5)

Trigonal
piramidal

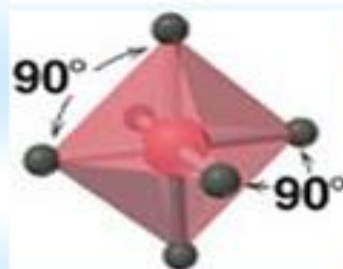
$90^\circ / 120^\circ$



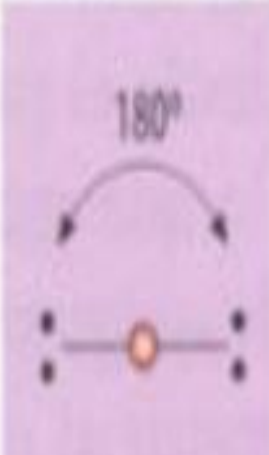


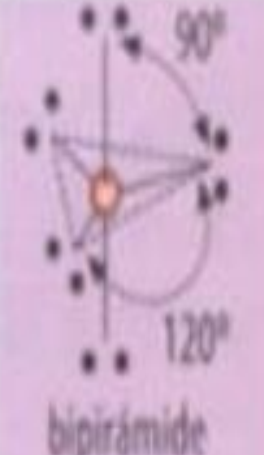

6 (AX_6)

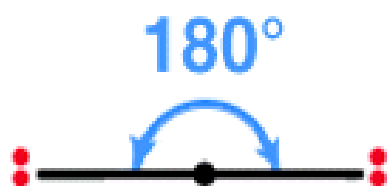
Octaédrica

90°

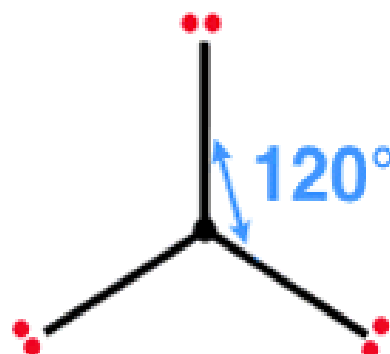


- Afirma que los pares de electrones de la capa de valencia de los átomos que forman los enlaces covalentes se sitúan lo mas alejados posible unos de otros, de manera que las repulsiones entre ellos sean mínimas. Esta teoría explica la geometría de las sustancias covalentes.

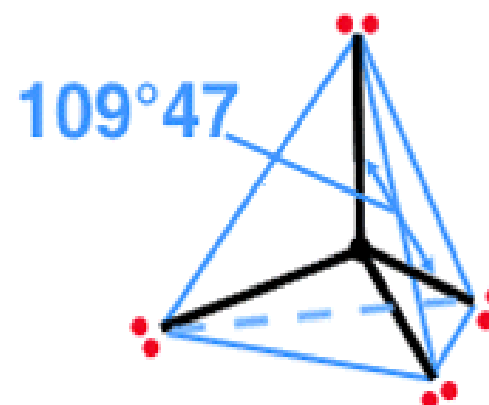
N.º de pares de e ⁻	2	3	4	5	6
Disposición espacial y geométrica de los pares de electrones	 <p>lineal</p>	 <p>triangular</p>	 <p>tetraédrica</p>	 <p>bipirámide triangular</p>	 <p>octaédrica</p>



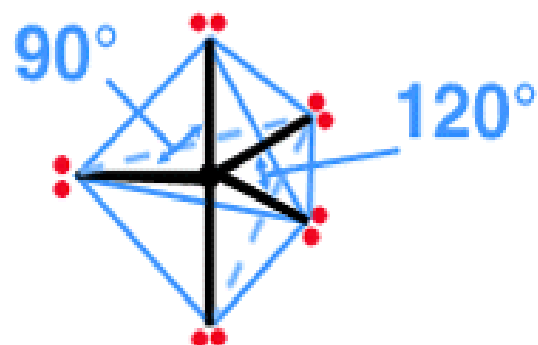
Linear



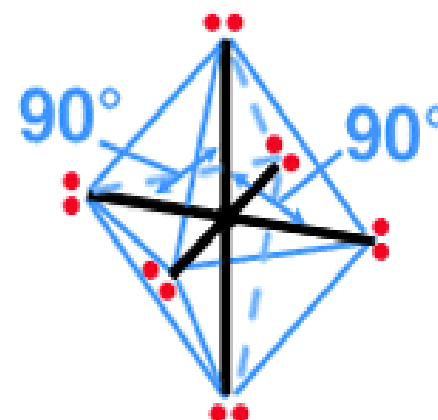
**Trigonal
planar**



Tetrahedral



**Trigonal
bipyramidal**



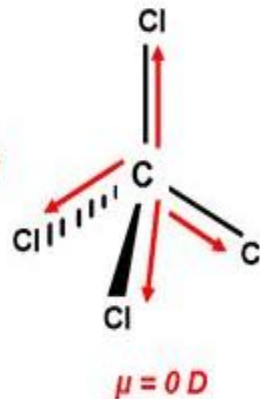
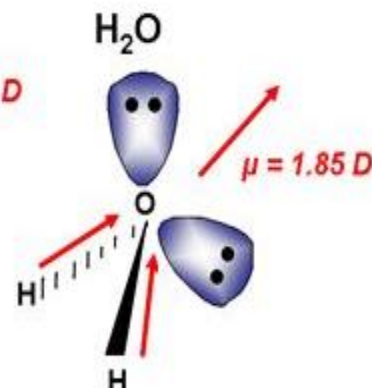
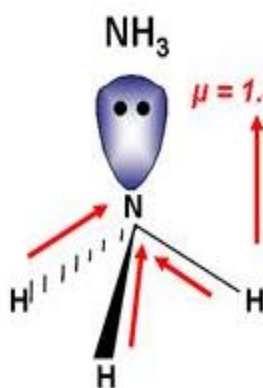
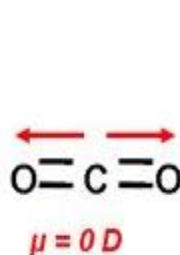
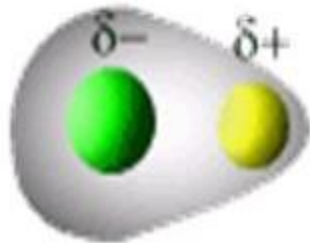
Octahedral

La polaridad de las moléculas depende de:

- la **diferencia de electronegatividades** entre sus átomos.
- su **geometría**.

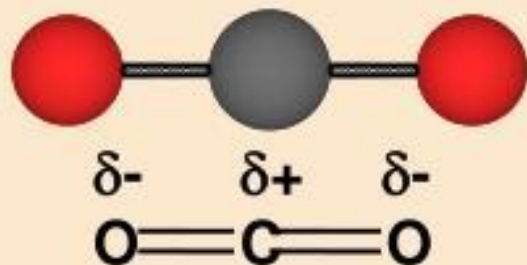
La existencia de **enlaces covalentes polares** en una molécula, no establece necesariamente la polaridad de la misma.

Para determinar la polaridad de una molécula, se utiliza el **momento dipolar (μ)**, que es la expresión de la asimetría de la carga eléctrica en un enlace químico.

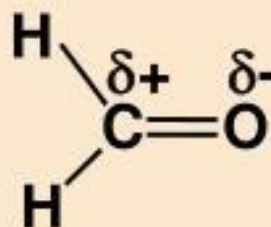


Enlaces polares	Ángulo	Geometría	Polaridad molecular	Molécula
2	180	Lineal	Apolar	CO ₂
2	<180	Angular	Polar	H ₂ O
3	120	Triangular	Apolar	BF ₃
3	<120	Pirámide trigonal	Polar	NH ₃
4	109,5	Tetraédrica	Apolar	CCl ₄

0 Moléculas Polares y No polares

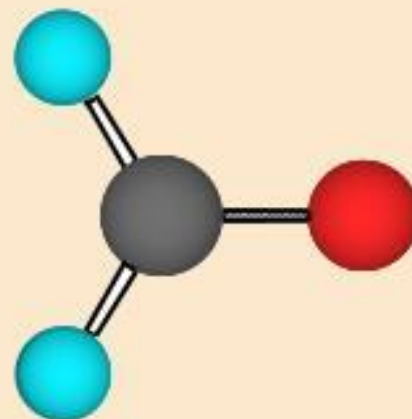


Dióxido de carbono
(una molécula no polar)

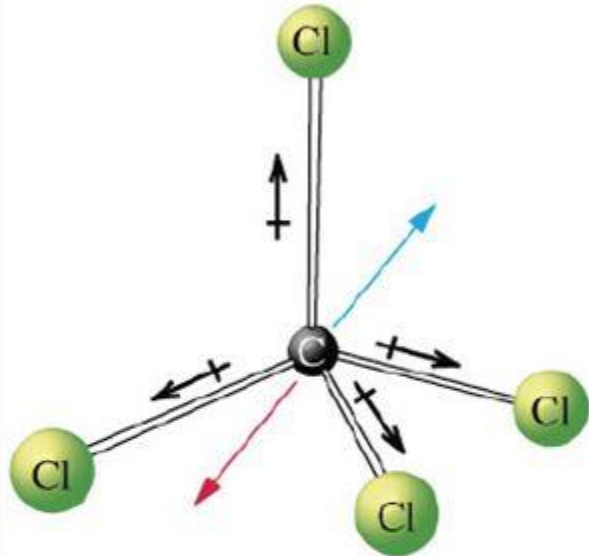


Formaldehído

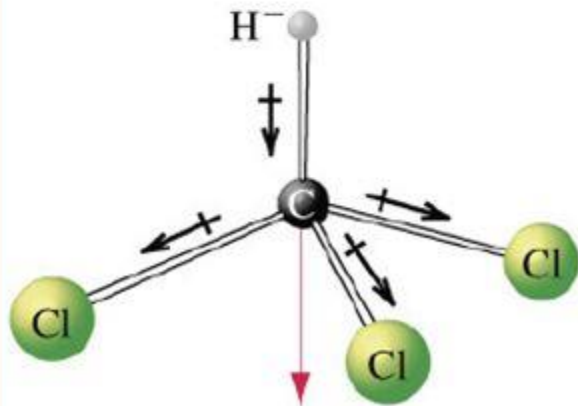
(una molécula polar)



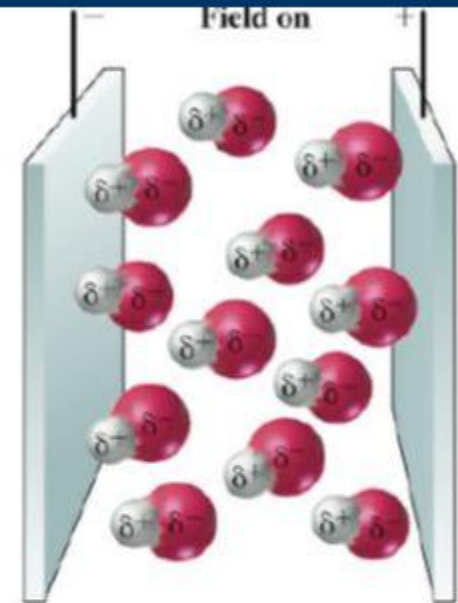
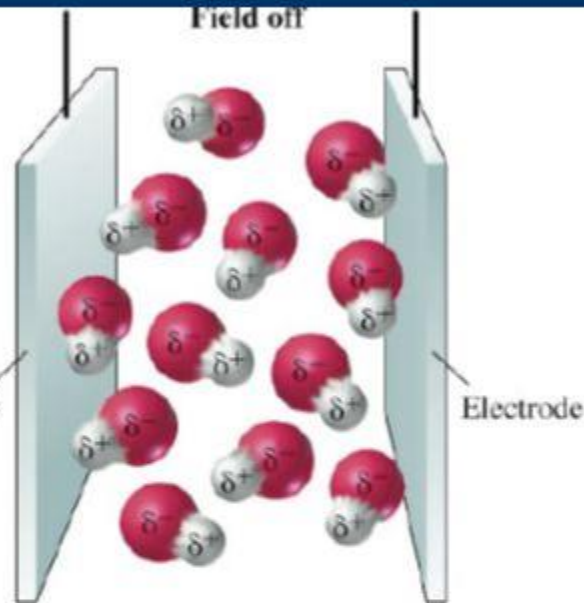
Moléculas polares



(a) CCl_4 : a nonpolar molecule



(b) CHCl_3 : a polar molecule



**manifestación del
momento dipolar del agua:**
el agua experimenta una
atracción hacia el bolígrafo
cargado positivamente

