



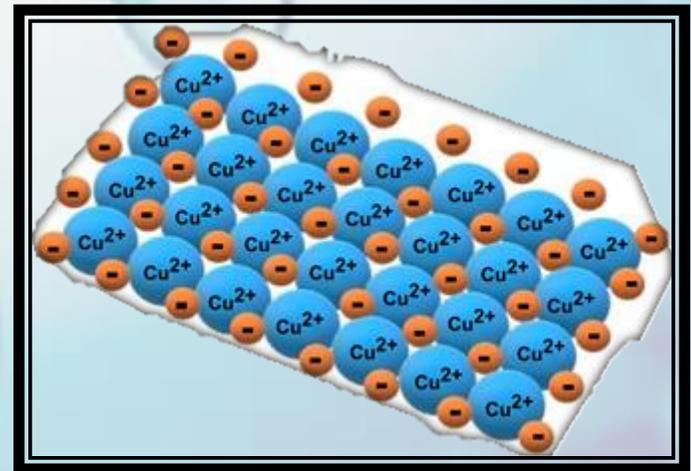
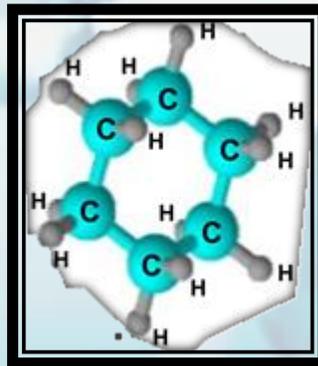
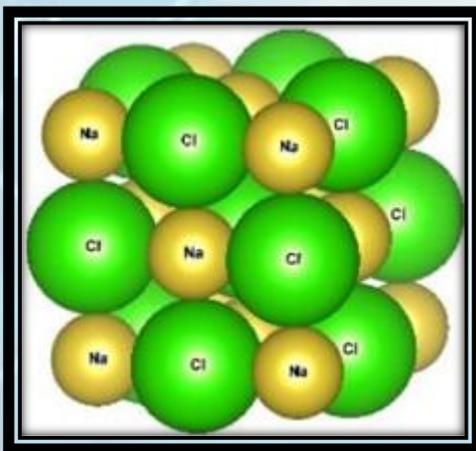
ENLACE QUÍMICO

FÍSICA Y QUÍMICA

1° BACHILLERATO

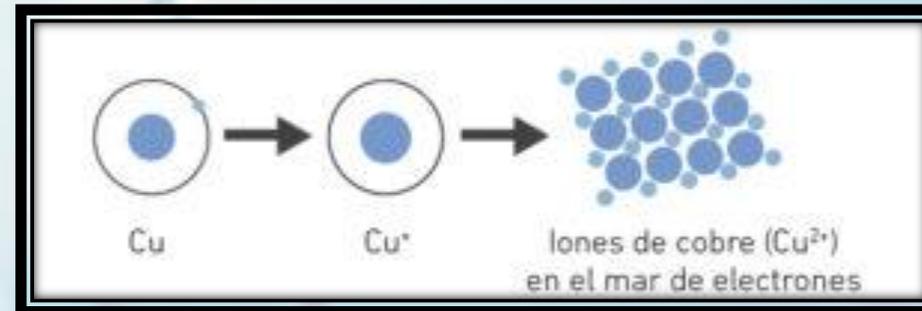
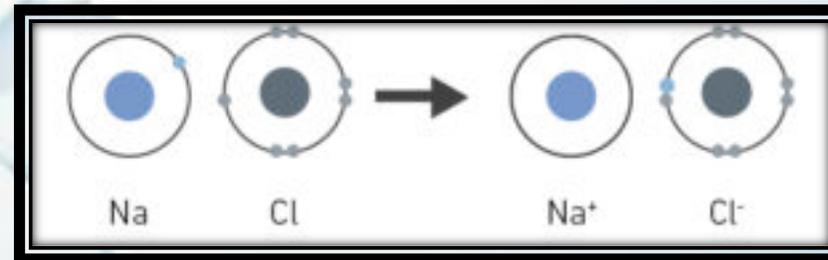
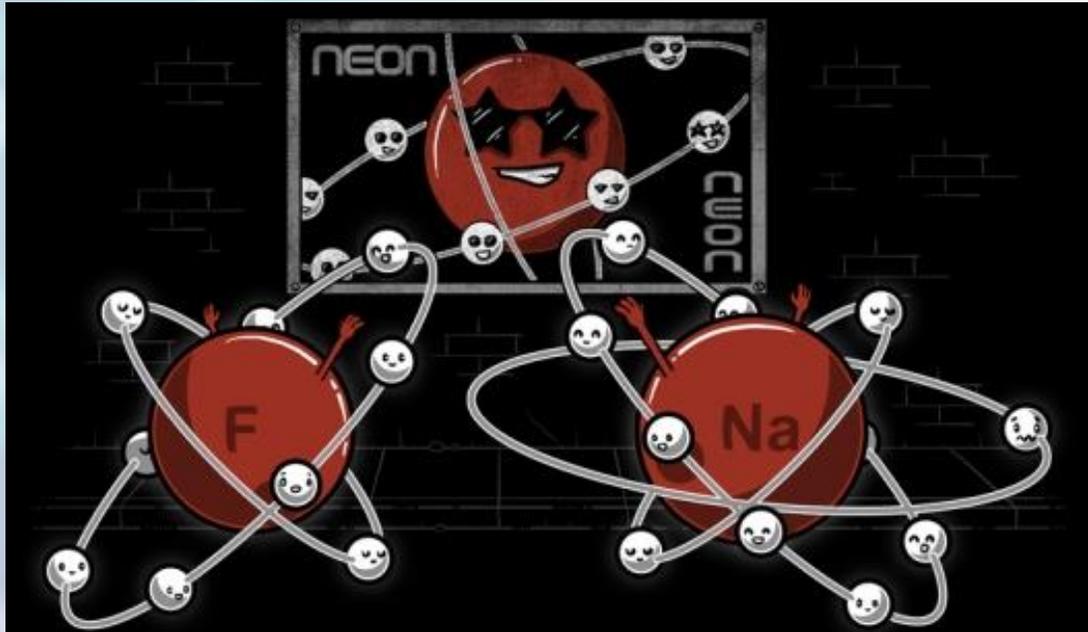
INTRODUCCIÓN

- Las sustancias se encuentran en la naturaleza formadas por agrupamientos de átomos: **ENLACE QUÍMICO**.
- Agregados neutros: moléculas.
- Agregados con cargas: iones.
- Red metálica: cationes y electrones libres.

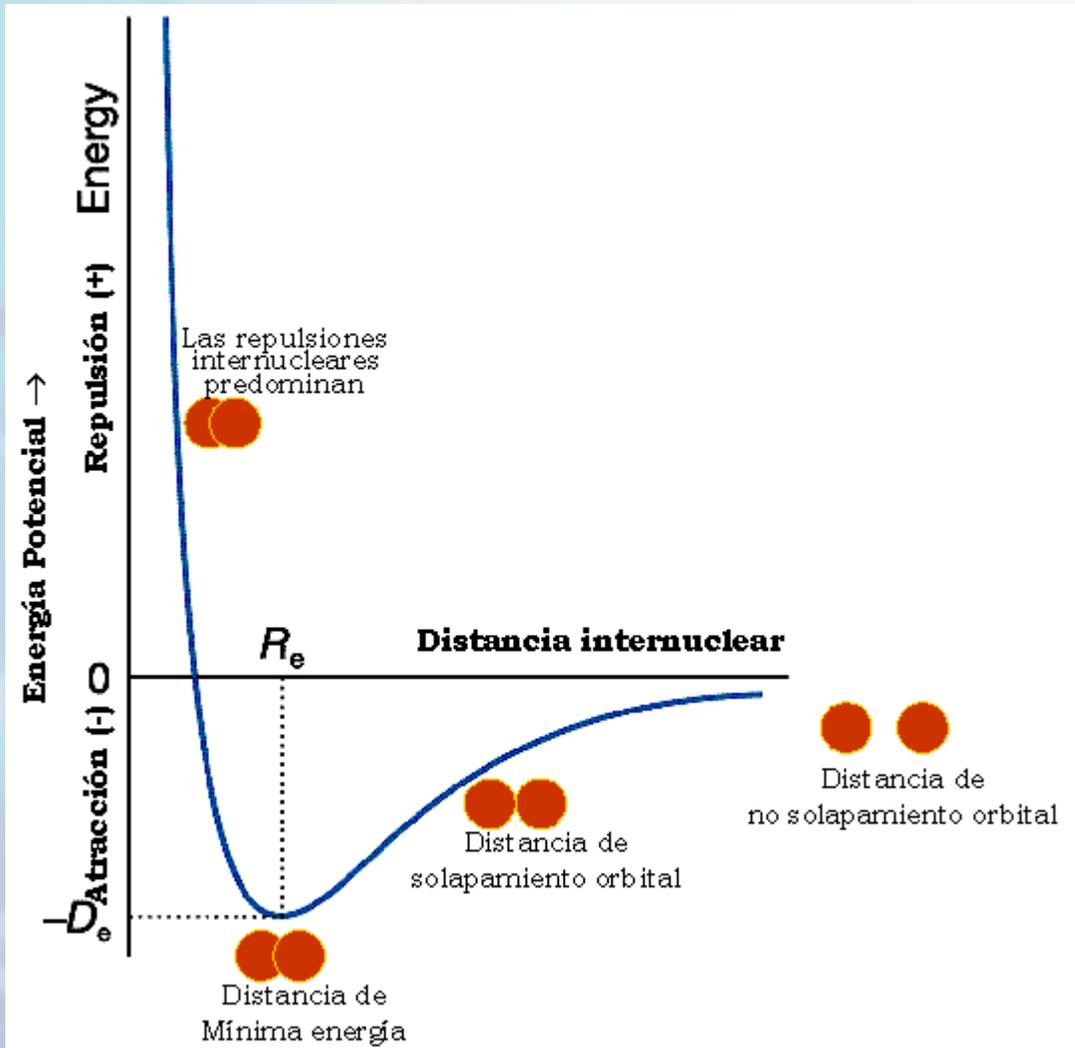


INTRODUCCIÓN

- ✿ ENLACE QUÍMICO: completar la capa de valencia.
- ✿ Gases nobles: $ns^2np^6 \rightarrow$ máxima estabilidad.
- ✿ La unión entre elementos permite adquirir esta configuración.



INTRODUCCIÓN



❁ ENLACE IÓNICO:

Metal (cede e^-) + No Metal (capta e^-)

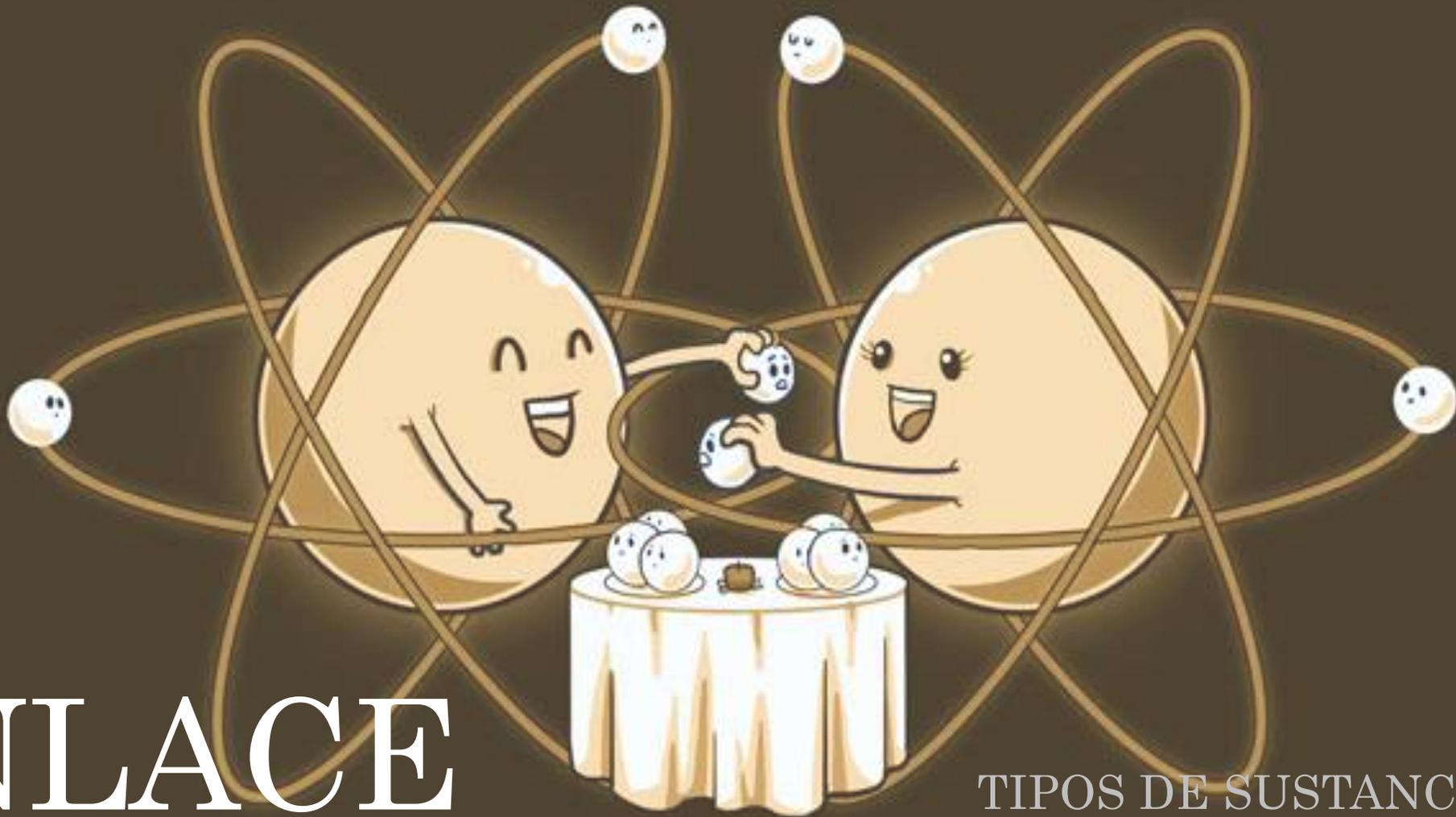
❁ ENLACE COVALENTE:

No Metal + No Metal (comparten e^-).

❁ ENLACE METÁLICO:

Metal (libera e^-).

❁ **Consecuencia:** la molécula formada tiene menor energía que los átomos aislados.



ENLACE COVALENTE

TIPOS DE SUSTANCIAS
ESTRUCTURAS DE LEWIS
PROPIEDADES

TIPOS DE SUSTANCIAS COVALENTES

✿ ENLACE COVALENTE: No Metal + No Metal

✿ **Compartición de electrones.**

✿ **Elementos covalentes moleculares.**

✿ Mismo tipo de átomos: O_2 , Cl_2 , I_2 ...



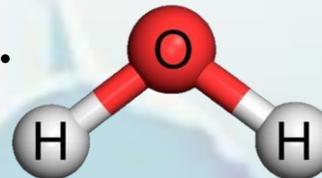
✿ **Cristales atómicos.**

✿ Redes tridimensionales: grafito, diamante...



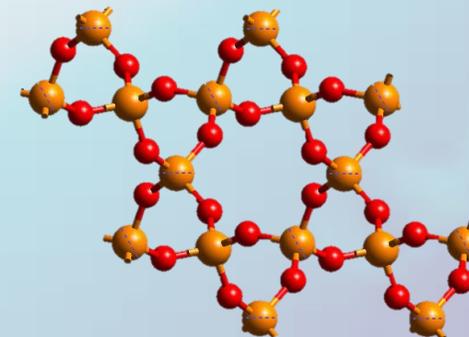
✿ **Compuestos covalentes moleculares.**

✿ Distinto tipo de átomos: CH_4 , H_2O , NH_3 ...



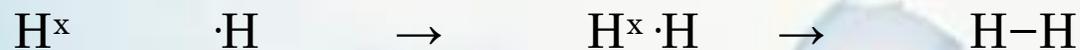
✿ **Compuestos covalentes reticulares.**

✿ Estructuras cristalinas tridimensionales: SiO_2 , SiC , BN ,...



ESTRUCTURAS DE LEWIS

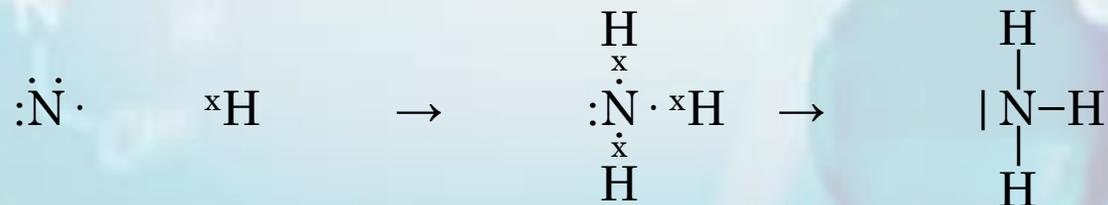
- ✧ Dos átomos en contacto forman un enlace si comparten uno o más electrones de valencia.
- ✧ La representación del ordenamiento de los electrones en las moléculas se hace con las estructuras de electrón-punto o estructuras de Lewis.



(1 par de electrones enlazantes: superposición de 2 orbitales $1s^1$).



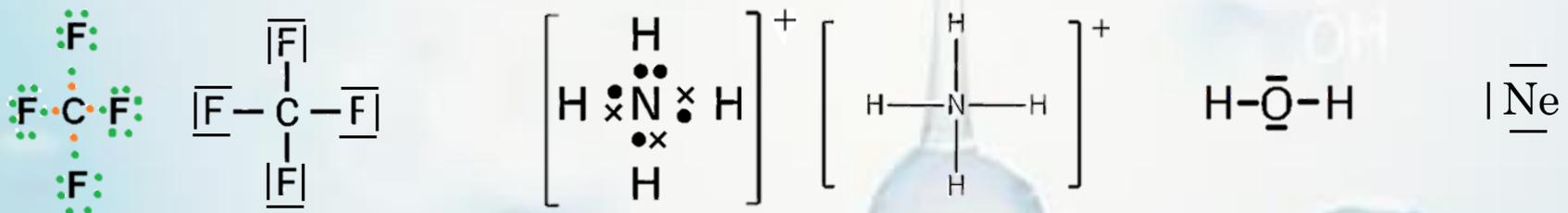
(1 par de electrones enlazantes y 6 electrones de valencia del F no-enlazantes).



(3 pares de electrones enlazantes y un par de electrones de valencia del N no-enlazantes).

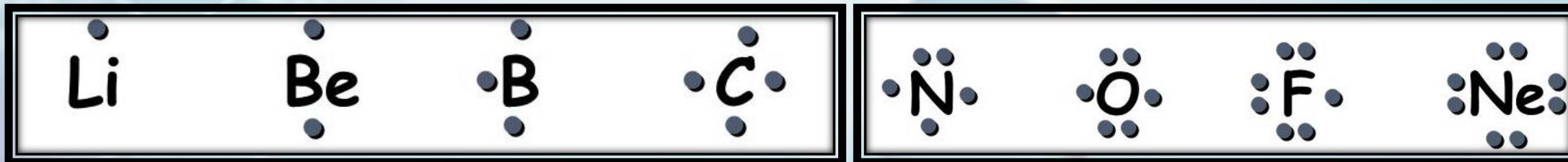
REGLA DEL OCTETO

* “Cualquier átomo distinto del hidrógeno (H) tiende a formar enlaces hasta conseguir rodearse de 8 electrones (4 pares)”.



* En los átomos del 2º periodo:

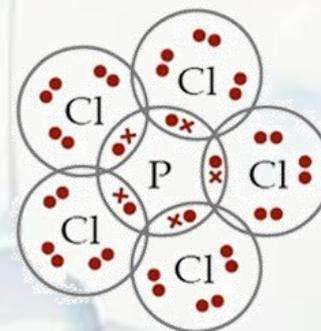
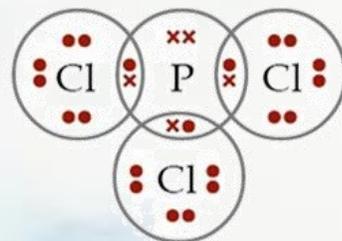
* La presencia de los orbitales s y p, permiten que se rodeen de 8 electrones.



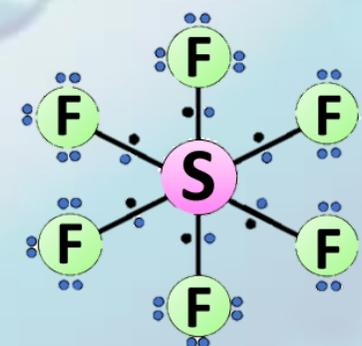
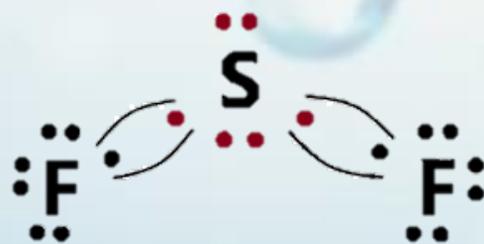
REGLA DEL OCTETO

✧ En los demás periodos la regla del octeto no se sigue de manera exacta.

✧ Fósforo: PCl_3 y PCl_5

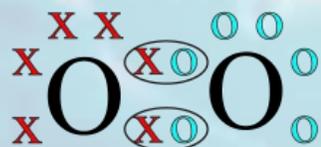


✧ Azufre: SF_2 , SF_4 y SF_6



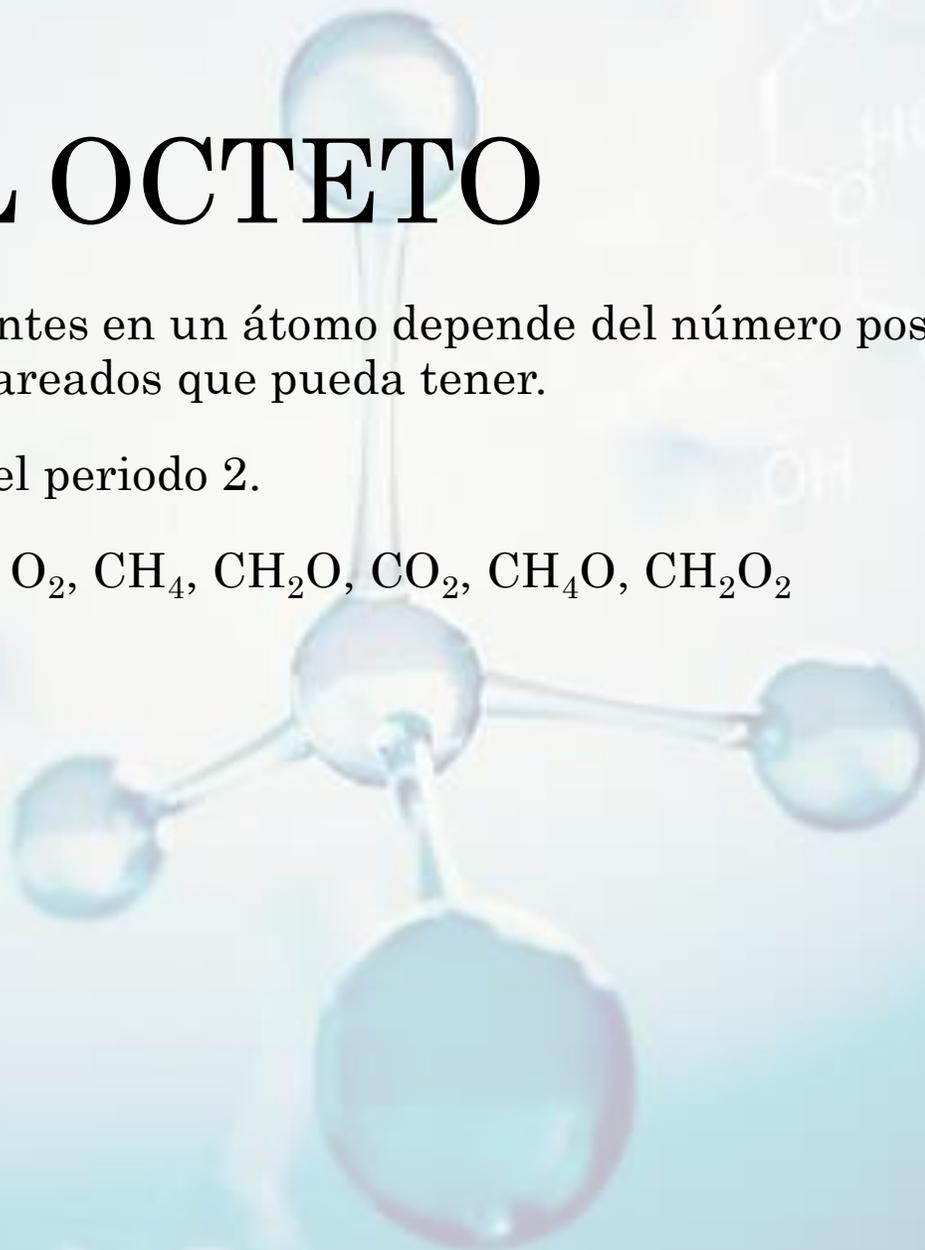
¡¡IMPORTANTE!!

- * Cuando en una molécula tenemos 3 o más átomos: el **átomo central** es el que tiene **mayor covalencia** (mayor número de enlaces).
- * Para las estructuras de Lewis podemos utilizar:
 - * Electrones compartidos (en enlaces): $8^* - (n^\circ \text{ electrones capa de valencia})$
 - * Electrones no compartidos: $8^* - (n^\circ \text{ electrones compartidos})$
- * **Hipovalencia:** el átomo central de la molécula incumple la regla del octeto **por defecto de electrones (menos de 4 pares de e⁻)**.
- * **Hipervalencia:** el átomo central de la molécula incumple la regla del octeto **por exceso de electrones (más de 4 pares de e⁻)**.
- * **Dobles o triples enlaces:**



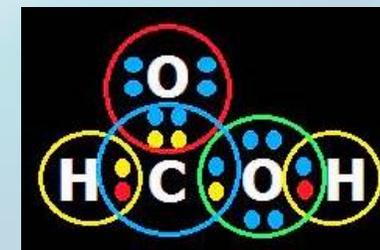
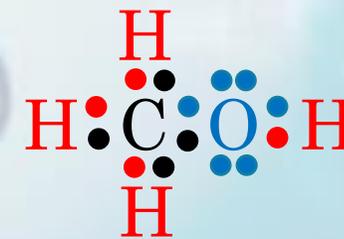
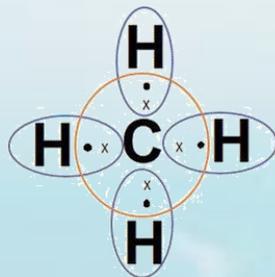
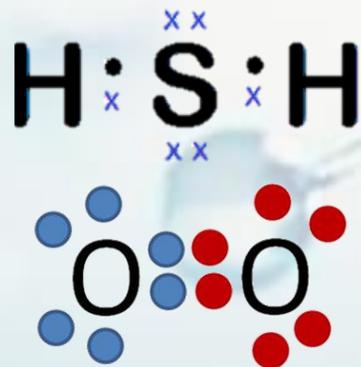
REGLA DEL OCTETO

- * El número de enlaces covalentes en un átomo depende del número posible de electrones de valencia no apareados que pueda tener.
- * Uso principal: compuestos del periodo 2.
- * Ejemplos: Cl_2 , N_2 , PH_3 , H_2S , O_2 , CH_4 , CH_2O , CO_2 , CH_4O , CH_2O_2



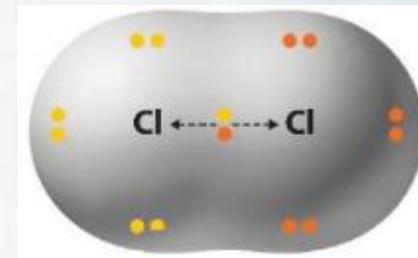
REGLA DEL OCTETO

- * El número de enlaces covalentes en un átomo depende del número posible de electrones de valencia no apareados que pueda tener.
- * Uso principal: compuestos del periodo 2.
- * Ejemplos: Cl_2 , N_2 , PH_3 , H_2S , O_2 , CH_4 , CH_2O , CO_2 , CH_4O , CH_2O_2



POLARIDAD DE ENLACE

✿ Dos átomos iguales (Cl_2), los electrones enlazantes están simétricos sobre ambos núcleos.



✿ Moléculas: distribución de carga intermedia, electrones compartidos de manera no igualitaria entre núcleos

✿ **ENLACE COVALENTE POLAR: regiones positivas y negativas dentro de la molécula.**

✿ Ejemplo: veamos la molécula HCl

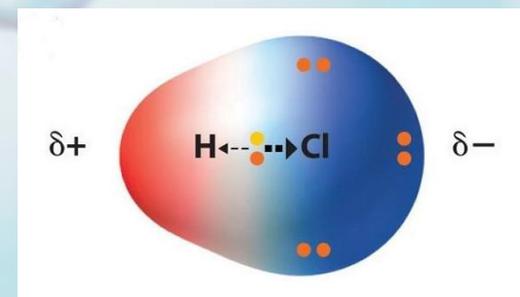
E.I. (H): 313,6 Kcal/mol

A.E. (H): 17,4 Kcal/mol

E.I. (Cl): 299,9 Kcal/mol

A.E. (Cl): 84,3 Kcal/mol

Como vemos, el átomo de Cl presenta mayor atracción por un electrón adicional que el H, por lo que es de esperar que la molécula HCl presente asimetría o sea eléctricamente polar (carga negativa concentrada en el átomo de cloro y exceso de carga negativa en el hidrógeno).



La molécula HCl tiene **Momento Dipolar**, es decir, forma un **dipolo**.

Por convenio, para su comprensión y estudio a nivel de Química de 2º BTO, tomaremos el **vector momento dipolar dirigido hacia la parte negativa.**

POLARIDAD DE ENLACE. MOMENTO DIPOLAR.

- * Se dice que dos cargas opuestas e iguales en **magnitud** (δ) producen un **momento dipolar** (μ) si están separadas a una **distancia** (l): $\mu = \delta \cdot l$
 - * Para $\delta = 1 e^-$ y $l = 1 \text{ \AA} \rightarrow \mu = 4,8 \text{ D}$ (Debye).
- * El **momento dipolar disminuye** en los halogenuros cuando descendemos en un grupo, **tal como** lo hace su **Afinidad Electrónica (AE)**.
- * Si dos átomos tienen afinidades similares, se debe esperar un momento dipolar bajo, como en CO, NO o ClF.

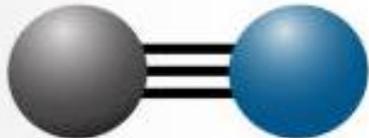
MOMENTO DIPOLAR (Debyes)			
NH ₃ : 1,47	ClF: 0,88	H ₂ O: 1,86	HF: 1,98
PH ₃ : 0,55	ClBr: 0,57	H ₂ S: 1,10	HCl: 1,03
AsH ₃ : 0,22	BrF: 1,29	H ₂ Se: 0,40	HBr: 0,79
SbH ₃ : 0,12		H ₂ Te: 0,20	

POLARIDAD DE ENLACE. MOMENTO DIPOLAR.

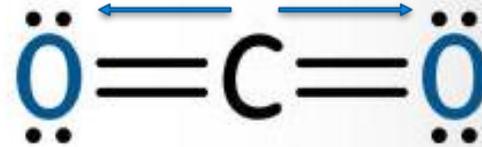
- * En moléculas poliatómicas: **momento dipolar** depende de la geometría.
- * Ejemplo: CO vs CO₂



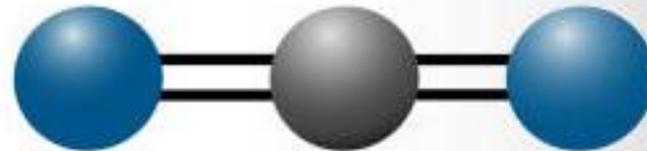
$$\mu \neq 0$$



Molécula **POLAR**



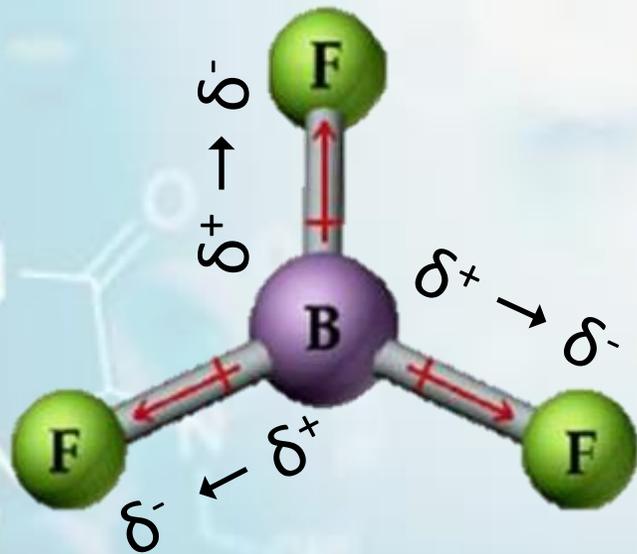
$$\mu = 0$$



Molécula **APOLAR**

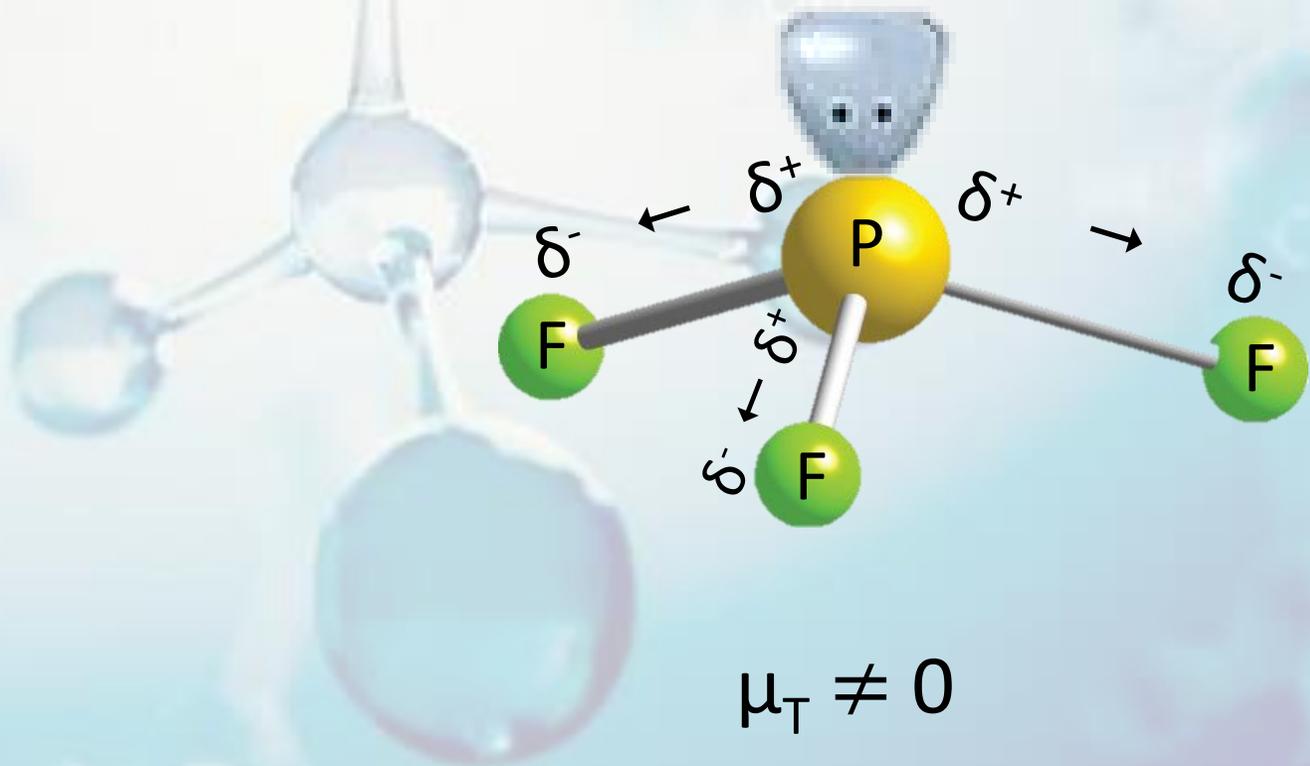
POLARIDAD DE ENLACE. MOMENTO DIPOLAR.

- * En moléculas poliatómicas: **momento dipolar** depende de la geometría.
- * Ejemplo: BF_3 vs PF_3



$$\mu_T = 0$$

Molécula **APOLAR**



$$\mu_T \neq 0$$

Molécula **POLAR**

PUENTES DE HIDRÓGENO
FUERZAS DE VAN DER WAALS



FUERZAS INTERMOLECULARES

COMPUESTOS COVALENTES MOLECULARES

PUENTES DE HIDRÓGENO

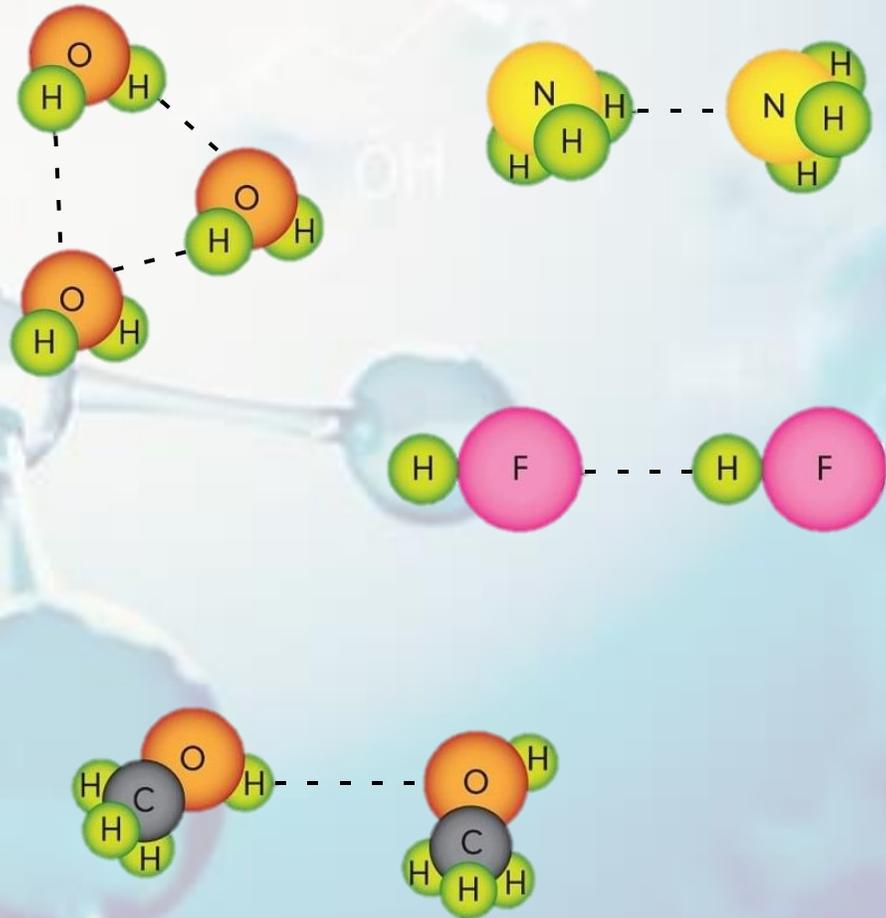
✿ Se producen cuando **un átomo de hidrógeno** (unido a oxígeno, flúor o nitrógeno) de una molécula interacciona **con un átomo de oxígeno, flúor o nitrógeno** de otra molécula vecina.

✿ O, F, N → elementos muy electronegativos, con pares de e⁻ solitarios.

✿ Son átomos pequeños, se favorece la interacción.

✿ Aumenta la atracción eléctrica entre las moléculas.

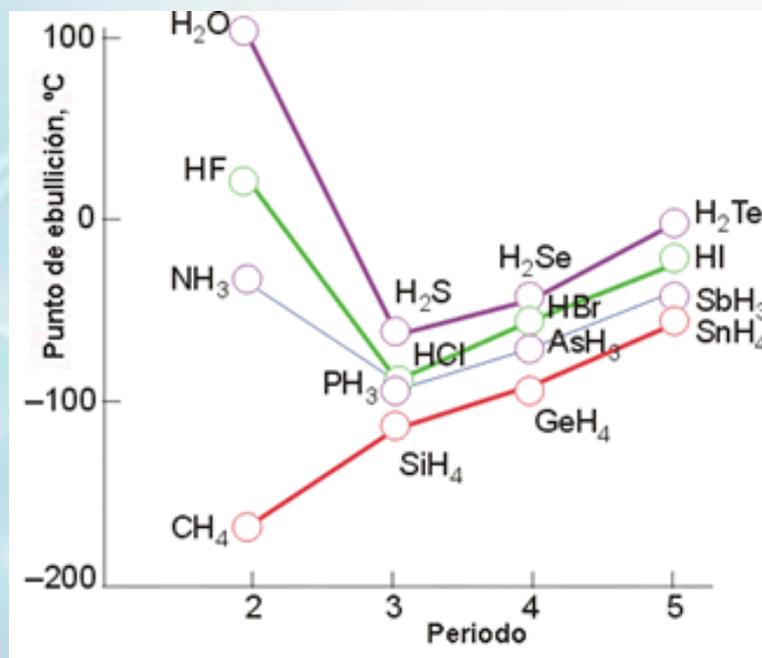
✿ Se representa esquemáticamente con líneas discontinuas



PUENTES DE HIDRÓGENO

	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
Pto Fusión (°C)	0	-63	-64	-54
Pto Ebullición (°C)	100	-60	-42	-1,8

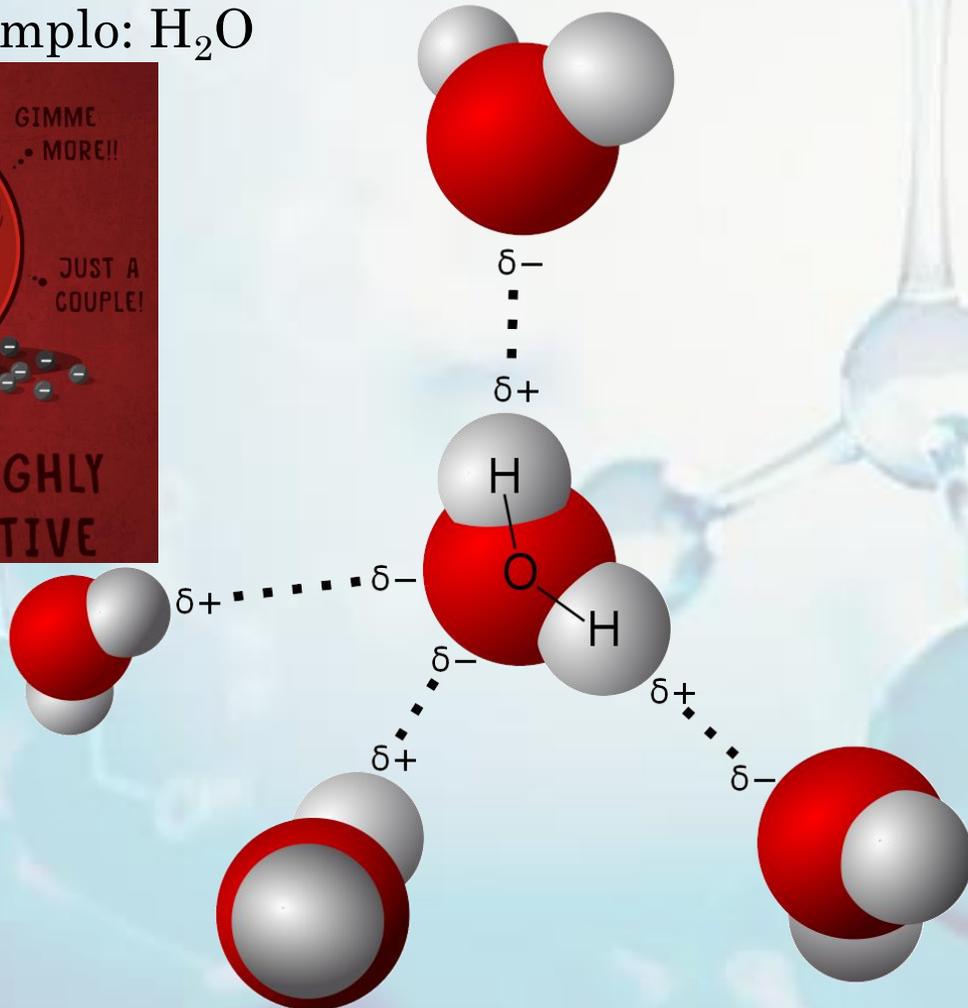
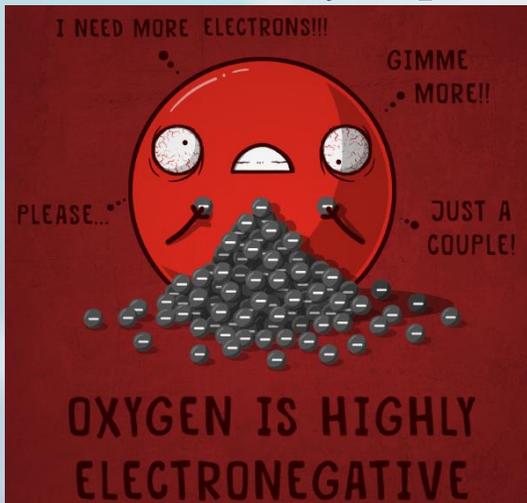
Ejemplos de puntos de fusión y ebullición para los hidruros del grupo 16.



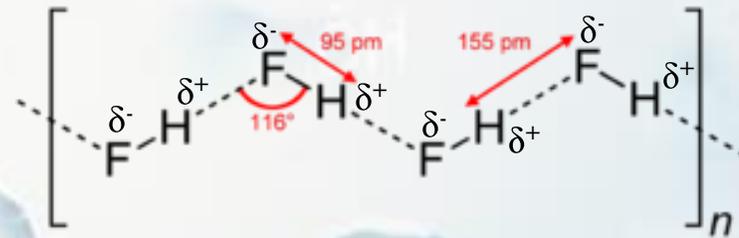
Como podemos observar en la gráfica, esta tendencia se repite en las temperaturas de ebullición de los hidruros del grupo 15 y 17, debido a esa formación de puentes de hidrógeno, pero no así en el grupo 14, donde se obtienen los datos esperados para las fuerzas intermoleculares.

PUENTES DE HIDRÓGENO

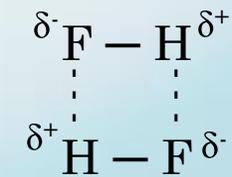
🌸 Ejemplo: H₂O



🌸 Ejemplo: HF



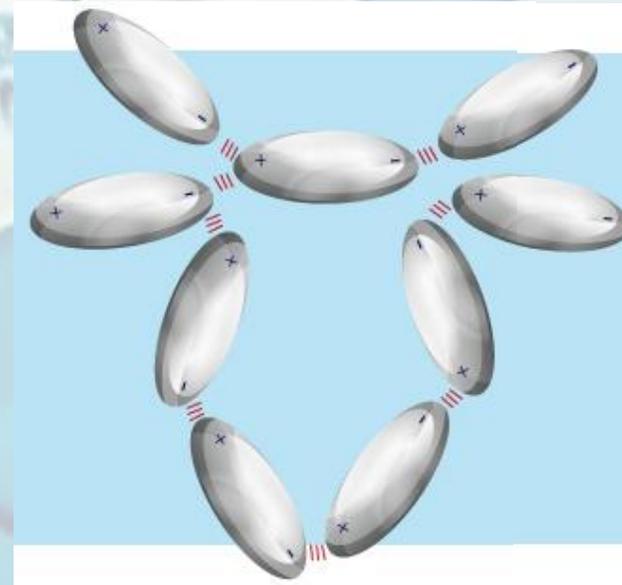
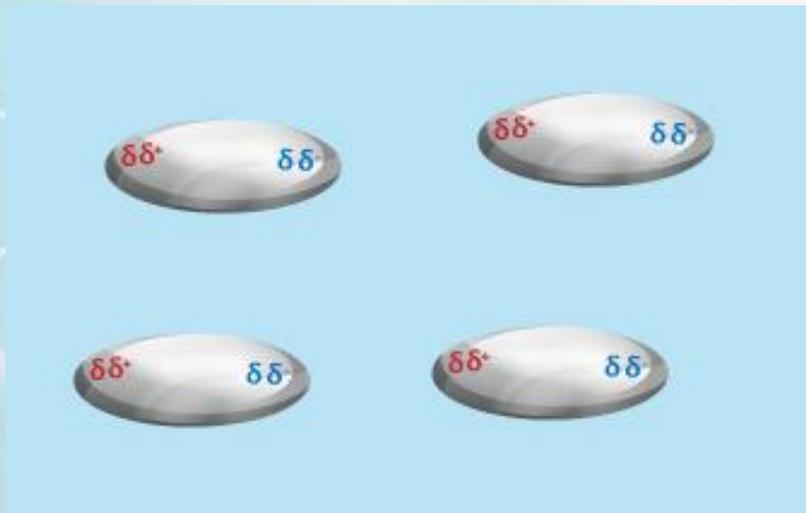
(HF)_n



Dímero H₂F₂

FUERZAS DE VAN DER WAAALS

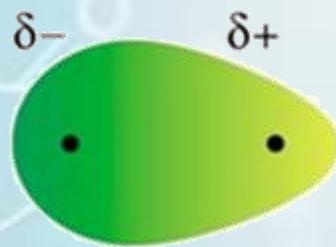
- ✿ Se producen entre las moléculas, pero son más débiles que las de puente de hidrógeno y existen 3 tipos:
 - ✿ De orientación/Dipolo-dipolo: entre moléculas polares.
 - ✿ De inducción/Dipolo permanente-inducido: entre un dipolo permanente y un dipolo inducido por el anterior.
 - ✿ De dispersión de London: entre moléculas apolares.



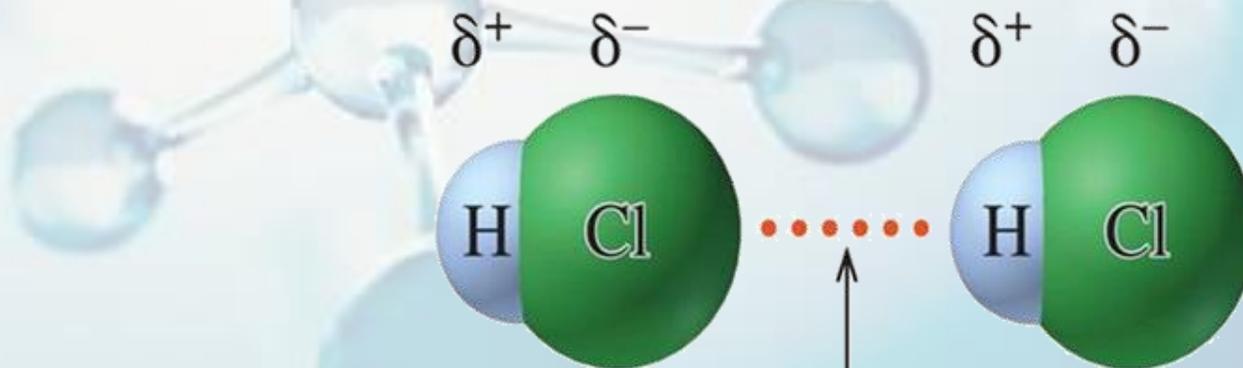
FUERZAS DE VAN DER WAAALS

✿ DIPOLO-DIPOLO

- ✿ Moléculas polares: átomos de distinta electronegatividad.
- ✿ Aumentan con la polaridad de la molécula, es decir, cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los átomos.



Molécula polar



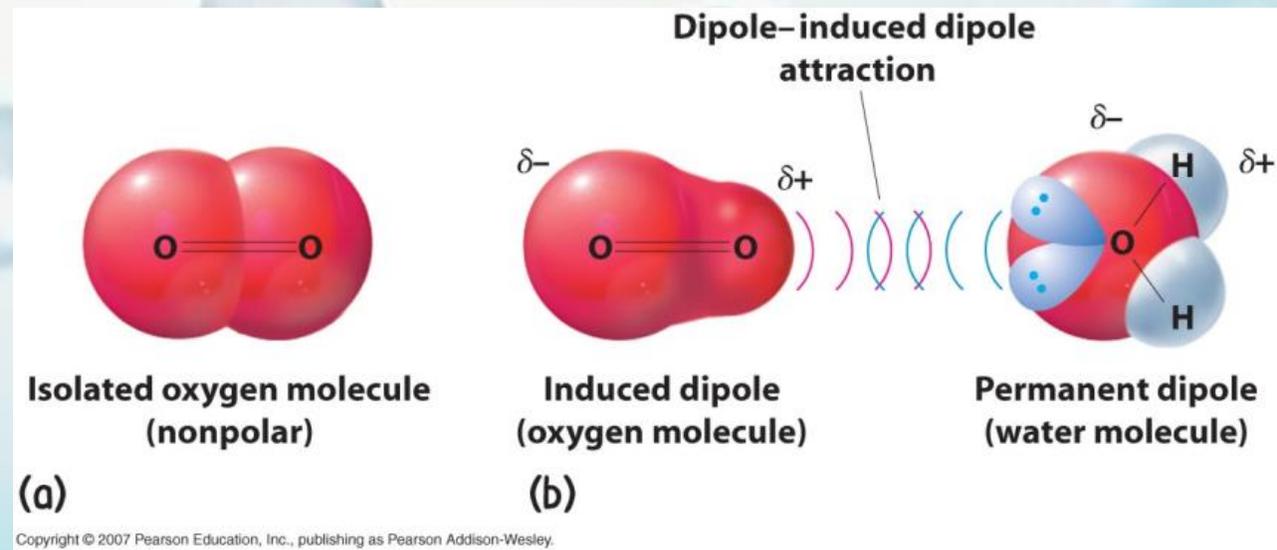
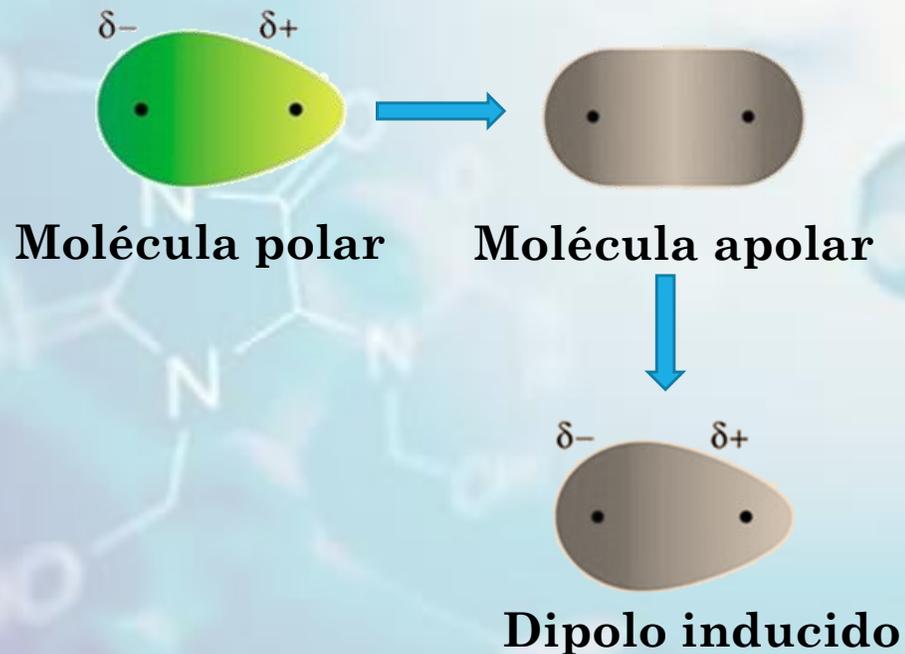
Fuerza intermolecular de Van der Waals tipo dipolo-dipolo

FUERZAS DE VAN DER WAAALS

🌟 DIPOLO PERMANENTE-DIPOLO INDUCIDO

🌟 Moléculas polares y apolares.

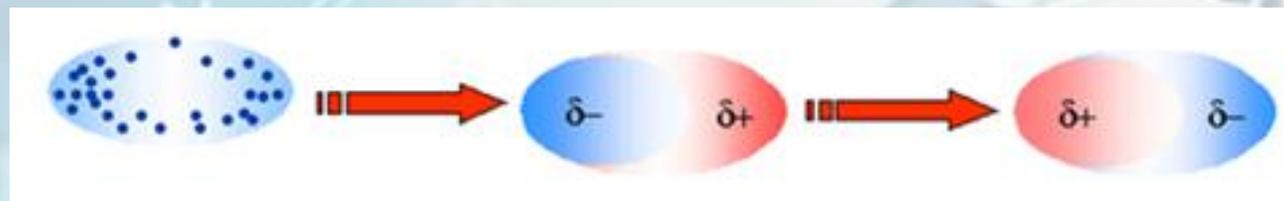
🌟 Las moléculas polares “inducen” a las moléculas apolares a generar dipolos → dipolo inducido.



FUERZAS DE VAN DER WAAALS

✿ DISPERSIÓN O LONDON

- ✿ Están presentes en todas las moléculas, pero las únicas que se pueden encontrar en moléculas apolares (O_2 , N_2 , He, Br_2 , I_2 ...).
- ✿ Distribuciones asimétricas de las cargas eléctricas: aparece de un momento dipolar (dipolo instantáneo) → dipolos inducidos en moléculas vecinas.

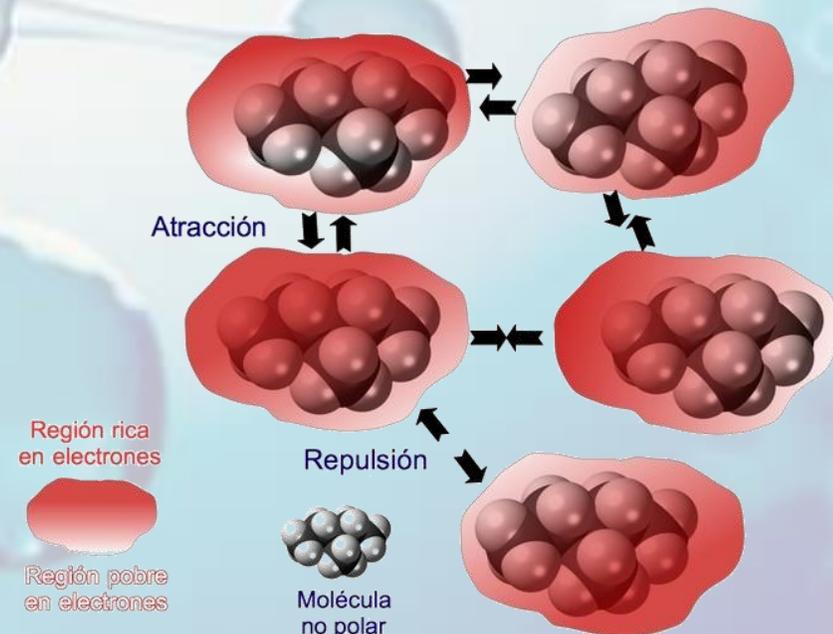


Molécula
apolar

Dipolo
instantáneo

Dipolo
inducido

Atracción entre
dipolos vecinos



PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS MOLECULARES

- ✿ En este grupo tenemos tanto **sustancias apolares** (H_2 , CH_4 , He,...) como **sustancias polares** (HBr , SO_2 , ...), entre las que encontramos sustancias unidas por puentes de hidrógeno (H_2O , HF ,...).
- ✿ **Puntos de fusión y ebullición** son **bajos** en general: las **fuerzas intermoleculares** que establecen suelen ser **débiles**, fáciles de romper con agitaciones térmicas bajas.
 - ✿ EXCEPCIONES: PUENTES DE HIDRÓGENO.
- ✿ Suelen encontrarse en **estado gaseoso**, excepto las que presentan fuerzas intermoleculares mayores.
 - ✿ Líquidas: Br_2 , dietiléter, H_2O .
 - ✿ Sólidas: I_2 , naftaleno ($\text{C}_{12}\text{H}_{10}$), glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$)

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS MOLECULARES

- * Las **sustancias apolares** (o poco polares) son prácticamente **insolubles en los disolventes polares** (agua); aunque **se disuelven bien en los disolventes apolares** (benceno, éter, CCl_4 ,...).
- * Las **sustancias polares** son más **solubles en agua**, sobre todo las que pueden formar puentes de hidrógeno: alcohol etílico o glucosa.
- * **No conducen ni la electricidad ni el calor**, pues los electrones se encuentran unidos a los átomos en el enlace.
 - * EXCEPCIÓN: en disolución, si se rompe el enlace, pueden dar lugar a la formación de iones que permiten el paso de corriente eléctrica. Ej: HCl
- * **En estado sólido son sustancias blandas.**

PROPIEDADES DE LOS CRISTALES COVALENTES

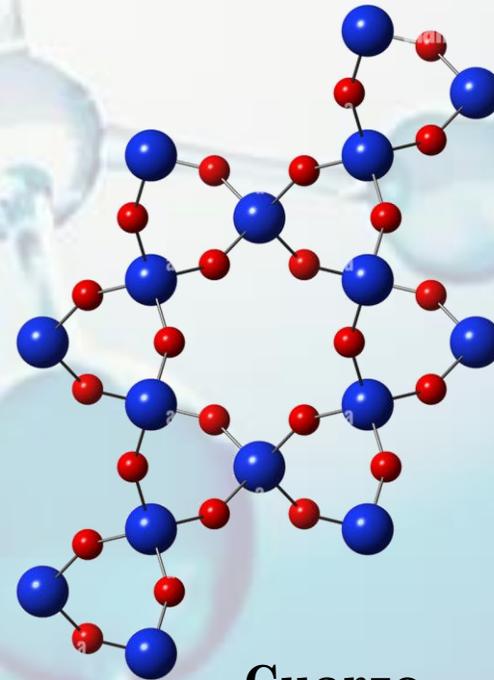
- ✿ Sustancias unidas por enlaces covalentes y con un gran tamaño, **macromoléculas** → redes cristalinas (no hay moléculas).
- ✿ Destacan grafito, diamante, cuarzo/sílice (SiO_2), corindón (Al_2O_3).



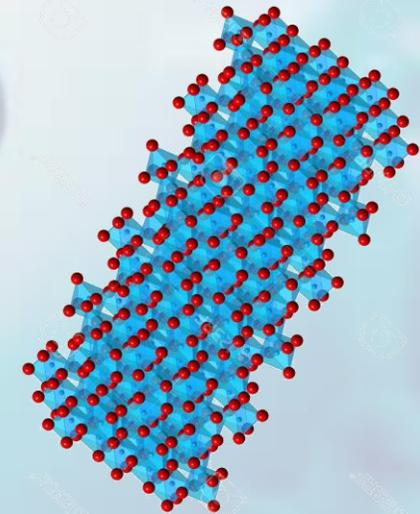
Grafito



Diamante



Cuarzo



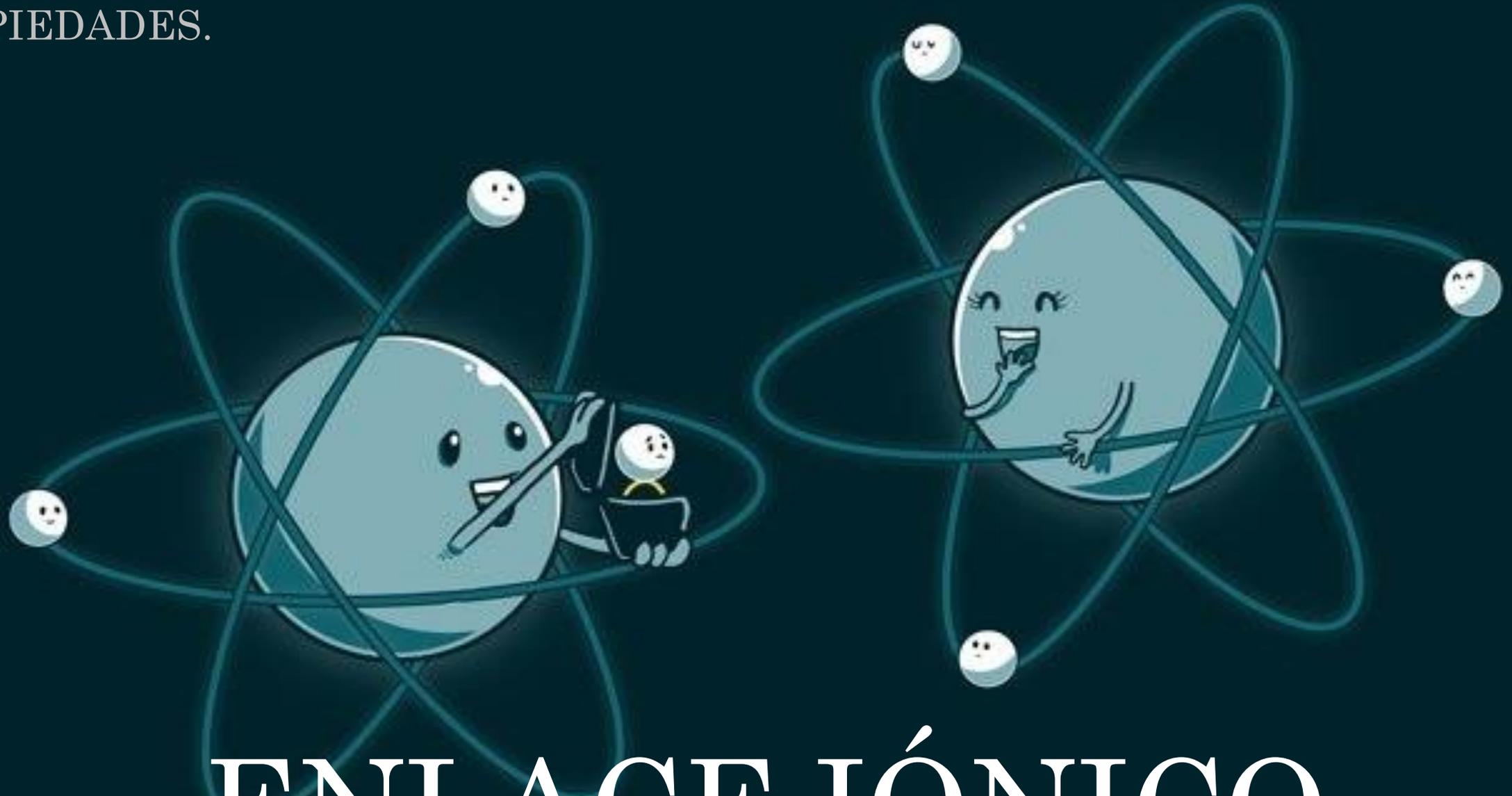
Corindón

PROPIEDADES DE LOS CRISTALES COVALENTES

- ✿ Tienen **puntos de fusión y ebullición muy elevados**, por lo que son **sólidos a temperatura ambiente**. Se necesita mucha energía para romper los enlaces covalentes.
- ✿ Son **insolubles en cualquier tipo de disolvente**, pues habría que romper sus enlaces covalentes (solo con reacciones químicas).
- ✿ **No conducen ni el calor ni la electricidad**: no hay e- libres.
 - ✿ EXCEPCIÓN: GRAFITO (presenta electrones deslocalizados).
- ✿ Presentan **gran dureza y rigidez**: enlace covalente no permite deformación → se fracturan a altas tensiones.

ENERGÍA DE LA RED CRISTALINA.

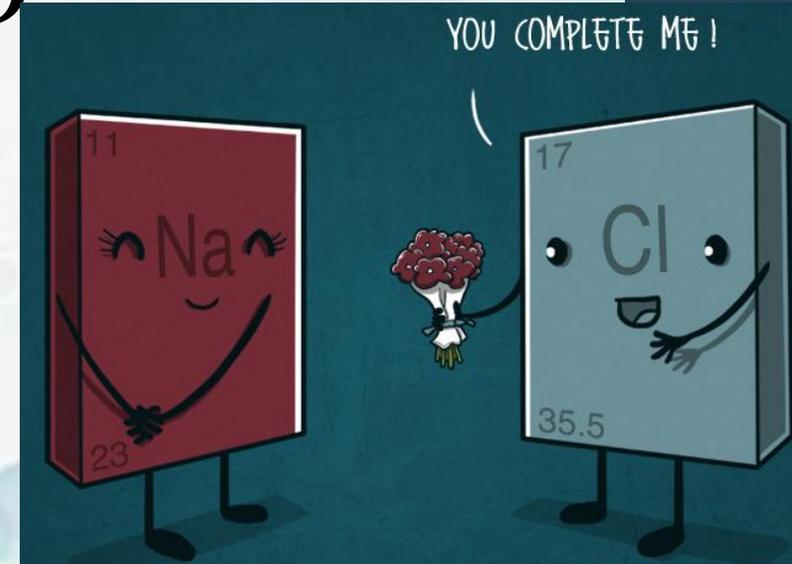
PROPIEDADES.



ENLACE IÓNICO

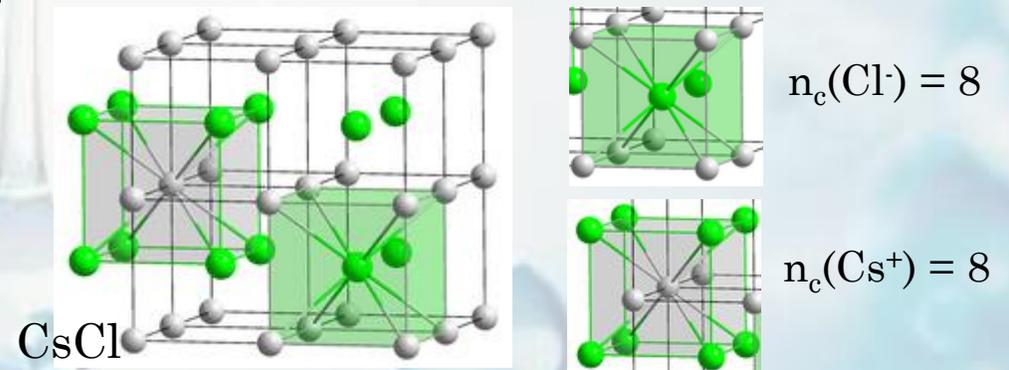
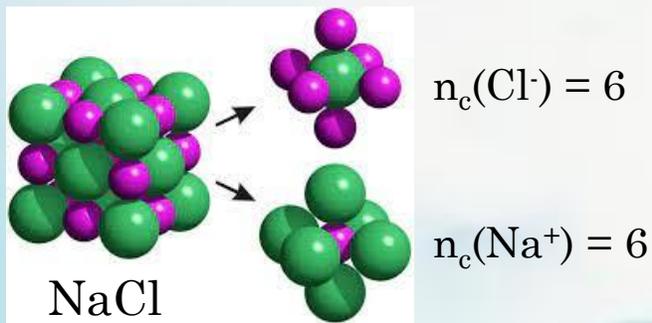
ENLACE IÓNICO

- ✿ Entre elementos con electronegatividades muy distintas.
 - ✿ METAL (M) + NO METAL (NM)
 - ✿ El metal cede e^- → especie cargada + → catión-metal.
 - ✿ El no metal capta e^- → especie cargada - → anión-no metal.
- ✿ Se genera una fuerza electrostática/coulombiana entre especies debido a la diferencia de carga → unión del compuesto.
- ✿ No existen las especies catión/anión independientes en la naturaleza.
 - ✿ Cada carga se rodea del máximo número posible de cargas del signo contrario.
- ✿ Se forma una estructura ordenada en el espacio: RED CRISTALINA.
 - ✿ Celdilla unidad: expresión simplificada.
 - ✿ Número/Índice de coordinación: n° de iones que rodean al de signo contrario. Depende del radio y la carga de los iones.

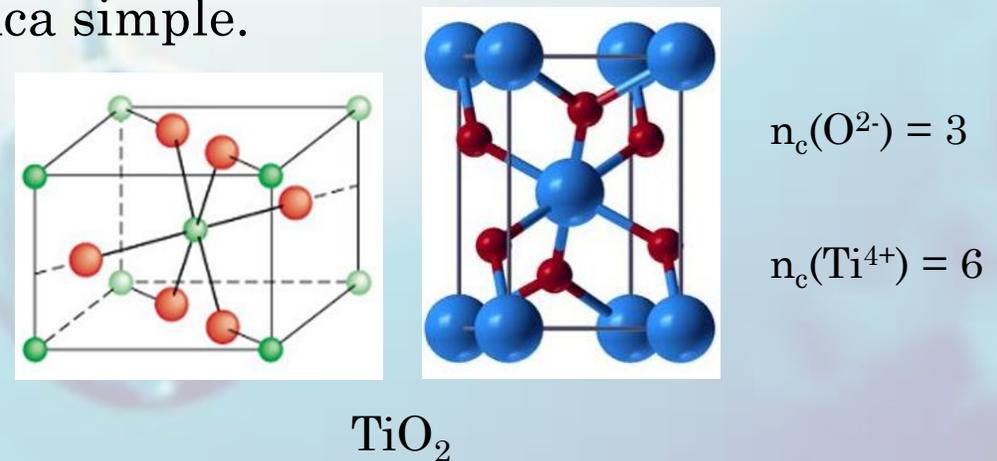
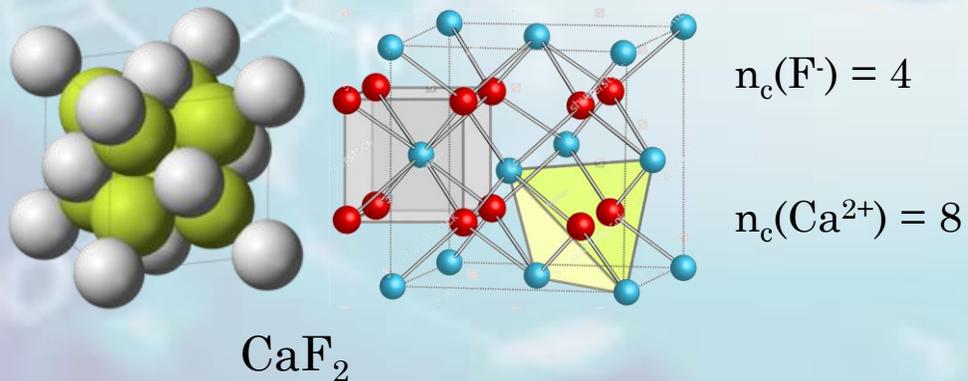


ENLACE IÓNICO

- ✿ Compuestos con el mismo número de cationes que aniones: el número de coordinación es el mismo en cada ion.



- ✿ Compuestos con distinto número de cationes y aniones: el número de coordinación sigue una relación numérica simple.



PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS IÓNICAS

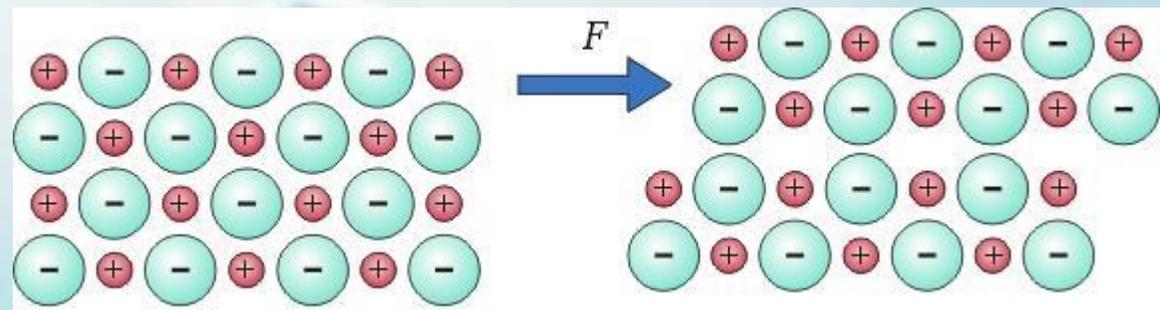
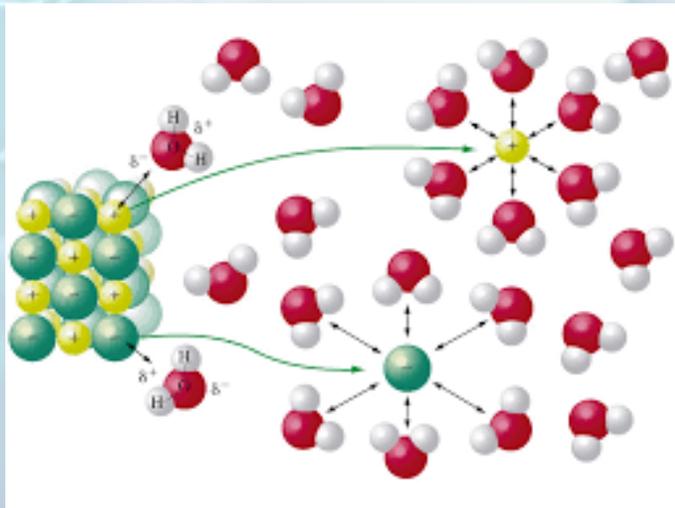
- ✿ **Puntos de fusión y ebullición elevados** (menores que los cristales covalentes): fuerte atracción entre iones.
- ✿ Se disuelven bien en disolventes muy polares: **solvatación**.
- ✿ **Dependen de la energía reticular** (energía liberada al formar un mol de un compuesto sólido iónico a partir de sus iones gaseosos), ya que es la que mide la estabilidad de la red cristalina. Esta atracción entre iones se define por la ley de Coulomb:

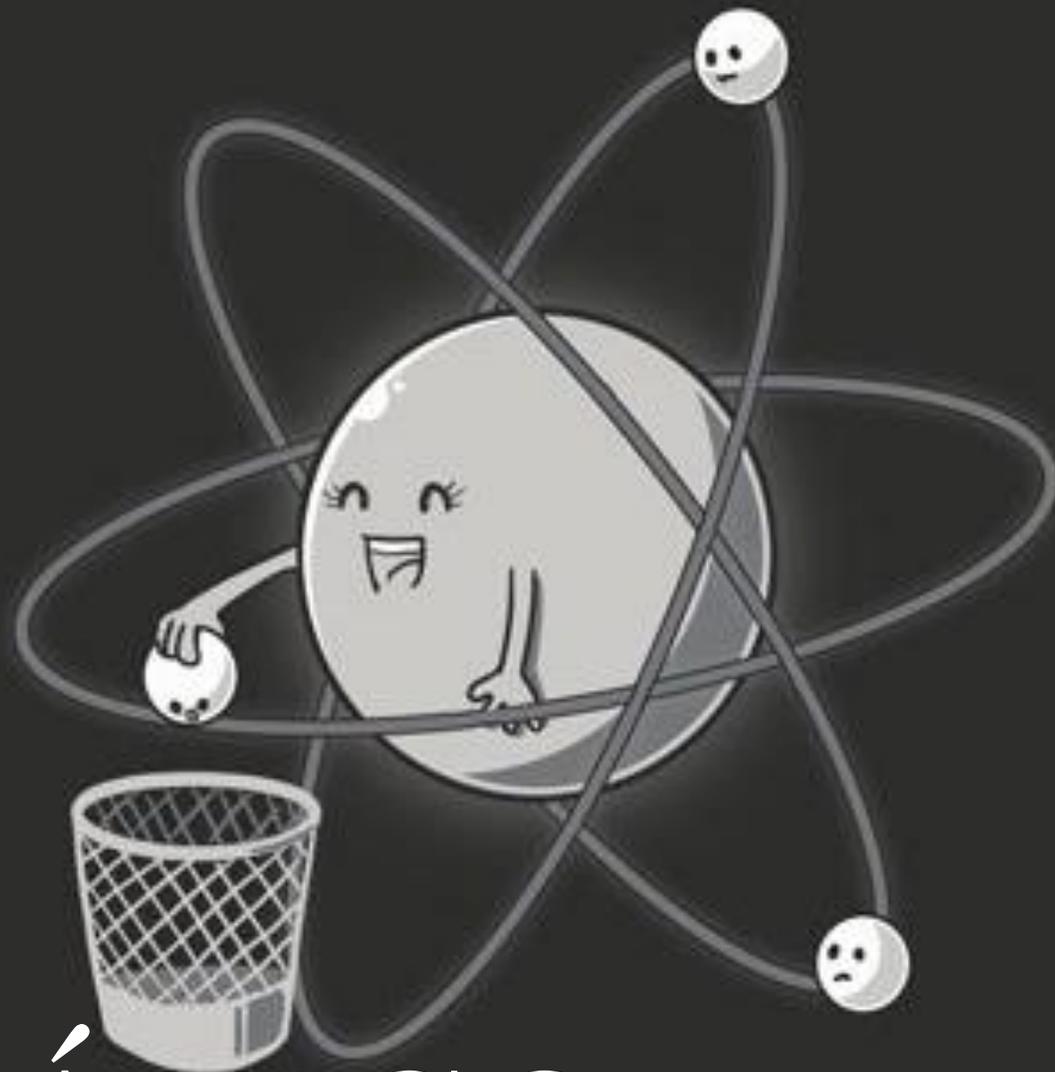
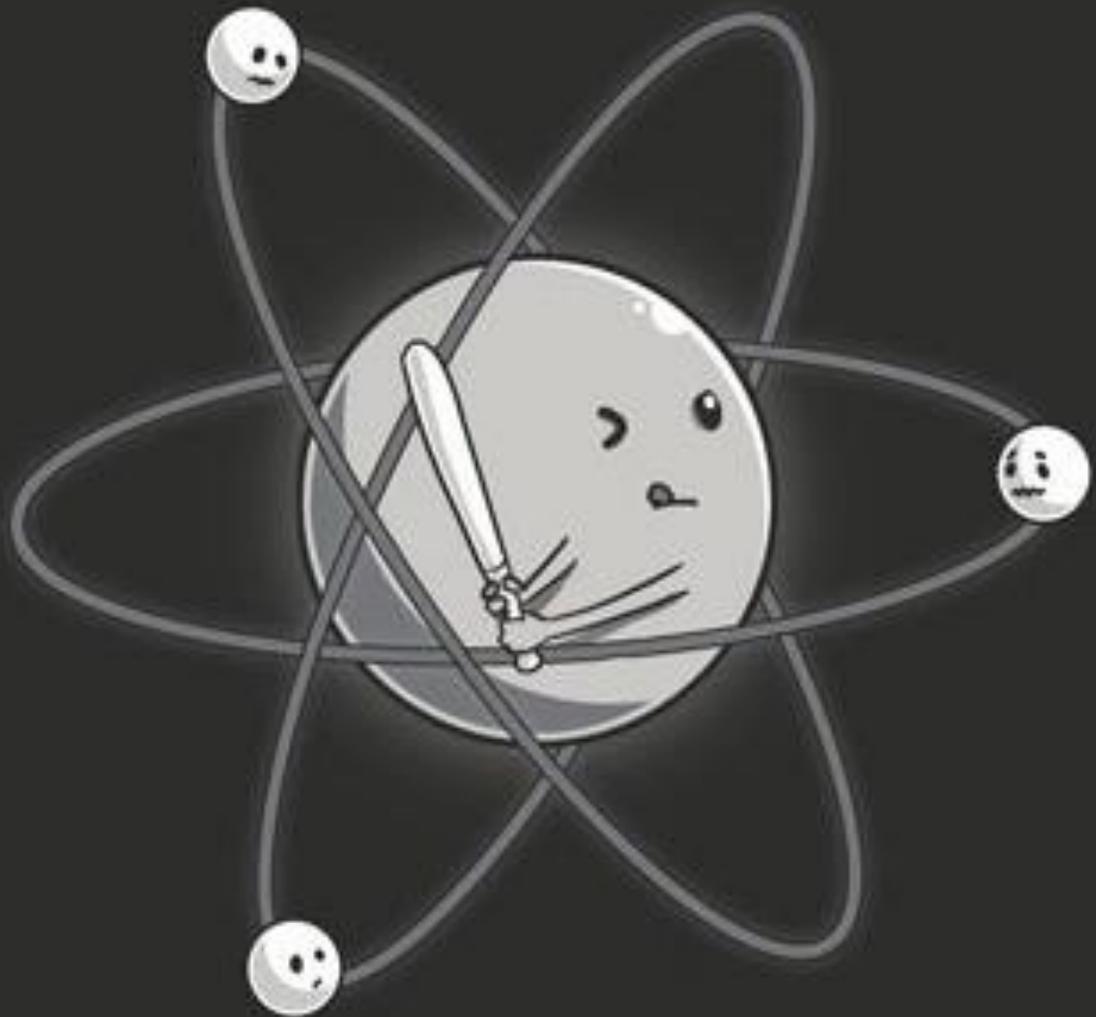
$$F = K \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{d^2}$$

- ✿ Ej.: Iones pequeños ($\downarrow d$) y carga elevada ($\uparrow q$) presentan mayor energía reticular, la atracción será mayor, y aumentarán los puntos de fusión y ebullición, pero disminuirá la solubilidad en agua.

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS IÓNICAS

- ✿ **No conducen el calor o la electricidad en estado sólido:** iones ordenados y fijos, sin electrones en movimiento libre.
- ✿ **Cuando están fundidos o en disolución son buenos conductores:** iones disociados y las cargas se mueven con libertad.
- ✿ **Son duros (resistentes a ser rayados) y quebradizos (frágiles):** el desplazamiento de los iones a otros planos provoca repulsiones electrostáticas que fracturan el cristal.

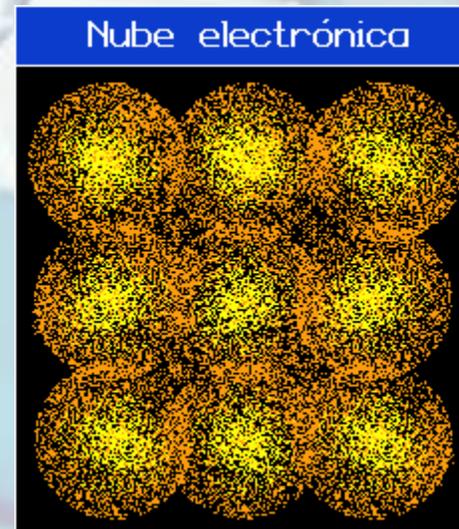
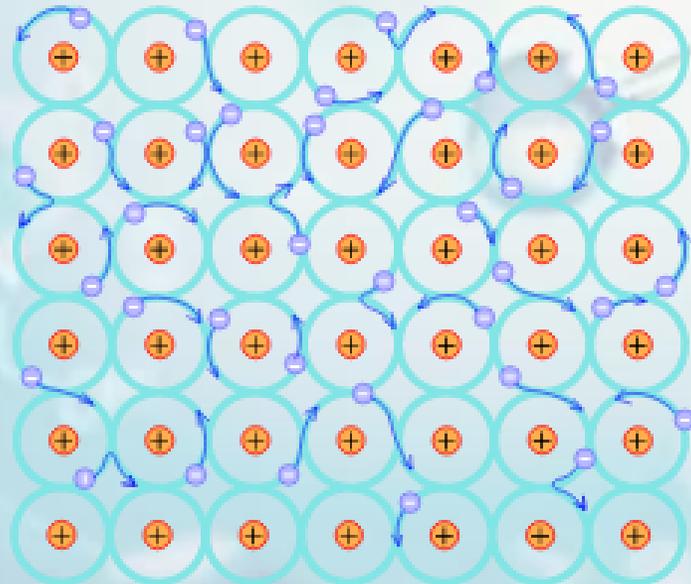




ENLACE METÁLICO

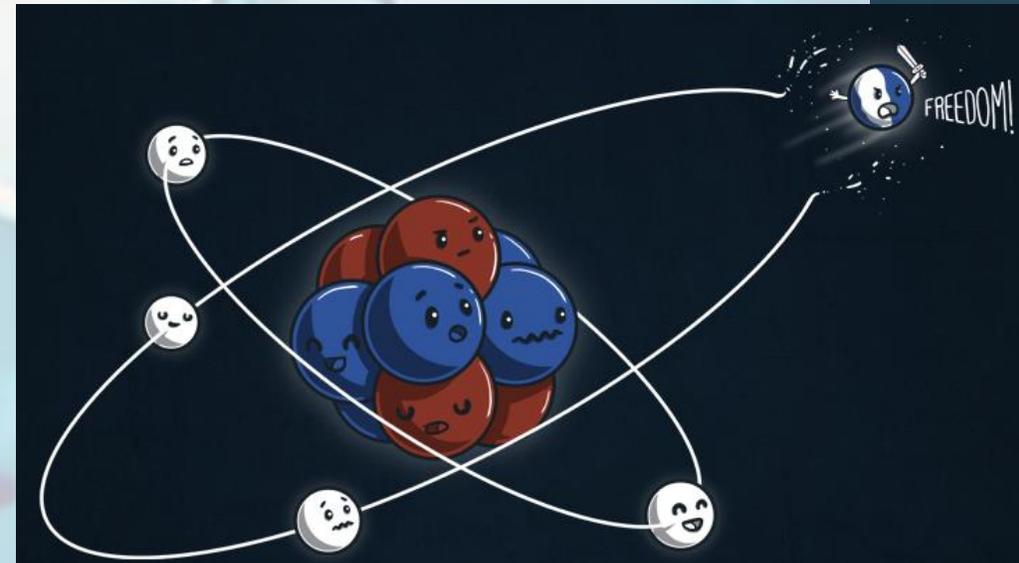
ENLACE METÁLICO

- * Unión de átomos de elementos con electronegatividades muy bajas y parecidas.
- * Los electrones que forman el enlace no están sujetos al átomo, y se **mueven libremente** por una región de iones positivos formados debido al desprendimiento de dichos electrones: nube electrónica/mar de electrones del metal.



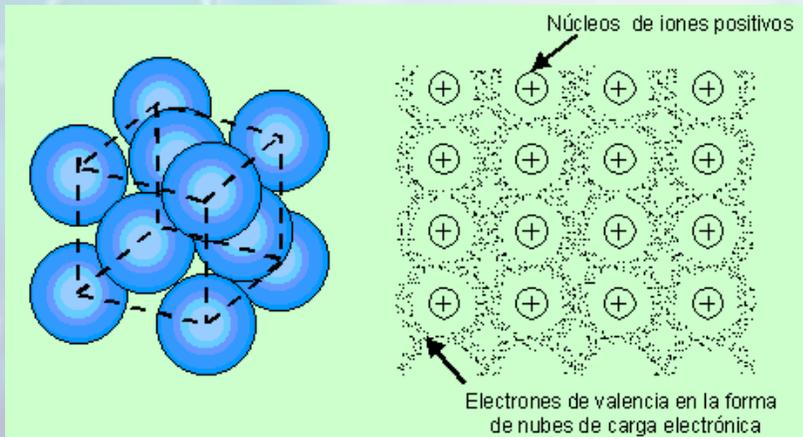
ENLACE METÁLICO

- ✿ Solo se produce en elementos metálicos y aleaciones:
 - ✿ Elementos con bajo potencial de ionización: ceden electrones con facilidad.
 - ✿ Elementos con orbitales de valencia vacíos: permiten que los electrones se muevan con facilidad.
- ✿ No forman estructuras moleculares:
 - ✿ Quedarían demasiados orbitales de valencia vacíos → inestable.
- ✿ Los iones positivos se sitúan en los vértices de la estructura (red cristalina), entre los que se mueven los electrones (unión).
- ✿ Los átomos presentan número de coordinación elevados, contribuyendo a su gran densidad.



PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS METÁLICAS

- ✿ Forman una red tridimensional ordenada rodeada por una nube de electrones que se mueve libremente, sin escapar de ella debido al potencial eléctrico atractivo.
- ✿ Son **muy buenos conductores del calor y la electricidad** debido a la movilidad de los electrones → a baja temperatura o fundidos, disminuyen sus propiedades.
- ✿ Puntos de fusión y ebullición altos (en general): sólidos a T^a ambiente.
 - ✿ Al aumentar el volumen en una familia, disminuyen.



	Li	Na	K	Rb	Cs
Pto Fusión (°C)	179	97,5	63,5	39	28,4

Tabla de evolución de los puntos de fusión en la familia de los metales alcalinos.

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS METÁLICAS

- ✿ **Insolubles en disolventes polares o apolares**, pero se disuelven los unos en los otros: aleaciones y amalgamas.
- ✿ **Dureza baja o media**, excepto los metales de transición (establecen enlaces en los orbitales d)
- ✿ **Buenas propiedades metálicas:**
 - ✿ **Elasticidad** (se moldean).
 - ✿ **Ductilidad** (se estiran en hilos).
 - ✿ **Maleabilidad** (se estiran en láminas).
 - ✿ **Efecto fotoeléctrico.**
 - ✿ **Brillo metálico.**

