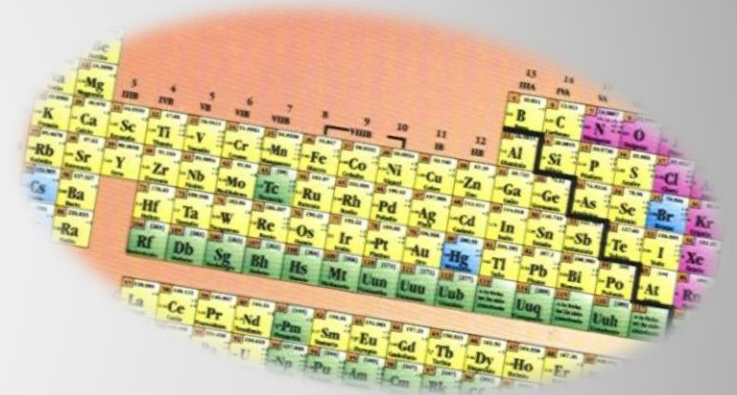
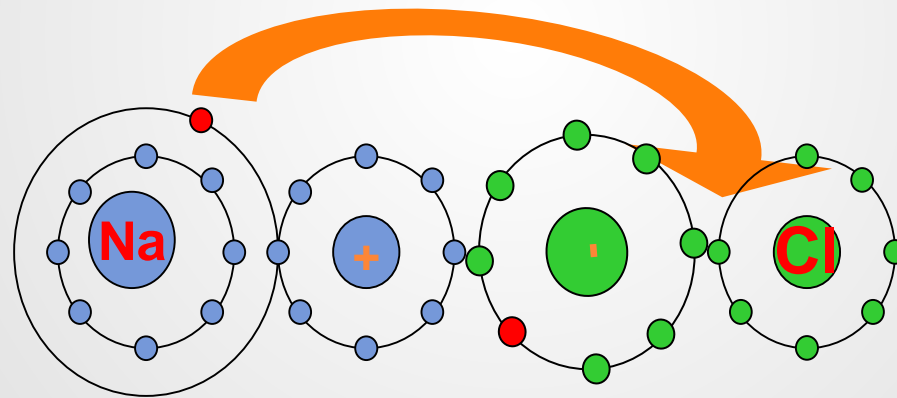


Química Básica

ENLACES QUÍMICOS



Introducción

- Por los conocimientos que tenemos hasta el momento, sabemos que existen al menos 103 elementos en la tabla periódica.
- Pero en la naturaleza existen mucho más sustancias que esos 103 elementos.
- Entonces cabe preguntarse: ¿Cómo interactúan entre sí estos elementos?

Introducción

- Obviamente ha de existir una “forma” en que estos elementos se unan entre sí, para generar más sustancias y compuestos.
- La “forma” en que se unen estos elementos es mediante *enlaces*.

Enlace

¿Qué es un enlace?

En palabras muy simples, un enlace es una fuerza que mantiene unidos a grupos de dos o más átomos, de tal forma que hace que funcionen como una sola unidad.

Enlace

Un enlace es la fuerza que existe entre dos átomos, cualquiera sea su naturaleza, debido a la transferencia total o parcial de electrones.

De esta forma adquieren ambos una configuración electrónica estable, la que correspondería a un gas noble.

Enlace

La respuesta a qué es un enlace no es tan simple, debido a que existen al menos tres modelos que explican cómo se unen los átomos.

- Estos modelos son:
 - Enlace iónico
 - Enlace covalente
 - Enlace metálico

Tipos de enlace

Iónico

Covalente

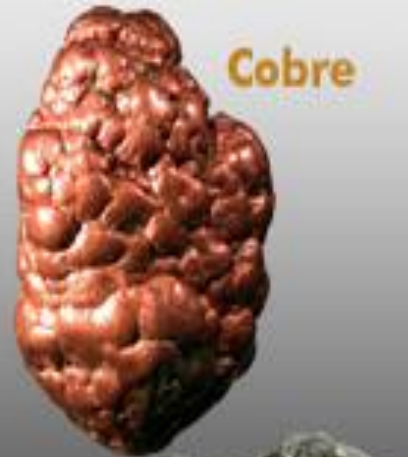
Metálico

Sólidos iónicos

Sustancias
moleculares

Sólidos de
red covalente

Sólidos metálicos

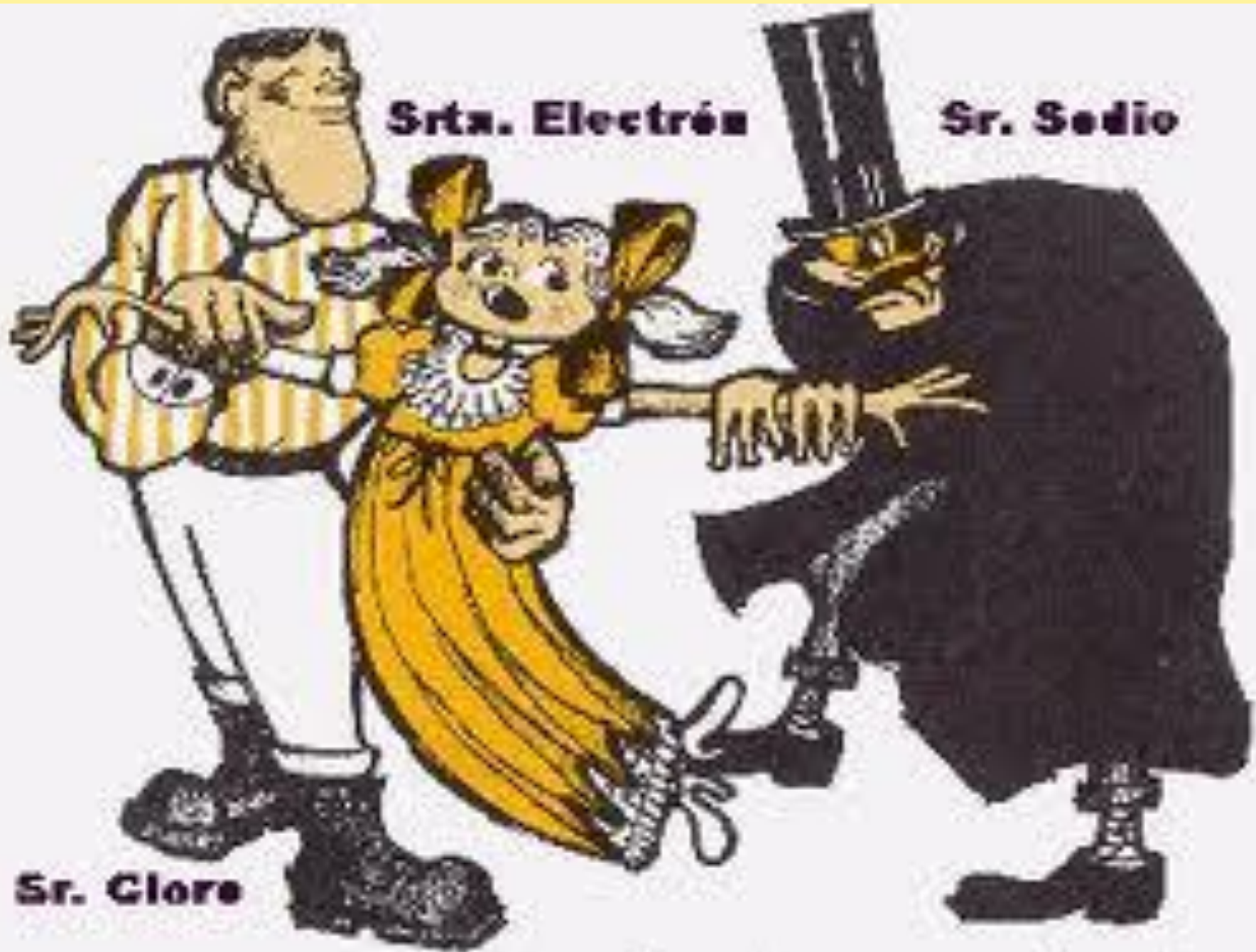


Enlace iónico

- Es la unión que se realiza entre elementos cargados eléctricamente, es decir, con cargas opuestas (recordemos que los polos opuestos se atraen).
- Este tipo de enlace ocurre generalmente entre metales y no metales.
- En este tipo de enlace los átomos transfieren electrones completamente, pudiendo ser uno o más electrones los que se transfieren.

Enlace iónico

- En este proceso de transferencia de electrones se forman iones. El átomo que pierde electrones queda cargado positivamente y se llama *cación*. El átomo que gana electrones queda cargado negativamente y se llama *anión*.
- Ambos iones adquieren la configuración de un gas noble.



Srta. Electrón

Sr. Sedio

Sr. Clore

Enlace iónico

No deja de ser curiosa la forma en que dos elementos que en sus estados puros son peligrosos (el Na es un metal corrosivo y el Cl es un gas venenoso), al combinarse forman un compuesto que nosotros usamos diariamente en nuestras comidas: la sal.



Na

+



Cl

=



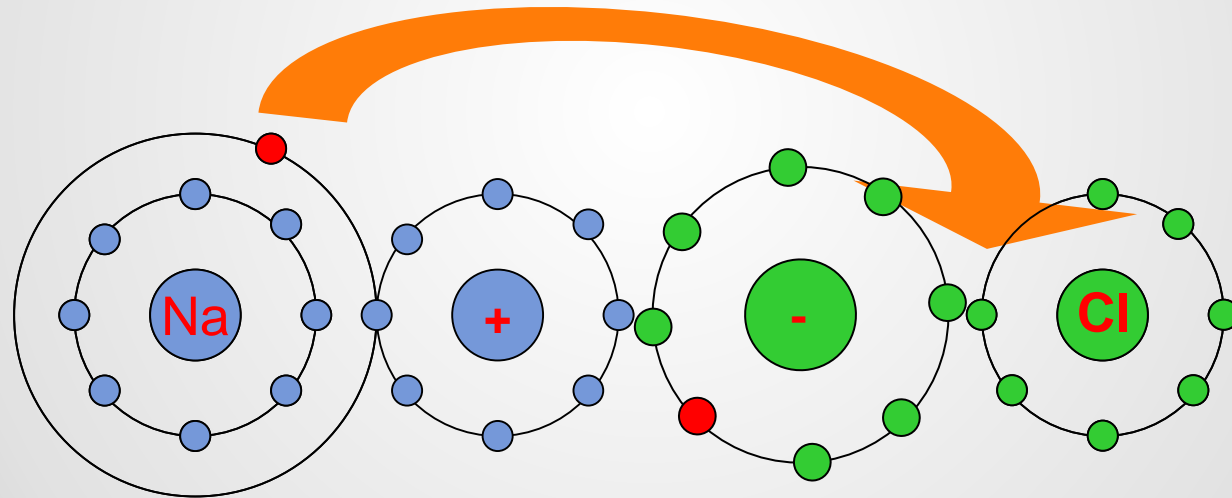
NaCl

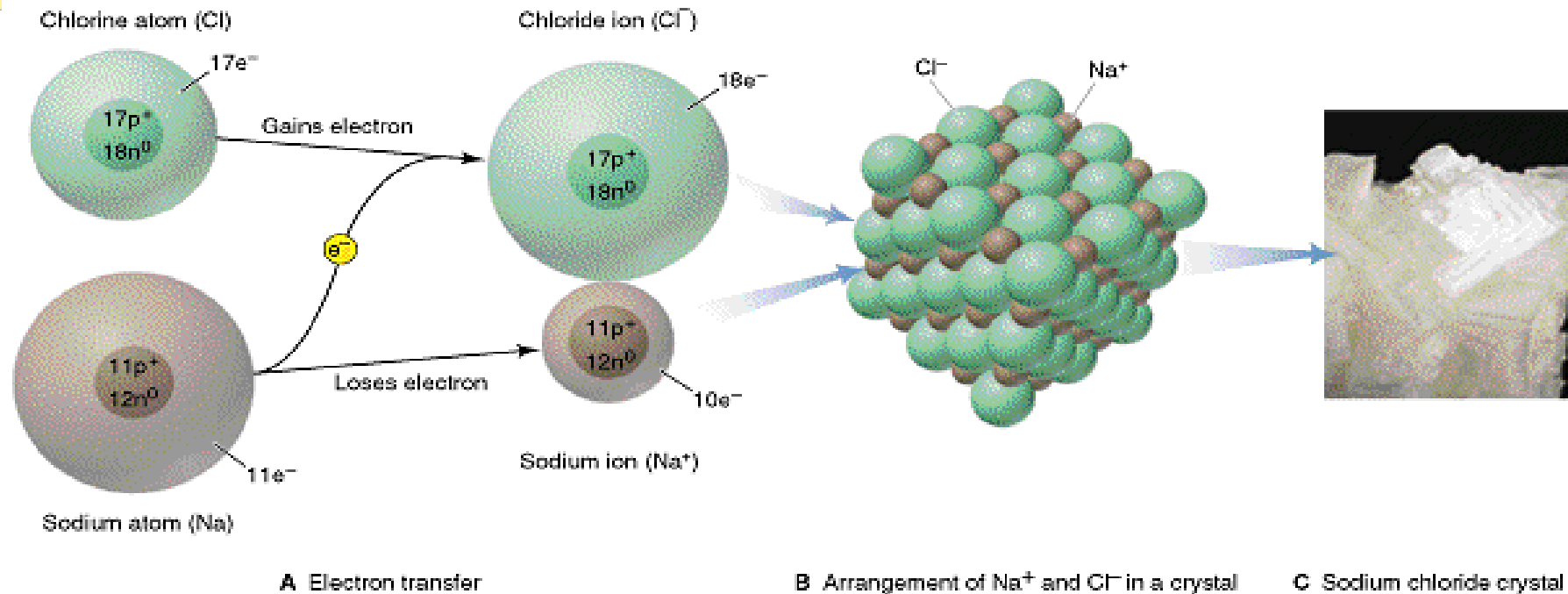
Enlace iónico

- El Na entrega un electrón (el de su último nivel) al Cl, transformándose en el catión Na^+ .
- El Cl acepta este electrón, transformándose en el anión Cl^- .
- Ahora ambos átomos tienen 8 electrones en su último nivel. Es decir, adquirieron la configuración electrónica de un gas noble.

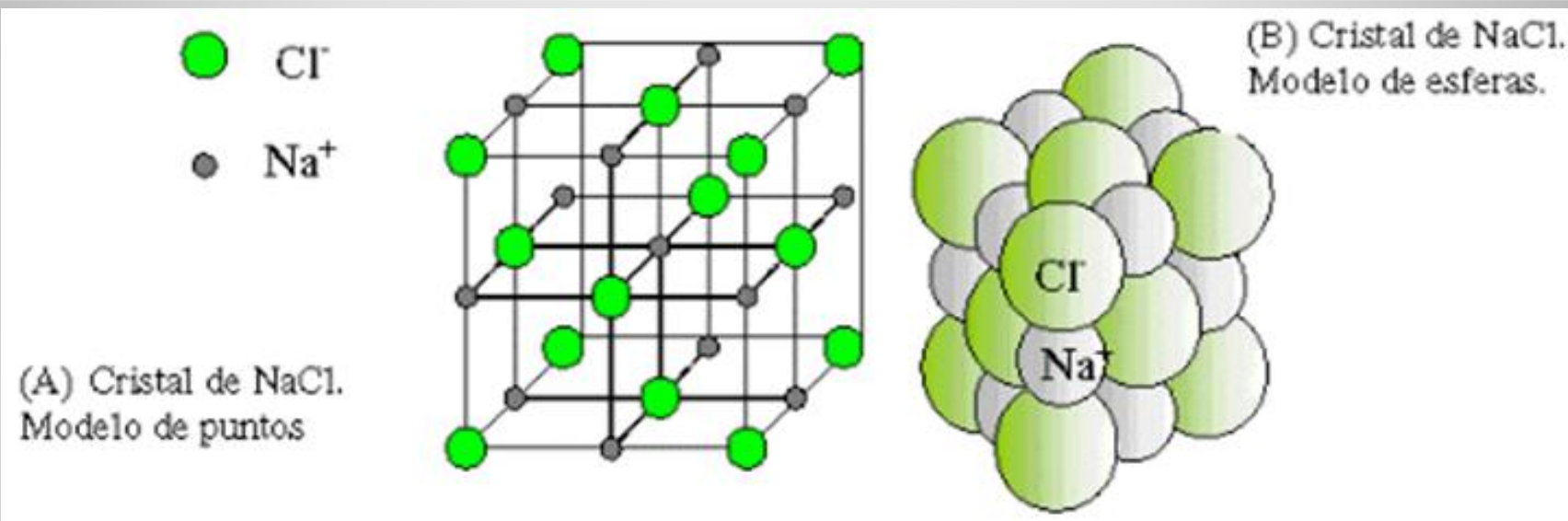
Ejemplo

Acá vemos como el Na entrega su electrón al Cl, quedando ambos como resultado de esta entrega con 8 electrones en su último nivel.





Los compuestos iónicos poseen una **estructura cristalina** independientemente de su naturaleza. Este hecho confiere a todos ellos unas propiedades características



En la figura se puede ver la estructura del cloruro de sodio.

En la forma (A) se indican las posiciones (centros) de los iones.

En la forma (B) se representan los iones como esferas empacadas. Los iones esféricos están empacados de manera que las atracciones iónicas se maximicen.

Propiedades de los enlaces iónicos

- Son sólidos a temperatura ambiente.
- son rígidos y funden a temperaturas elevadas.



Cloruro de sodio



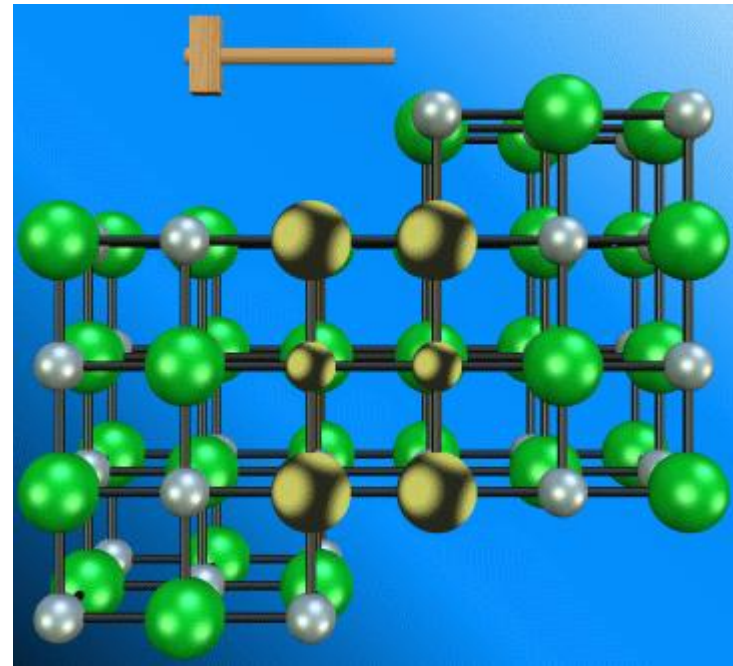
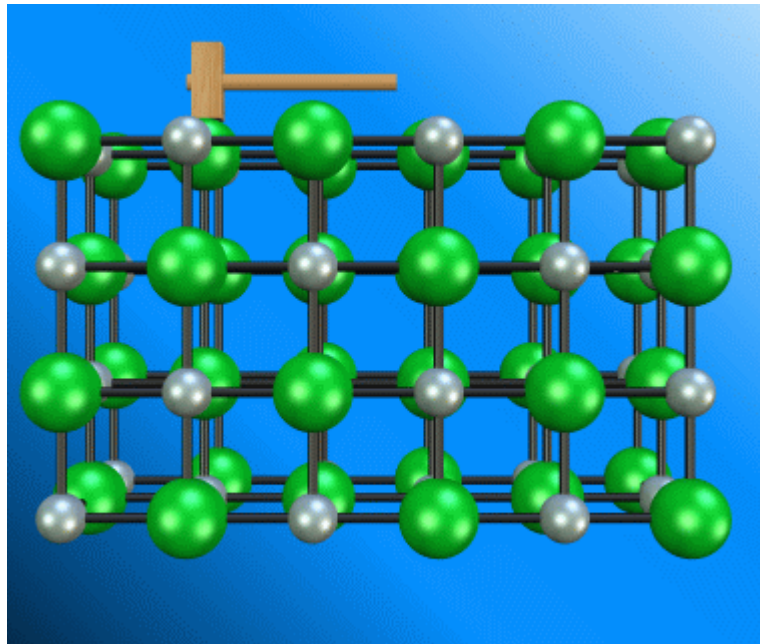
Cloruro de hierro III

2. En estado **sólido no conducen la corriente eléctrica**, pero sí lo hacen cuando se hallan disueltos o fundidos.



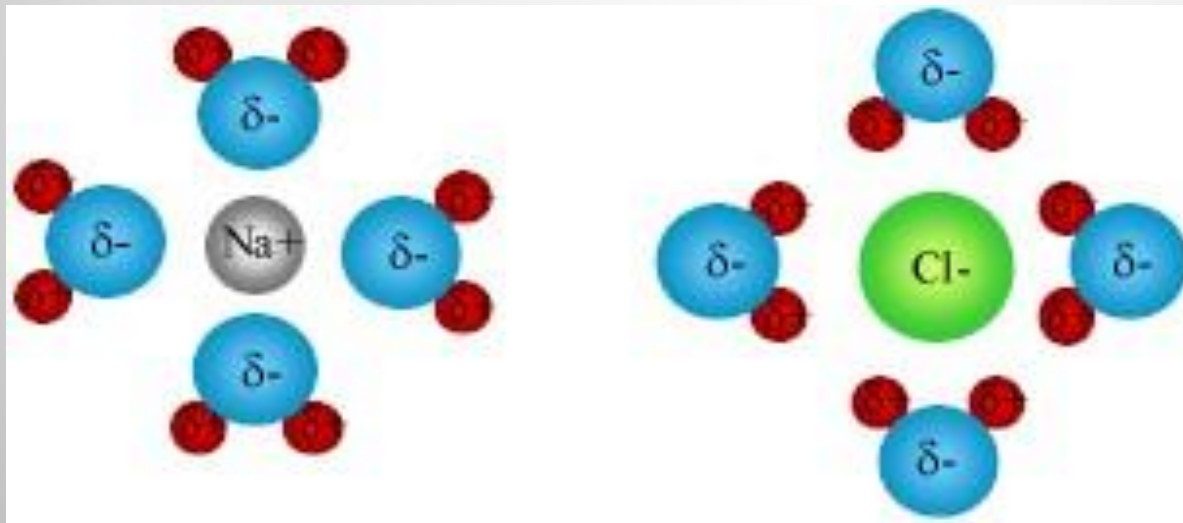
3. Tienen **altos puntos de fusión y de ebullición** debido a la fuerte atracción entre los iones. Por ello pueden usarse como material refractario.

4. Son frágiles y quebradizos.



Cloruro de Magnesio

5. Son muy solubles en agua. Estas disoluciones son buenas conductoras de la electricidad (se denominan electrólitos).

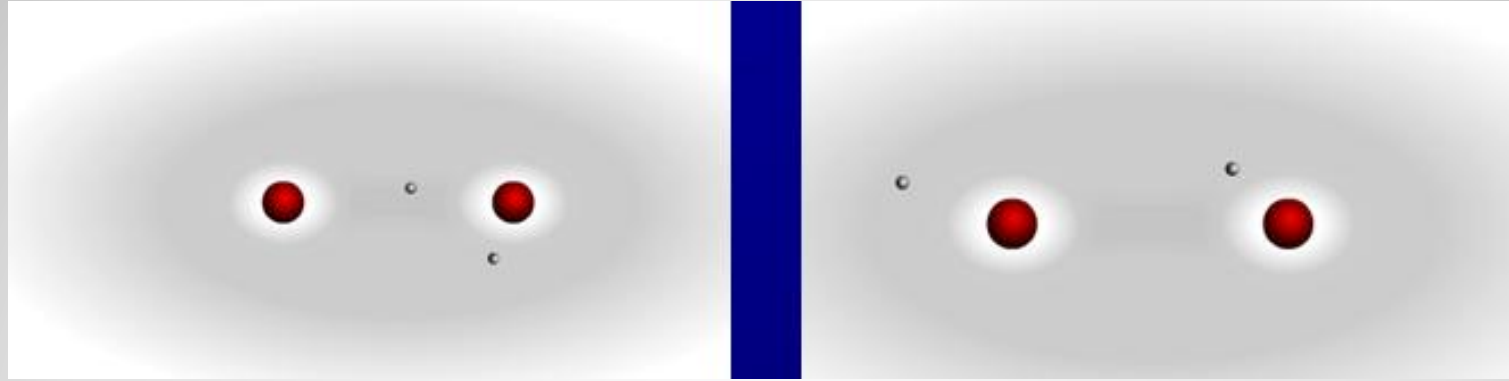


Cloruro de sodio disuelto en H_2O

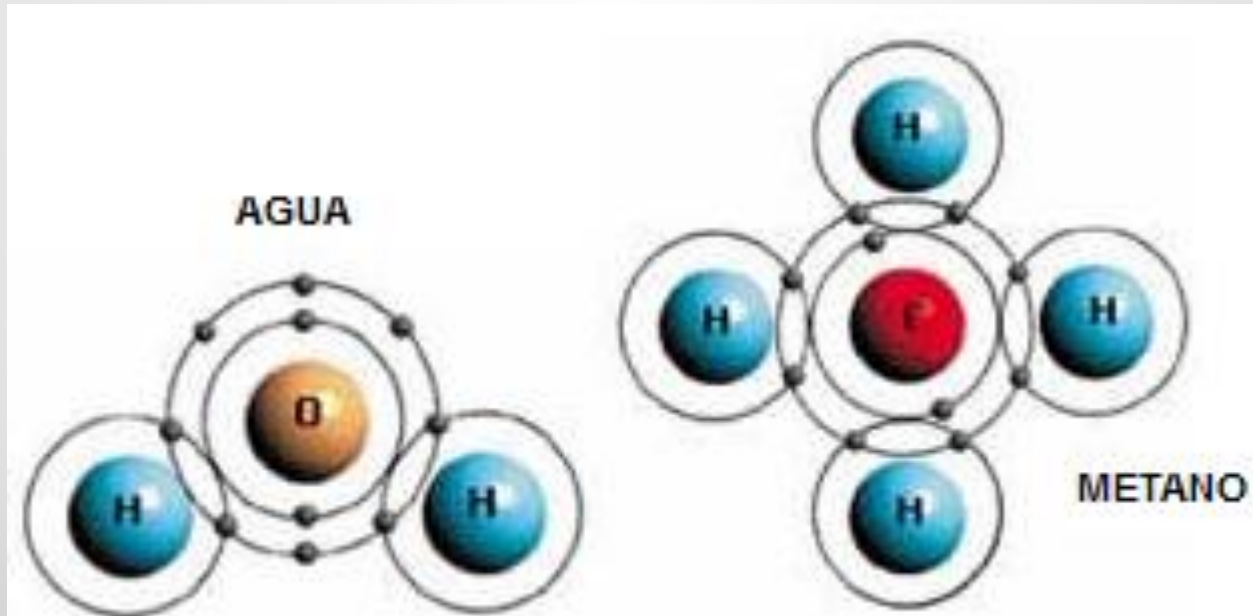
EL ENLACE COVALENTE

Las reacciones entre dos átomos **no metales** producen **enlaces covalentes**. Este tipo de enlace se produce cuando existe una electronegatividad polar.

Se forma cuando la diferencia de **electronegatividad** no es suficientemente grande como para que se efectúe transferencia de **electrones**, entonces los átomos comparten uno o más pares electrónicos en un nuevo tipo de orbital denominado **orbital molecular**.



Dos átomos de Hidrógeno



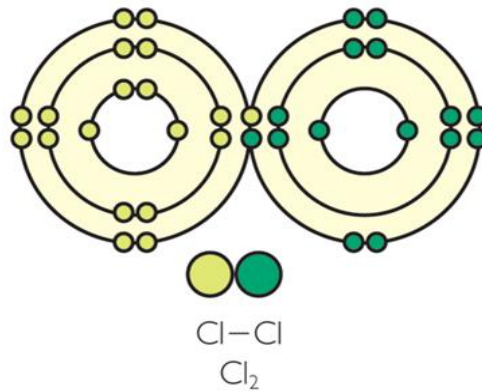
Enlaces covalentes polares y no polares

Existen dos subtipos de enlaces covalentes:

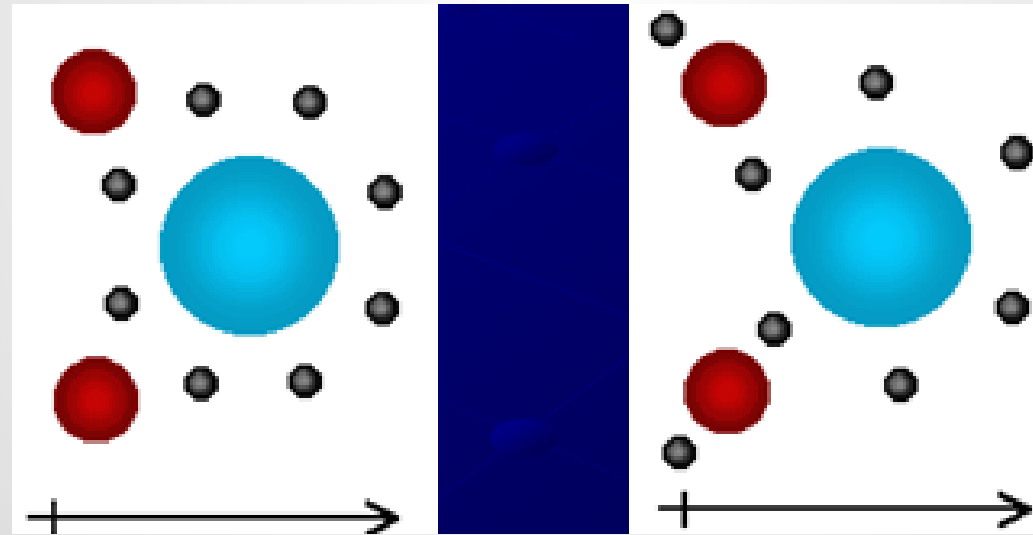
- Los polares



- No polares



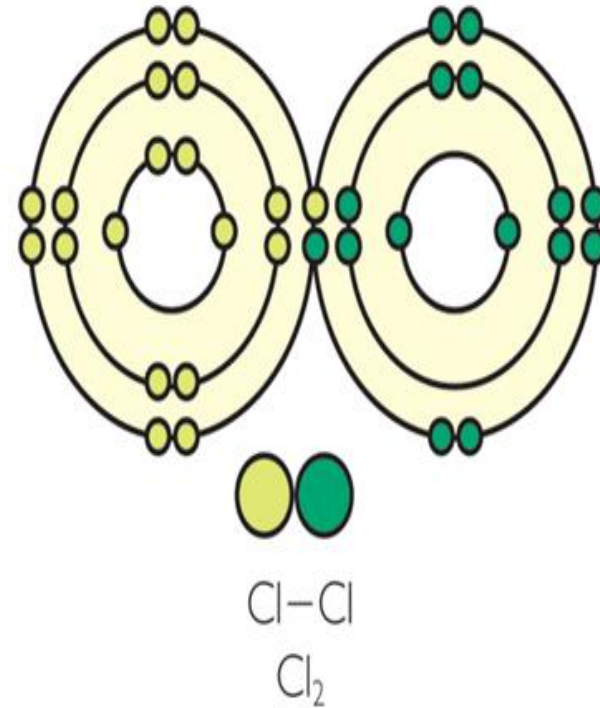
Los enlaces polares covalentes ocurren porque un átomo tiene una mayor afinidad hacia los electrones que el otro.



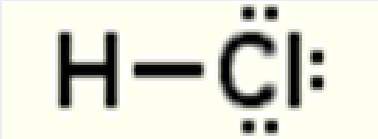
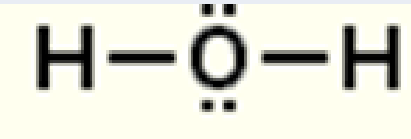
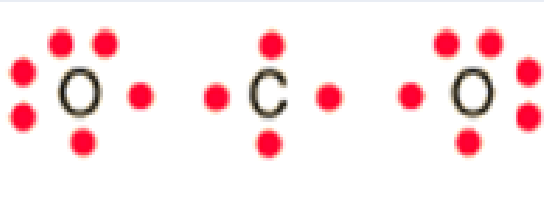

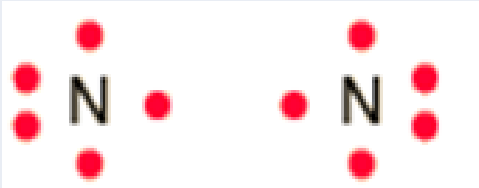
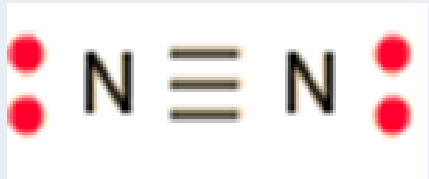
Agua

Los enlaces no polares tienen una igual atracción (afinidad) hacia los electrones, los electrones que se enlazan son igualmente compartidos por los dos átomos, y se forma un enlace covalente no polar.

Siempre que dos átomos del mismo elemento se enlazan, se forma un enlace no polar.

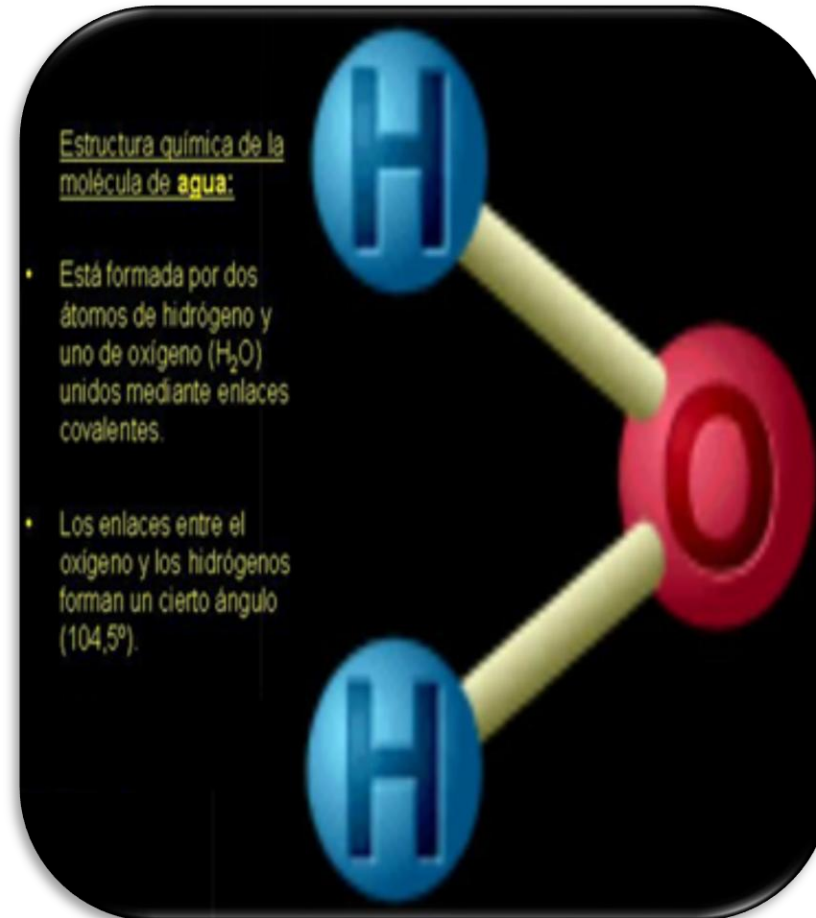


Características del enlace covalente

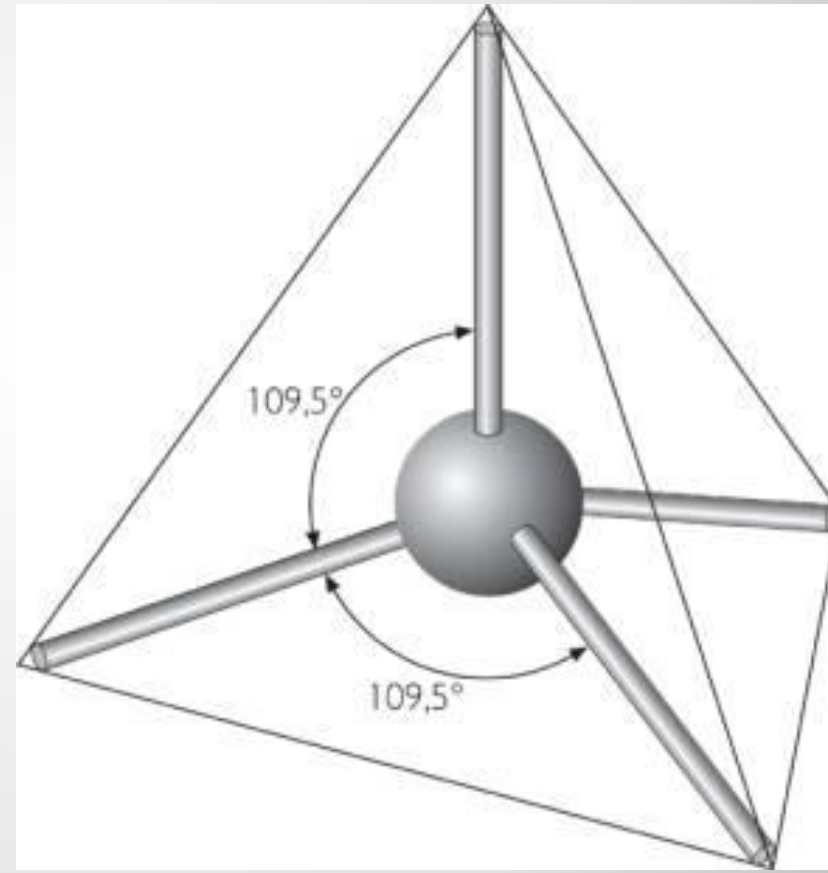
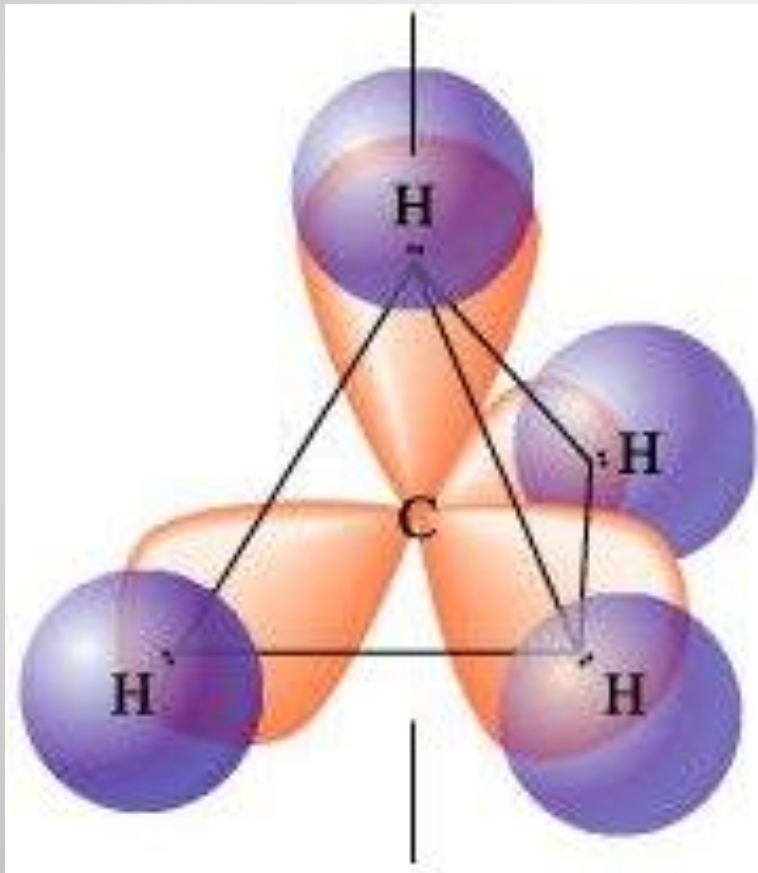
Enlace sencillo	Enlace doble	Enlace triple
Se caracteriza por que se comparte un solo par de electrones	Se caracteriza por que se comparte dos pares de electrones	Se caracteriza por que se comparte tres pares de electrones
 <p>ácido clorhídrico</p>  <p>agua</p>	 <p>Forma</p> 	 <p>Forma</p> 

Direccionalidad y fragilidad en los enlaces covalentes

- Otra de las principales características del enlace covalente es su direccionalidad, la cual hace referencia **al ángulo formado entre los átomos enlazados**
- Su fragilidad, se debe principalmente a que cuando el sólido es golpeado, los enlaces **prefieren romperse a dañar el ángulo formado.**

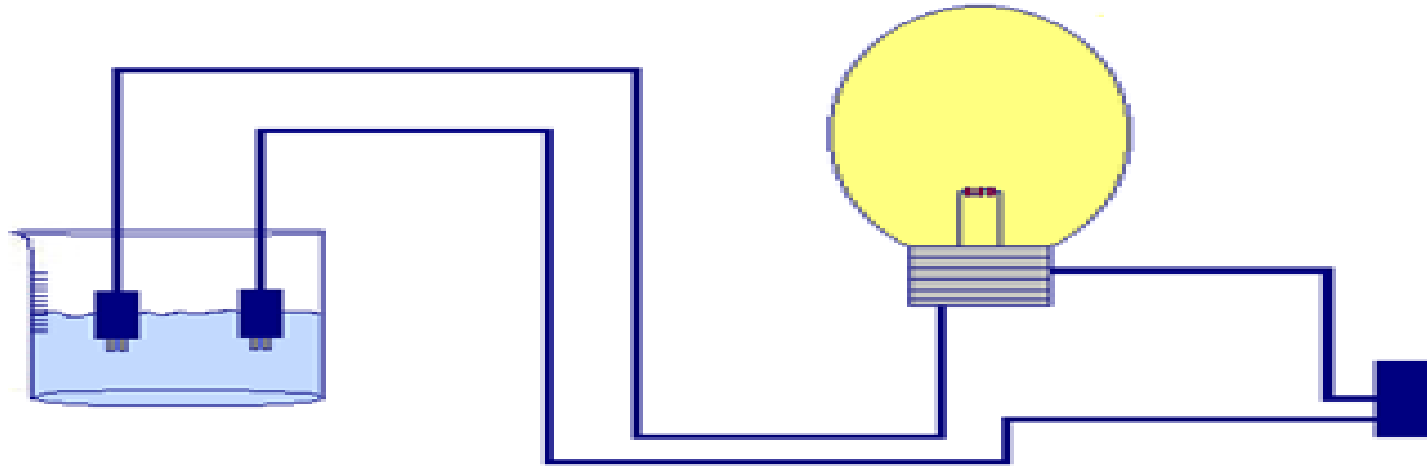


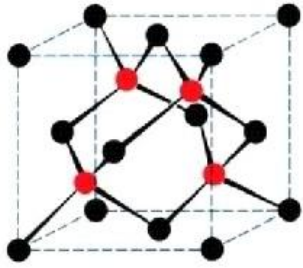
Molécula de metano CH_4



Conductividad eléctrica

La falta de conductividad en estas sustancias se puede explicar porque los electrones de enlace están fuertemente localizados atraídos por los dos núcleos de los átomos enlazados





Punto de fusión

Dada la elevada energía necesaria para romper un enlace covalente, es de esperar un elevado punto de fusión cuando los átomos unidos extiendan sus enlaces en las tres direcciones del espacio como sucede en el diamante.



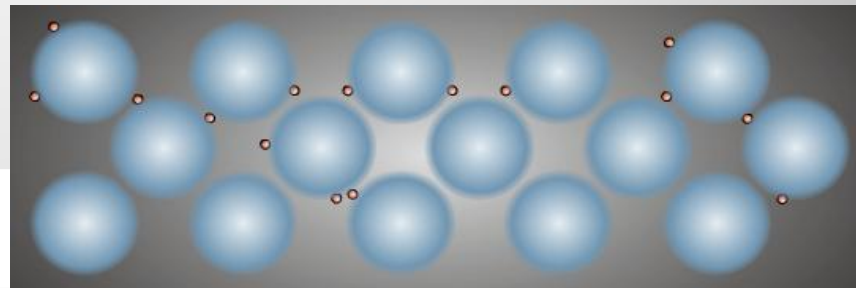
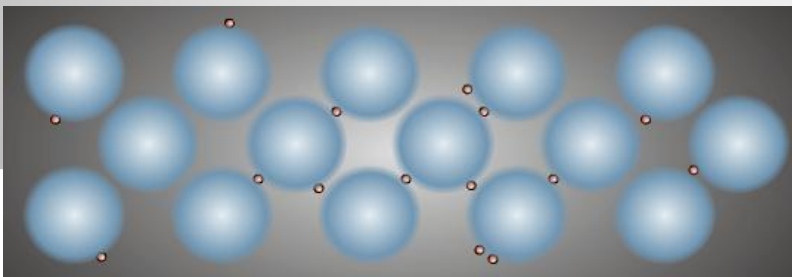
Enlace Metálico

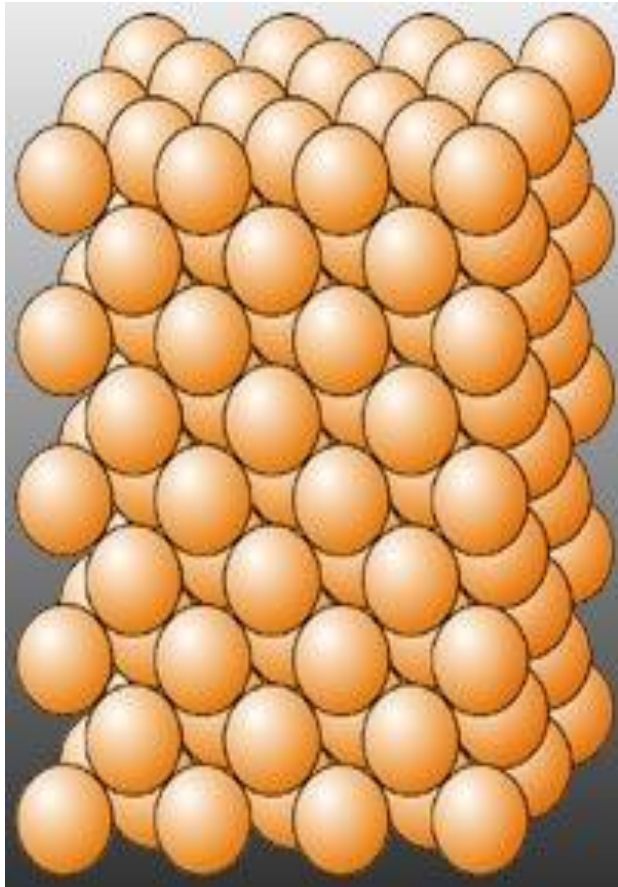
Los átomos de los metales pierden fácilmente los electrones de valencia y se convierten en **iones positivos**, por ejemplo Na^+ , Cu^{2+} , Mg^{2+} .

Los iones positivos resultantes se **ordenan** en el espacio formando la **red metálica**.

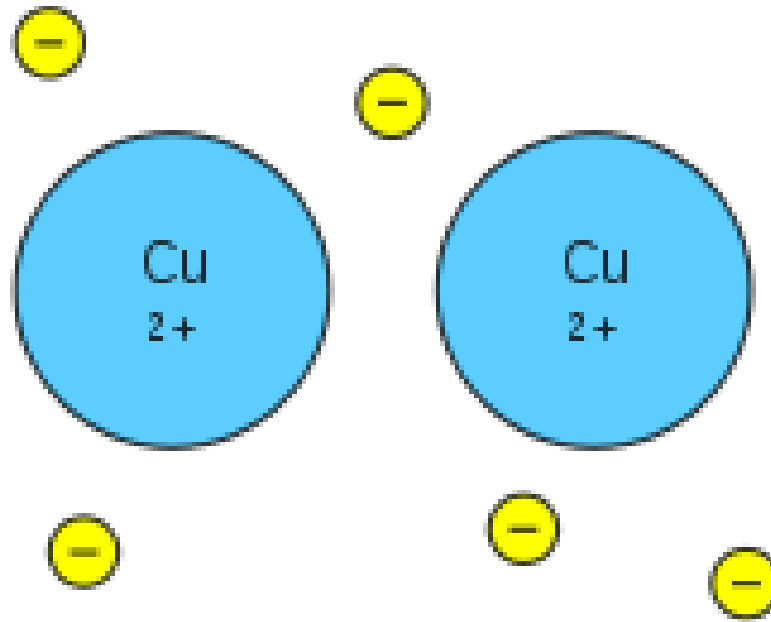
Los electrones desprendidos forman una *nube o mar* de electrones que puede desplazarse a través de toda la red. Así el conjunto de los *iones positivos* del metal queda unido mediante la *nube de electrones* con carga negativa que los envuelve.

El enlace *no es entre átomos*, sino más bien entre *cationes* metálicos y lo que fueron sus *electrones*. -





Los núcleos de los metales se organizan en estructuras ordenadas



Características de los enlaces metálicos

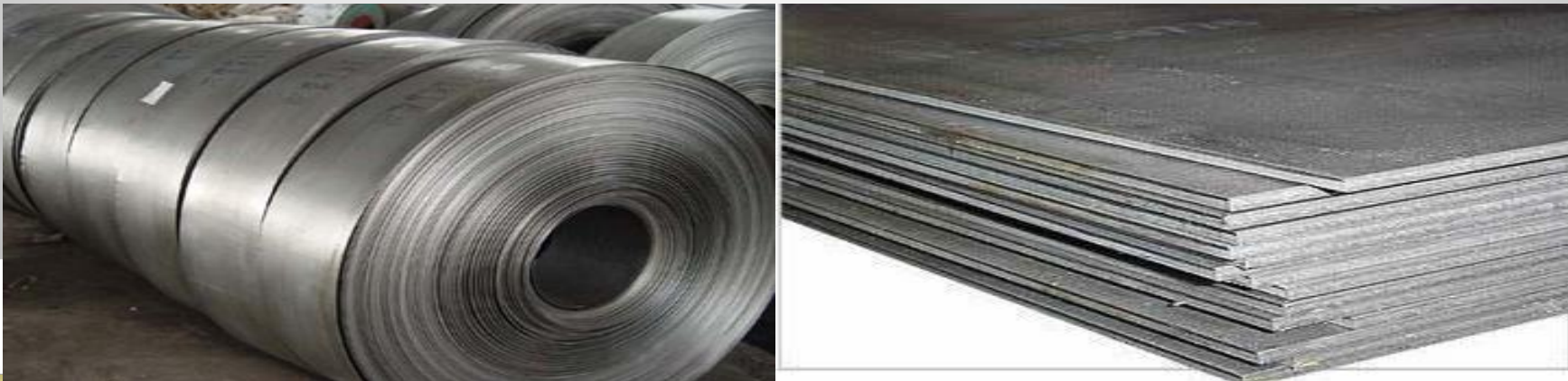
1. **Conductividad eléctrica:** Se da por la presencia de un gran número de electrones móviles.
2. **Buenos conductores del calor:** El calor se transporta a través de los metales por las colisiones entre electrones, que se producen con mucha frecuencia.
3. **Brillo.**
4. **Puntos de fusión y ebullición altos.**



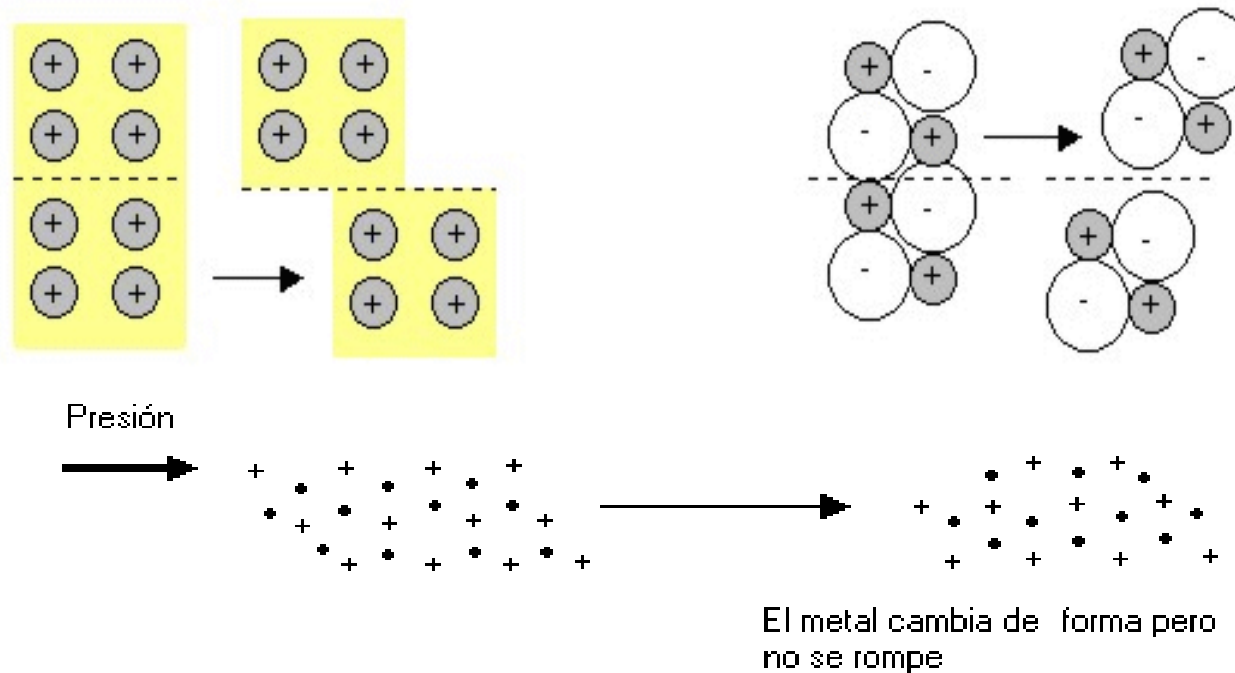
5. Ductilidad y maleabilidad

En un metal, los **electrones** actúan como un **pegamento flexible** que mantiene los **núcleos** atómicos juntos, los cuales pueden desplazarse unos sobre otros.

Por lo tanto los cristales metálicos se pueden deformar sin romperse.



5. Tenacidad y deformabilidad.



Aquí podemos observar cómo los enlaces metálicos son más fuertes que los enlaces iónicos cuando se someten a una fuerza, el **enlace metálico** simplemente sufre una **deformación** y el **enlace iónico** se **rompe** ante la misma fuerza.

Algunas Aleaciones

La aleación más importante, **el acero**, es **intersticial**: podríamos decir que los pequeños átomos de carbono están disueltos en el hierro.

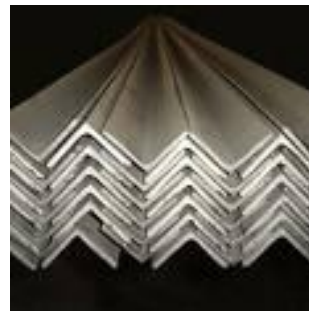
Al **aumentar** la cantidad del **carbono**, el acero se vuelve más **duro**.



Algunas Aleaciones

Con **0.2%** de C se tienen **aceros blandos** para: **(clavos y cadenas)**; con **0.6%** se tienen **aceros medios (los de rieles o vigas)**; y con **1%** **aceros de alta calidad (cuchillos, resortes, herramientas y similares)**.

Además del carbono, puede formar aleaciones con otros elementos, como **Cr y Ni**, con los que se produce **el acero inoxidable**.





» **Pieltre** es una aleación (85% Sn, 7.3% Cu, 6% Bi, 1.7% Sb) es muy empleada en **utensilios de cocina**.

- Las **hojas de rasurar** tienen una aleación **de Cr- Pt**.

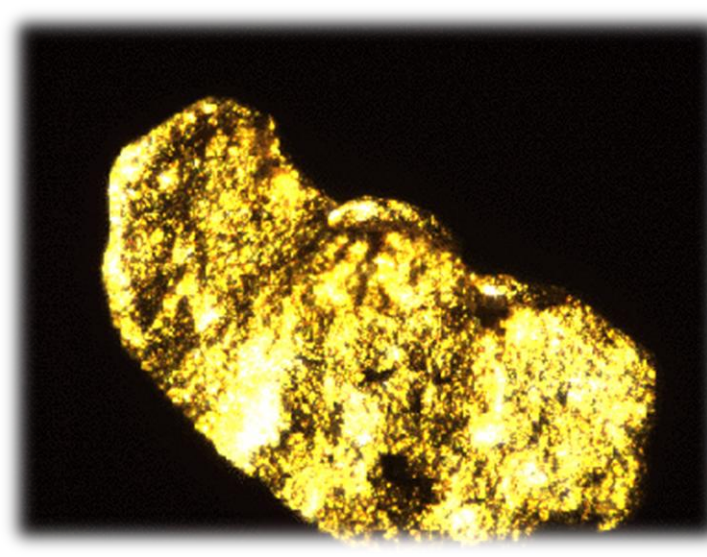


Las aleaciones del mercurio se llaman **amalgamas**. Las de **plata y zinc** son muy utilizadas por los dentistas para llenar las cavidades dentales.

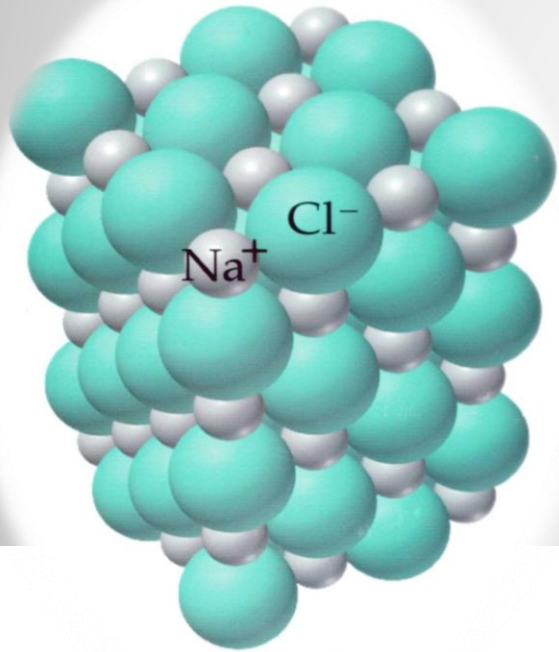
El mercurio, que solo es muy venenoso, cuando se encuentra en esta amalgama **no representa mayor problema de salud**.



- El oro puro (denominado de **24 quilates**) es demasiado **blando** para usarlo en joyería.
- Para hacerlo más fuerte se **alea** con **plata y cobre**, lo que en una proporción de **25%** da lugar a una aleación conocida como oro de **18 quilates**.



Crystal Structure of Sodium



Gracias!

