

# ENLACE QUÍMICO

# EL ENLACE QUÍMICO

Se llama **enlace químico** a la interacción entre dos o más átomos que se unen para formar una molécula estable.

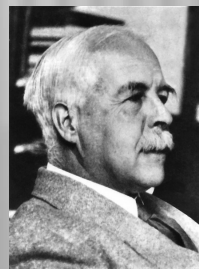
Los átomos tienden a **perder, ganar o compartir electrones** buscando **mayor estabilidad** (tienden a alcanzar la ordenación electrónica más estable posible). Es decir, la molécula formada representa un estado de **menor energía** que los átomos aislados.

En general, cuando se unen dos elementos representativos, tienden ambos a completar su octeto (8 electrones en su última capa), adquiriendo configuración electrónica de gas noble ( $s^2p^6$ ), distribución electrónica de máxima estabilidad.

A los elementos de transición no les resulta fácil alcanzar esa estructura, debido a los orbitales d, incompletos, habrían de eliminarse o captarse un número excesivo de electrones. Estos elementos, al formar el enlace, alcanzan otras configuraciones de especial estabilidad, como por ejemplo las configuraciones electrónicas con orbitales d semillenos o completos ( $d^5$  o  $d^{10}$ ).

Para describir el enlace se utilizan los símbolos ideados por Lewis:

Se escribe el símbolo del elemento, rodeado de tantos puntos como electrones tiene en su última capa (capa de valencia). Así:



G.N. Lewis  
1916

# ENLACE QUÍMICO

¿Porqué se unen los átomos para formar compuestos?

Los átomos se unen para conseguir una configuración más estable que la que tienen por separado

Esto se consigue completando su capa de valencia con 8 electrones, como tienen los gases noble

## FORMACIÓN DEL ENLACE

Se llama enlace químico al conjunto de fuerzas que mantienen unidos a los átomos en una molécula o cristal

Las fuerzas de enlace son de carácter electroestático

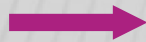
Un enlace se forma cuando las fuerzas de atracción son mayores que las de repulsión

# ENLACE QUÍMICO

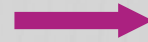
## Enlace iónico

### MECANISMO DE UNIÓN

Se caracteriza por



Transferencia de electrones



Se debe a la unión entre

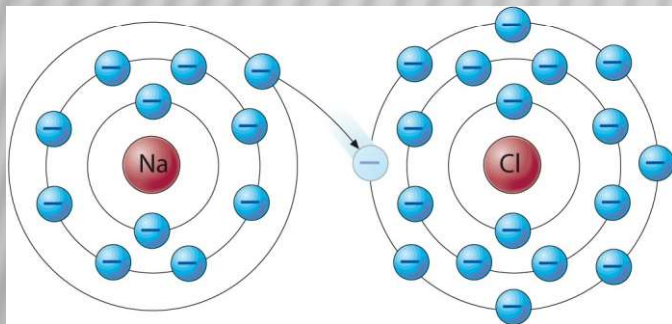


METALES  
+  
NO METALES

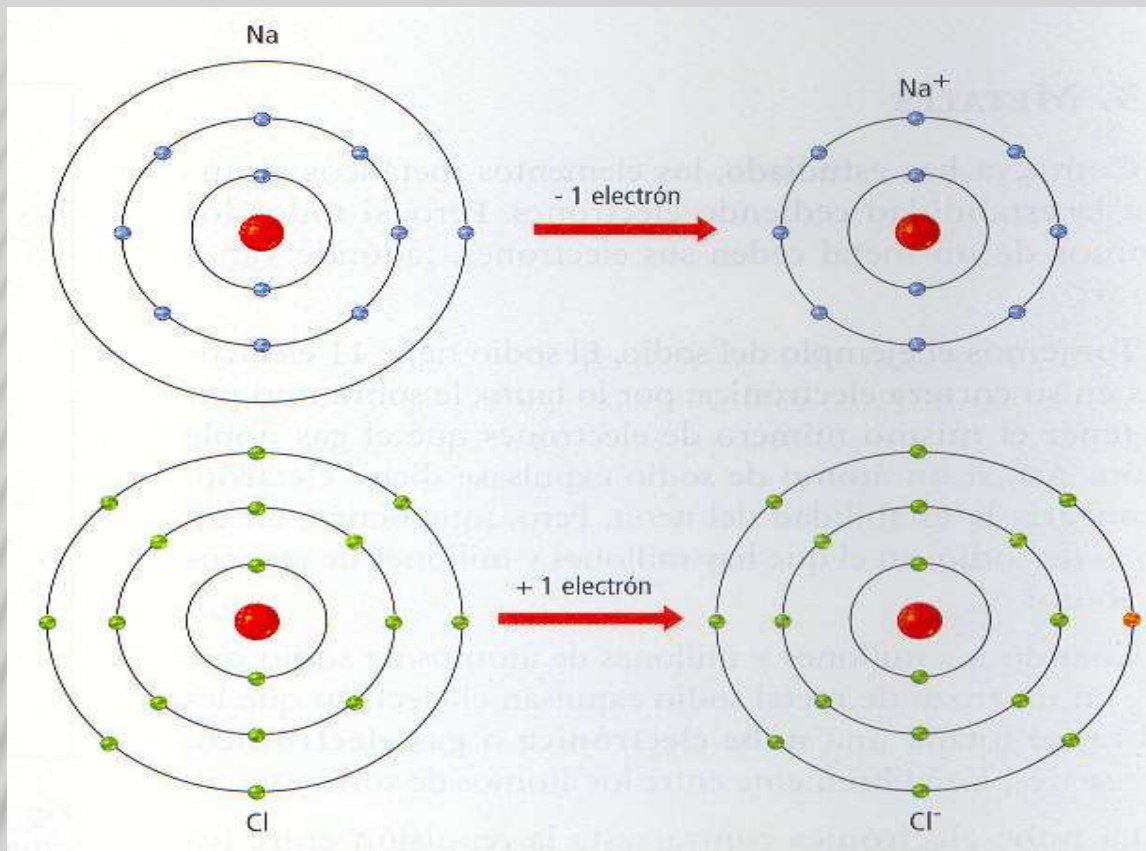
### FORMACIÓN DEL ENLACE IÓNICO

El enlace iónico se basa en la **transferencia de electrones** y consiste en la **atracción electrostática** entre los iones positivos y negativos.

Formación del NaCl



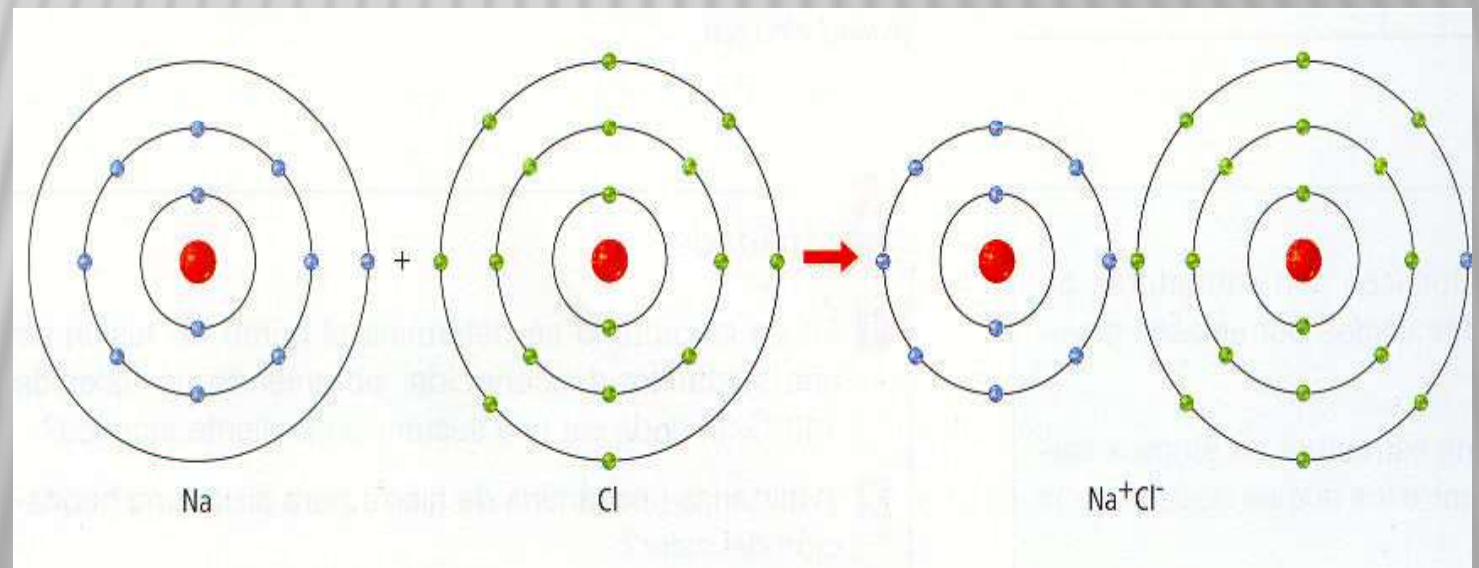
El sodio y el cloro tienden a alcanzar una estructura electrónica estable, consiguiendo 8 electrones en su última capa. De este modo, el **Na cede** un electrón que **recibe** el **Cl**, adquieren cargas eléctricas de signos opuestos y se **atraen** mediante fuerzas de atracción electrostáticas.

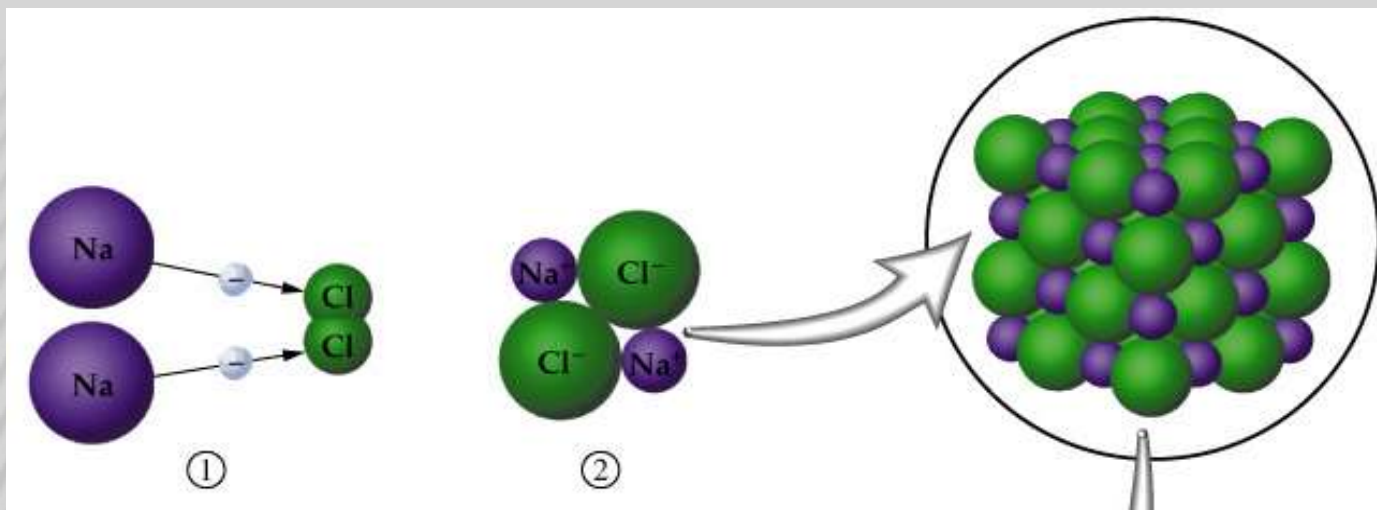


## Formación del NaCl

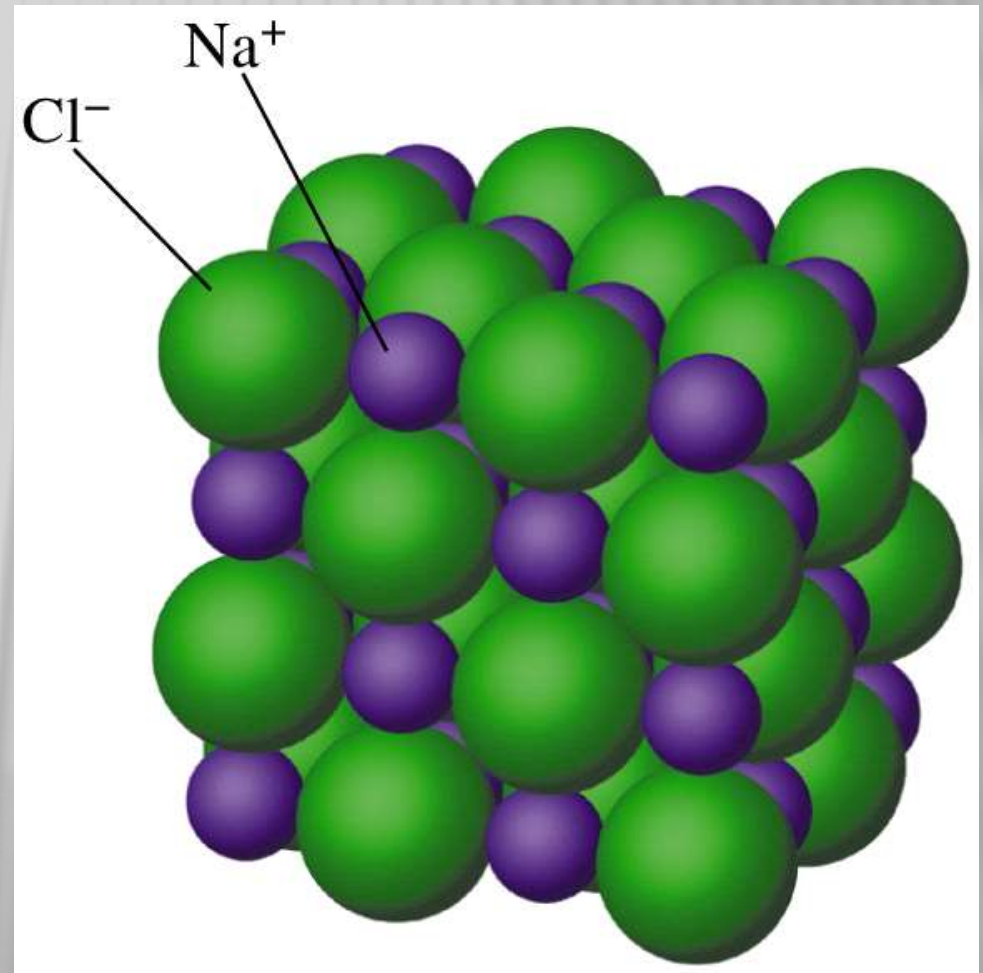
Primero se forman los iones por pérdida o ganancia de electrones.

La atracción eléctrica entre iones de distinto signo forma el enlace iónico.





*Formación de NaCl*

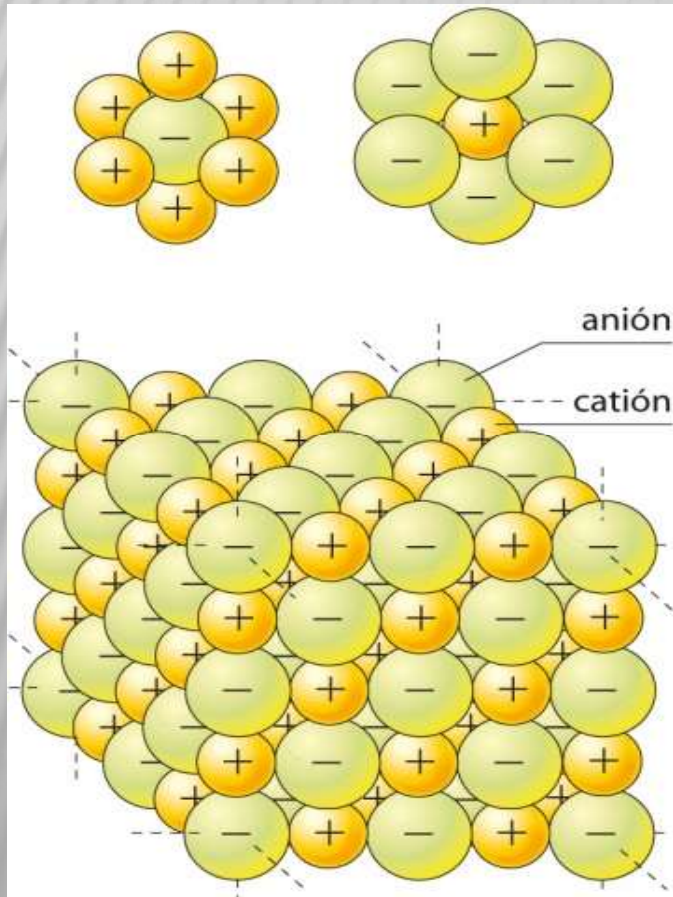


# ENLACE QUÍMICO

## Enlace iónico

### RED CRISTALINA IÓNICA

Los compuestos iónicos **no forman moléculas**, sino agregados iónicos cuya ordenación espacial da lugar a **redes cristalinas geométricas**.



### PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

Son sólidos cristalinos a temperatura ambiente.

Tienen elevados puntos de fusión y ebullición.

Presentan gran dureza o resistencia a ser rayados.

Son frágiles y quebradizos.

Son buenos conductores de la electricidad cuando están fundidos.

Son malos conductores de la electricidad en estado sólido.

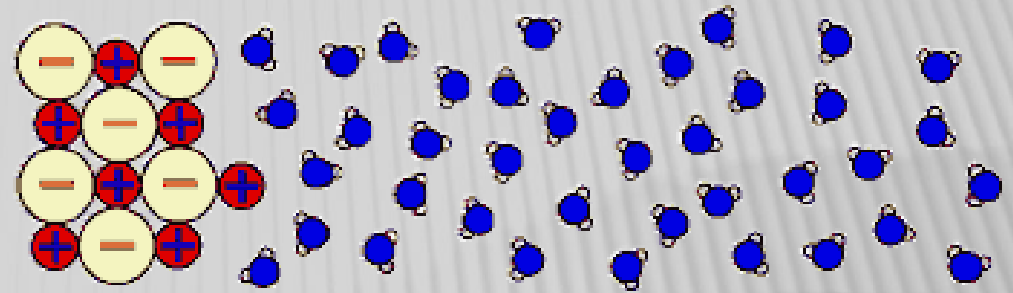
La mayoría son muy solubles en agua.

# ENLACE QUÍMICO

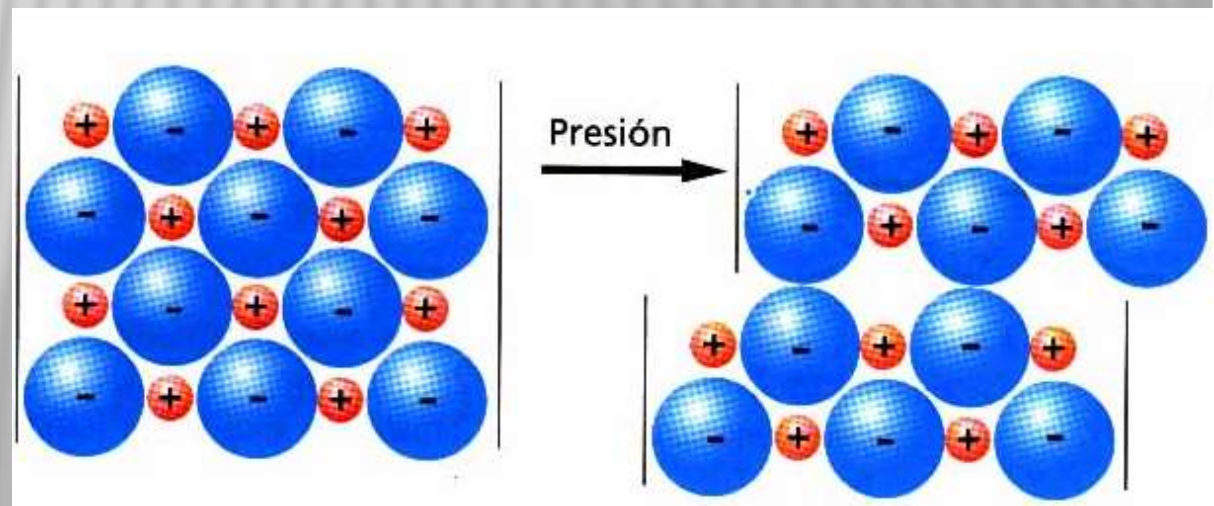
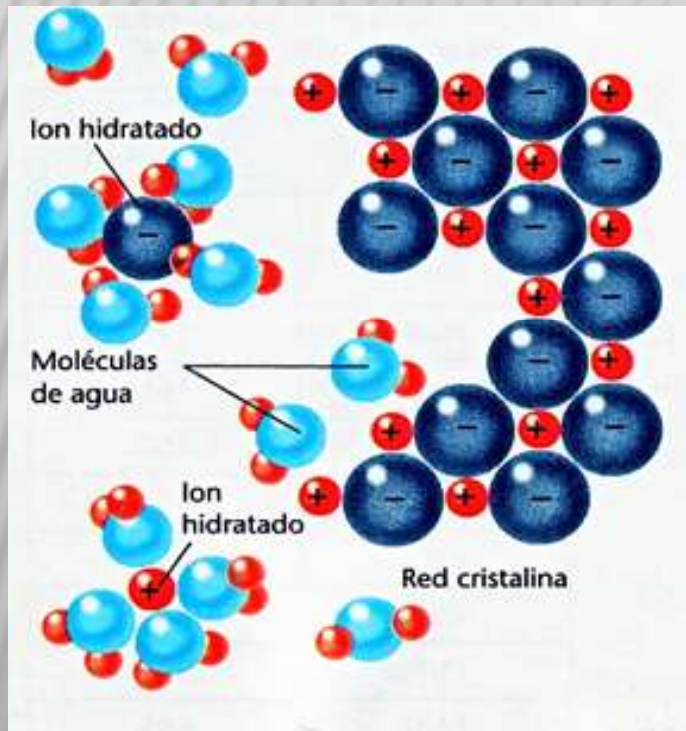
## Enlace iónico

### PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

Los compuestos iónicos son solubles en disolventes polares como el agua. Las moléculas del disolvente se orientan alrededor de los iones según la carga que tengan.



Son frágiles y quebradizos. Pequeñas dislocaciones pueden provocar que iones del mismo signo se enfrenten entre sí y provocar fuertes repulsiones que harán que el enlace se rompa



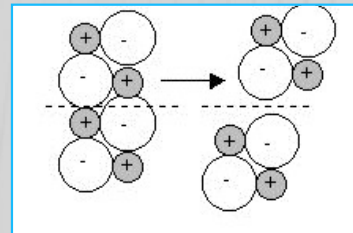


# SUSTANCIAS IÓNICAS

- × Sólidos duros

Las fuerzas de atracción electrostática entre los cationes y aniones que constituyen el sólido iónico son fuertes,

- × Frágiles, quebradizos

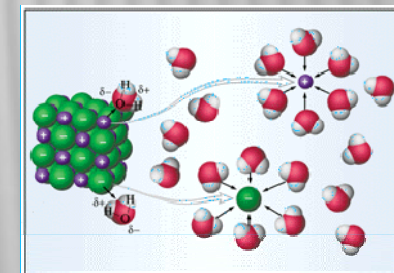
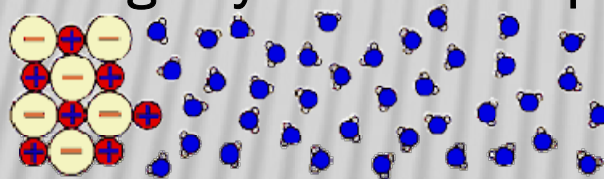


Esto se debe a que al ser golpeado y distorsionarse el cristal, se produce una aproximación de iones de carga del mismo signo, que se repelen entre sí.

- × Puntos de fusión elevados

Las fuerzas de atracción electrostática entre los cationes y aniones que constituyen el sólido iónico son fuertes,

- × Solubles en agua y disolventes polares



- × No conducen la electricidad en estado sólido, disueltos o fundidos son conductores.

*En estado sólido* son los electrones están firmemente sujetos por los iones y los iones están firmemente unidos en la red cristalina y no poseen capacidad de desplazamiento .

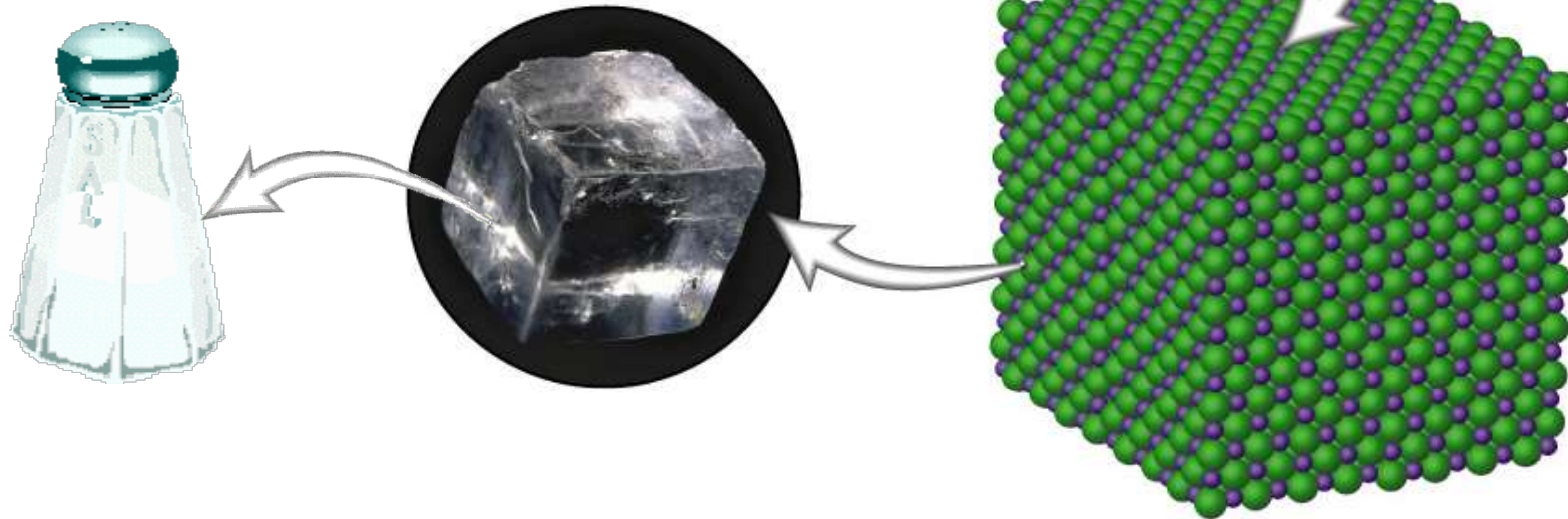
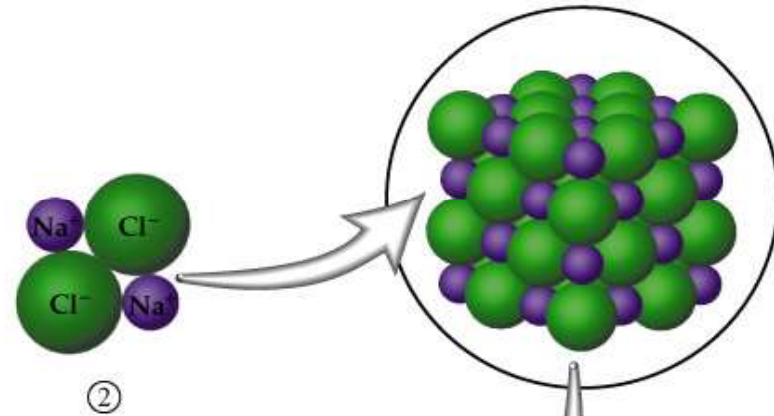
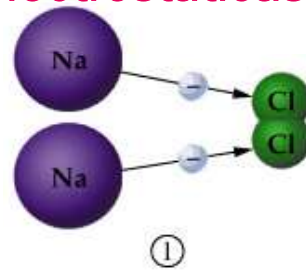
*Disueltos o fundidos*, al poder moverse los iones, *conducen la corriente eléctrica.*

# SUSTANCIAS IÓNICAS

Cationes y aniones

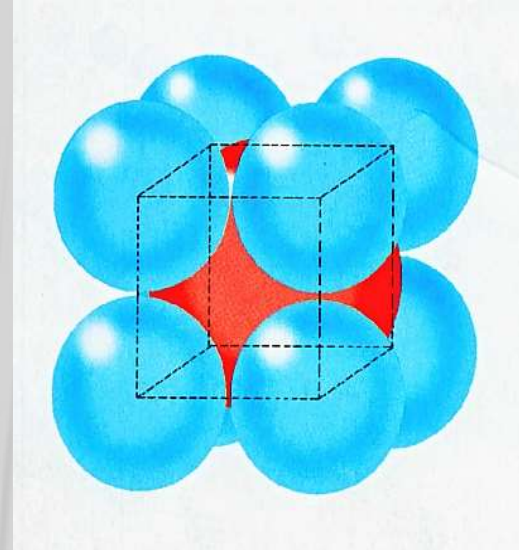
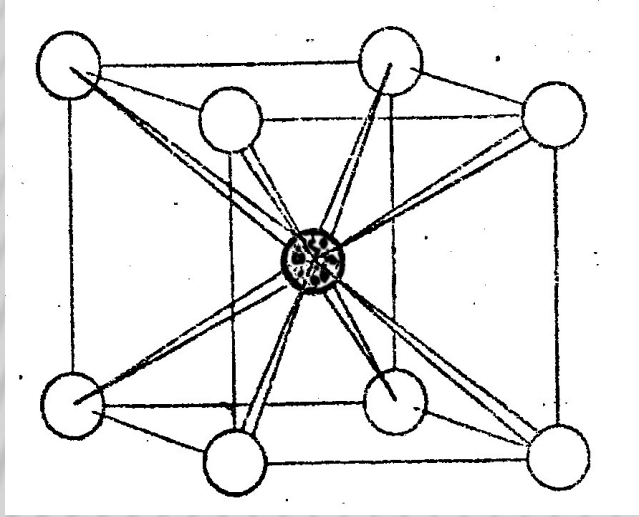
Unidos por fuerzas electrostáticas

Enlace iónico

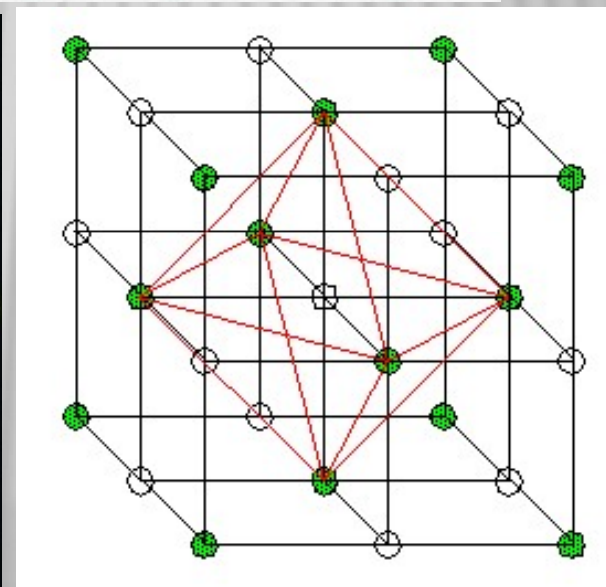


# ENLACE QUÍMICO

## Enlace iónico, tipos de redes



CsCl



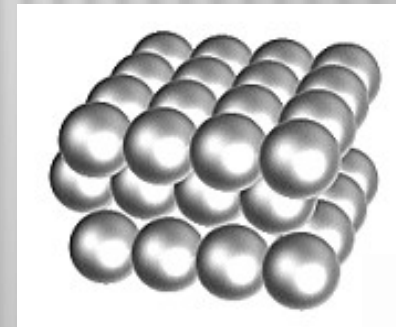
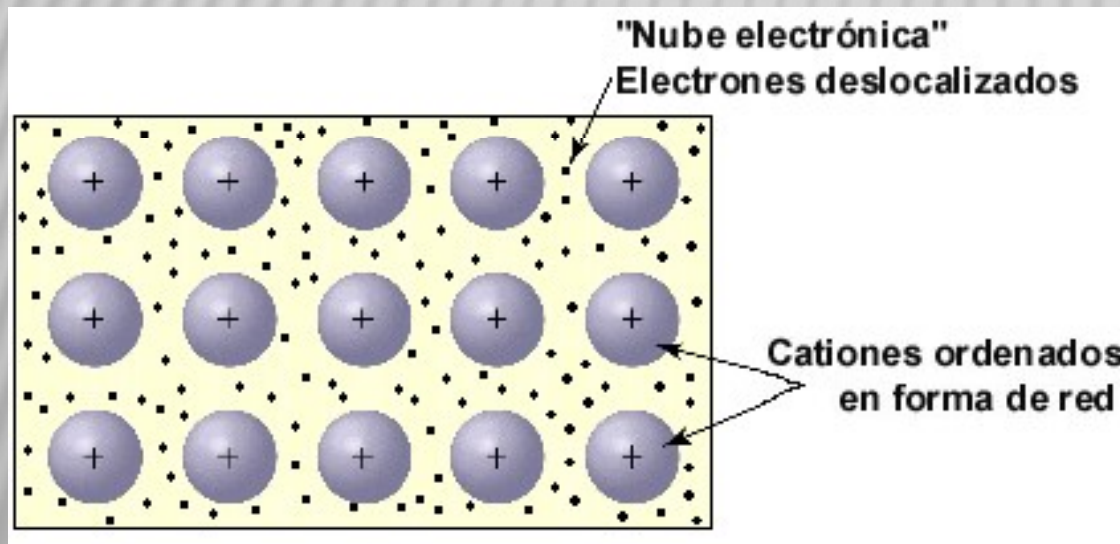
NaCl

# ENLACE METÁLICO

# ENLACE METÁLICO

El enlace metálico se establece entre **átomos metálicos**. Los átomos metálicos dejan libres electrones s y d adquiriendo estructura de gas noble u otras estructuras electrónicas especialmente estables.

Se forma así, un conjunto de **iones positivos** (restos positivos) que se ordenan en forma de **redes**, los **electrones** liberados se **deslocalizan**, moviéndose libremente por una extensa región entre los iones positivos, formando lo que se conoce con el nombre de "**nube electrónica**".

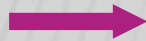


# ENLACE QUÍMICO

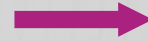
## Enlace metálico

### MECANISMO DE UNIÓN

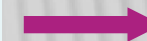
Se caracteriza por



Liberación de  
electrones



Se debe a la unión  
entre

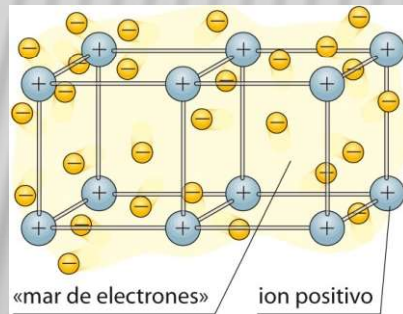


ÁTOMOS DE  
UN MISMO  
METAL

### FORMACIÓN DEL ENLACE METÁLICO

El **enlace metálico** se forma cuando los átomos de un mismo metal **liberan** sus **electrones** de valencia y estos pueden moverse por toda la red metálica.

#### Red metálica



#### Propiedades

- Sólidos, excepto el mercurio.
- Dureza variable.
- Elevados puntos de fusión y ebullición.
- Dúctiles y maleables.
- Buenos conductores del calor y de la electricidad.

# ENLACE METÁLICO

¿Cómo están unidos los átomos en los metales, como por ejemplo en el cobre o en el sodio?



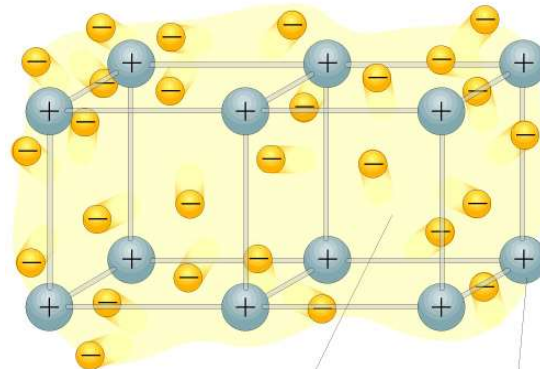
Metal cobre



Metal sodio

Cuando los átomos metálicos se unen, se desprenden de sus electrones de valencia.

Estos electrones quedan deslocalizados en una **red metálica**.

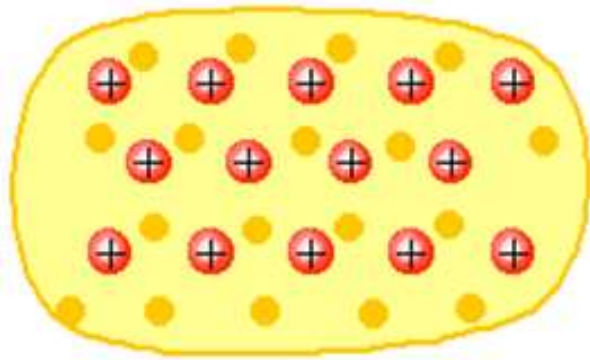


«mar de electrones»

ion positivo

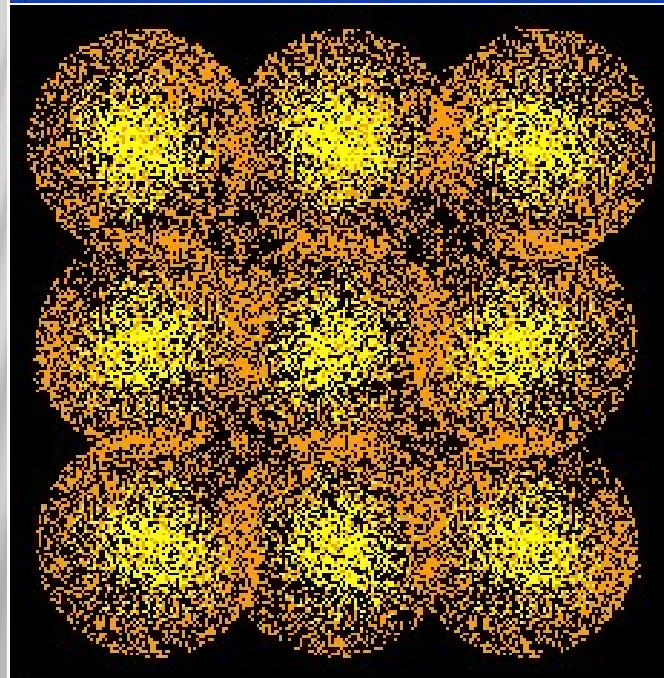
La red metálica está formada por un conjunto de cationes metálicos sumergidos en un mar de electrones deslocalizados, que transportan la carga eléctrica y que no pertenecen a ningún átomo en concreto.

# ENLACE METÁLICO



En un trozo de sodio metálico, los cationes  $\text{Na}^+$  están bañados por una nube móvil de electrones cedidos por cada átomo de sodio

Nube electrónica

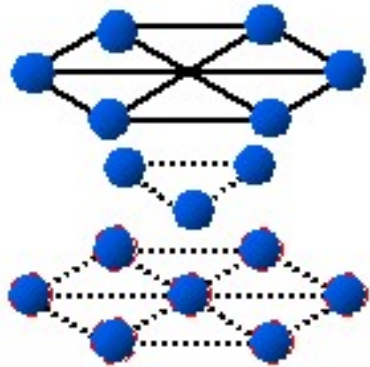




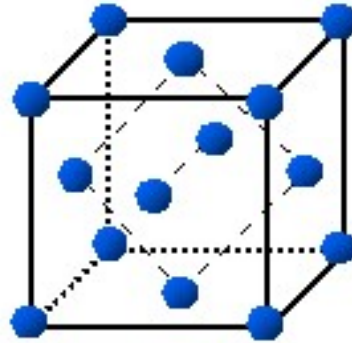
# ENLACE METÁLICO

## Algunos tipos de redes cristalinas metálicas

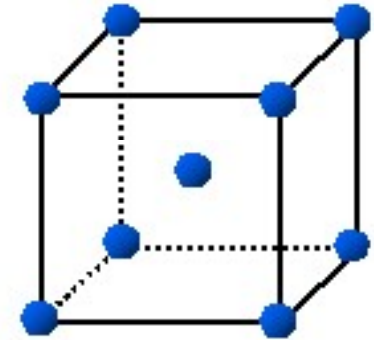
Cúbica simple



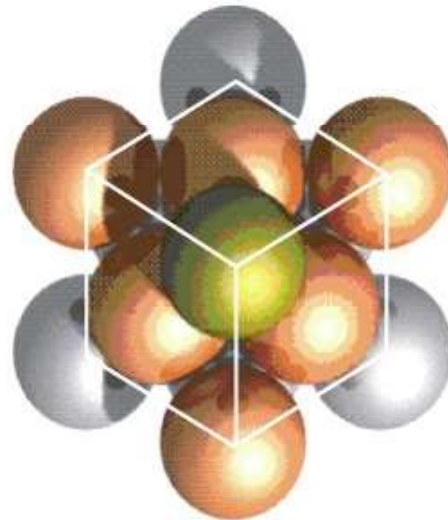
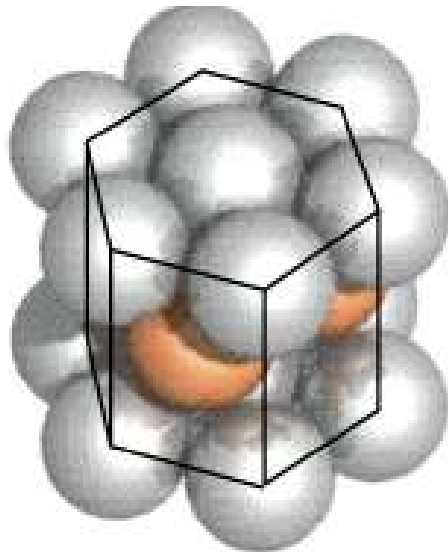
Hexagonal compacta



Cúbica centrada en las caras  
Cúbica compacta

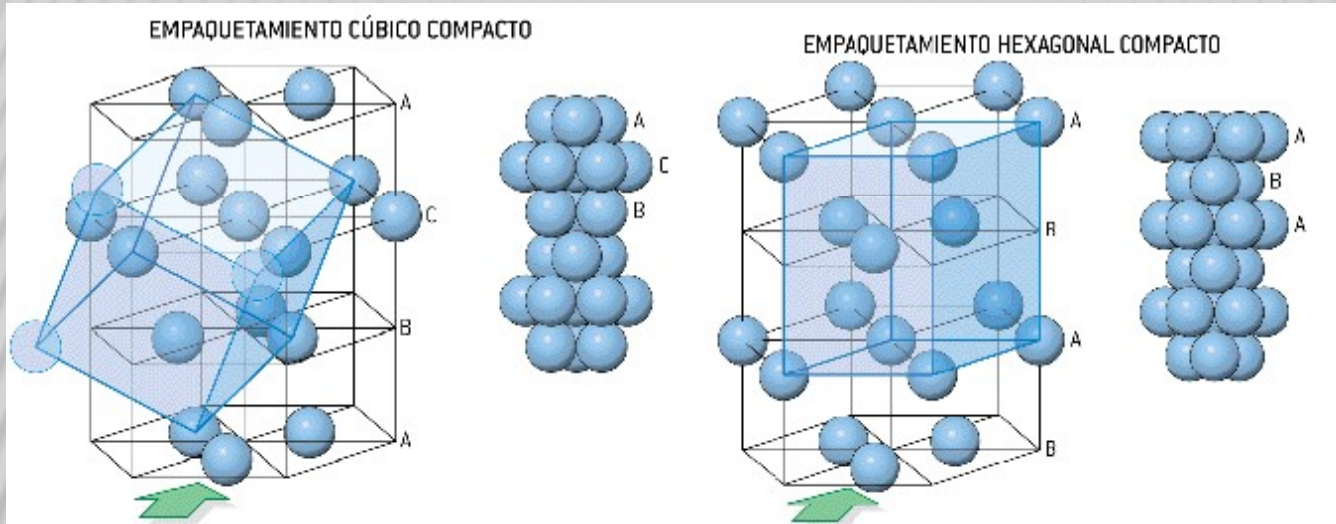


Cúbica centrada en el cuerpo



# ENLACE METÁLICO

## Algunos tipos de redes cristalinas metálicas



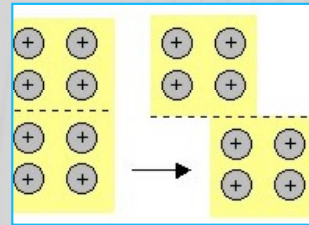
**Red cristalina de Hierro**  
**EMPAQUETAMIENTO CUBICO CENTRADO EN EL CUERPO**  
**(Atomium Bruselas)**

# SUSTANCIAS METÁLICAS

- × Sólidos duros o blandos excepto el mercurio

La unión entre los cationes puede ser débil o fuerte, dependiendo del tamaño de los cationes y del número de electrones de valencia que constituyan la nube electrónica, responsable de la unión entre cationes.

- × Dúctiles y maleables



La deformación de un metal no implica ni rotura de enlaces ni mayor aproximación de iones de igual carga.

- × Puntos de fusión moderados o altos

La unión entre los cationes puede ser débil o fuerte, dependiendo del tamaño de los cationes y del número de electrones de valencia que constituyan la nube electrónica, responsable de la unión entre cationes.

- × Insolubles en todos los disolventes

Se disuelven en otros metales en estado líquido formando aleaciones

- × Buenos conductores eléctricos y térmicos

Debido a la movilidad de los electrones.

- × Brillo metálico

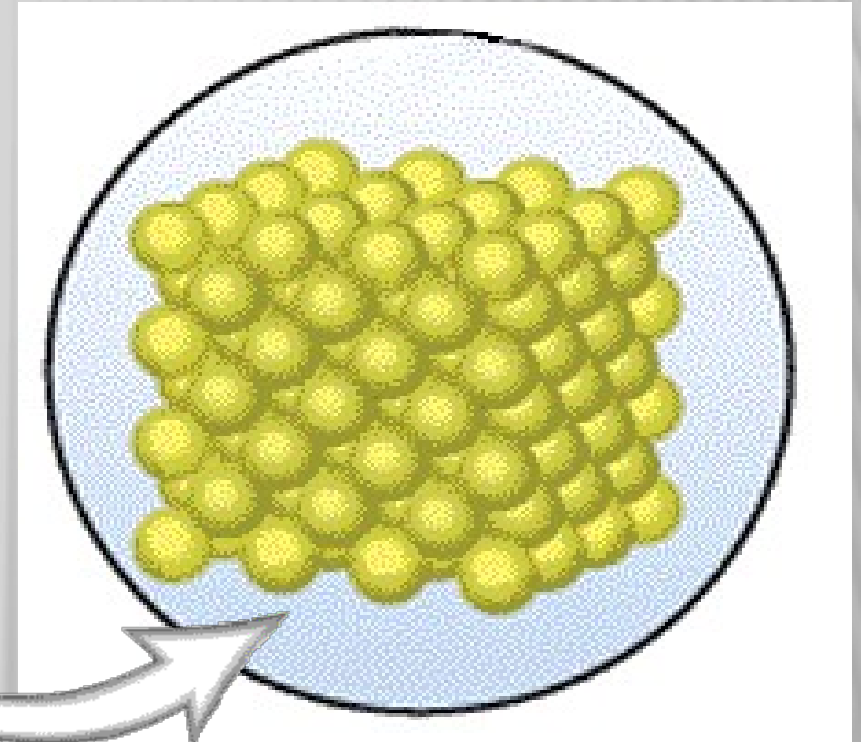
- × Densidad elevada

# SUSTANCIAS METÁLICAS

Cationes y electrones deslocalizados

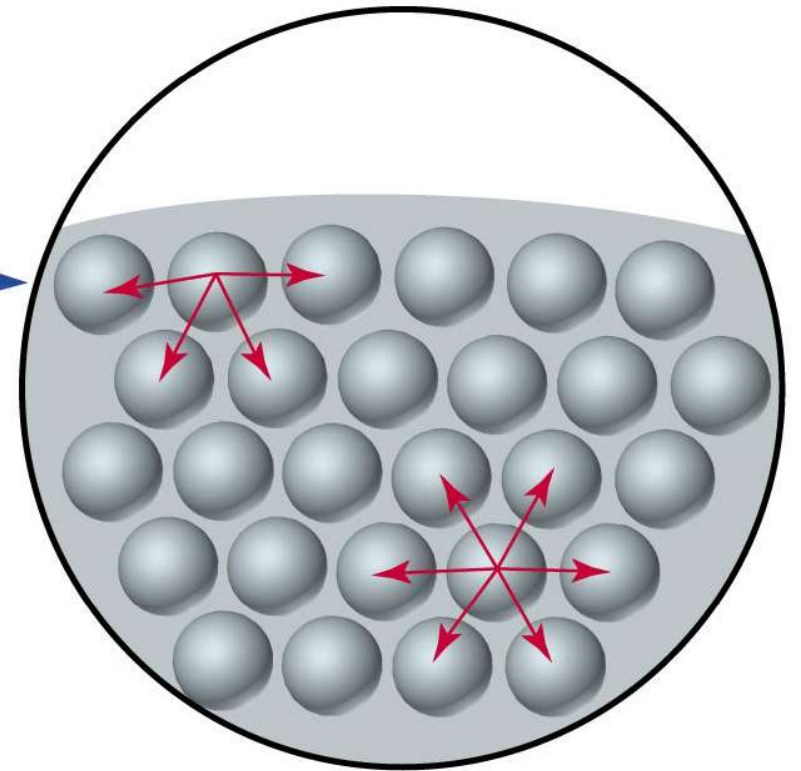
Unidos por fuerzas electrostáticas

Enlace metálico



La **unión** entre los cationes puede ser **débil o fuerte**, dependiendo del tamaño de los cationes y del número de electrones de valencia que constituyen la nube electrónica, responsable de la unión entre cationes.

# SUSTANCIAS METÁLICAS

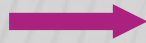


# **ENLACE COVALENTE**

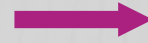
# Enlace Covalente

## MECANISMO DE UNIÓN

Se caracteriza por



Compartir  
electrones



Se debe a la unión  
entre

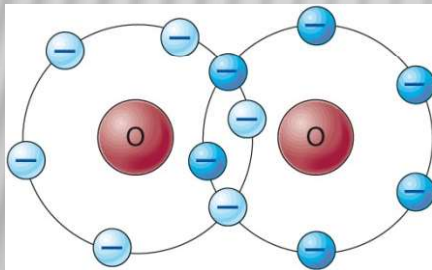


NO METALES  
+  
NO METALES

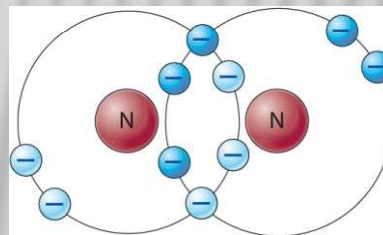
## FORMACIÓN DEL ENLACE COVALENTE

El **enlace covalente** se forma cuando los átomos para conseguir más estabilidad **comparten** sus electrones.

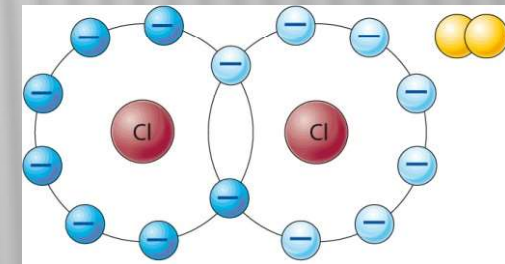
Molécula de oxígeno



Molécula de nitrógeno



Molécula de cloro

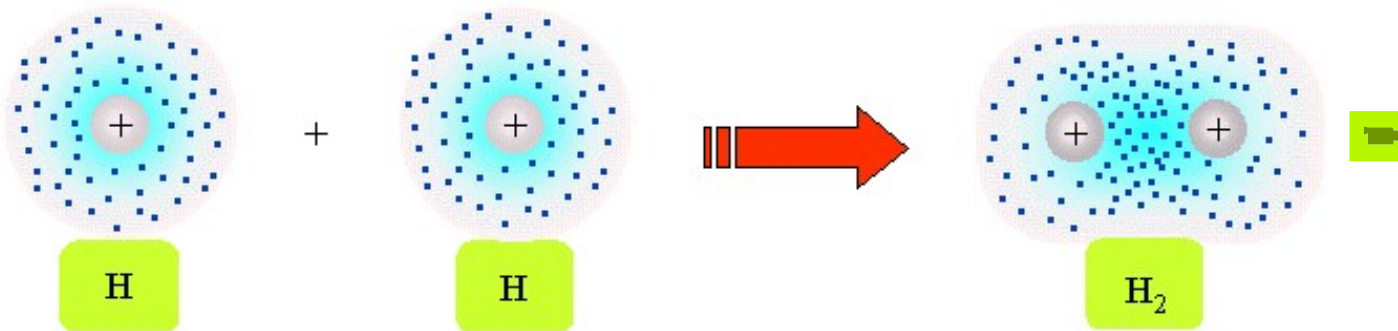


# ENLACE COVALENTE. TEORÍA DE LEWIS

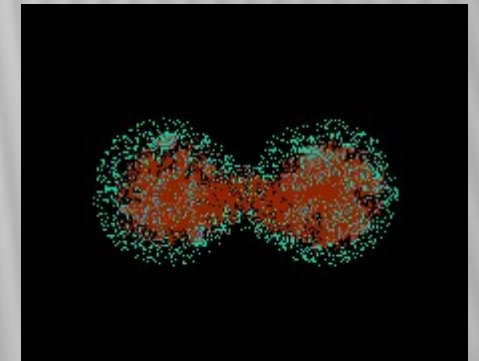
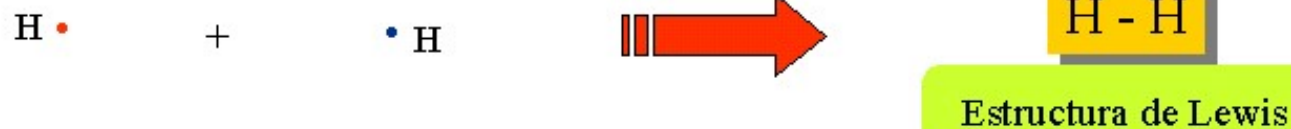
El enlace covalente es la unión por **compartición de uno o mas pares de electrones** entre dos átomos de elementos **no metálicos o semimetálicos** (elevada electronegatividad)

En la mayoría de los casos, cada átomo adquiere la configuración electrónica de gas noble (octeto completo).

Molécula de hidrógeno



Dos átomos de hidrógeno comparten un par de electrones





# ENLACE COVALENTE

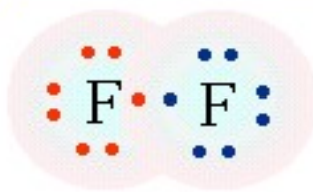
## Molécula de flúor

átomo flúor

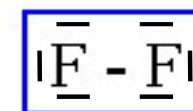
átomo flúor



molécula flúor



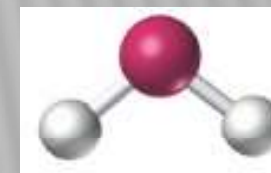
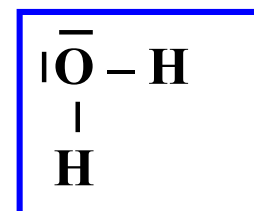
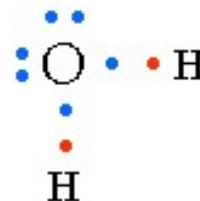
o bien



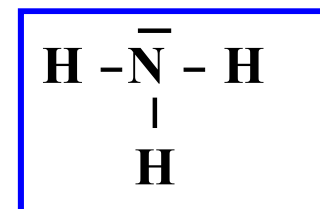
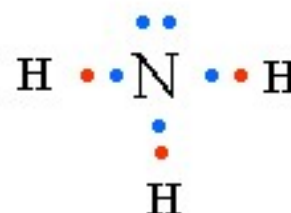
par de electrones compartidos

Se representa con una línea

## Molécula de agua



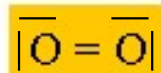
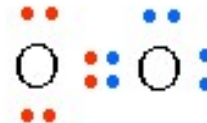
## Molécula de amoníaco



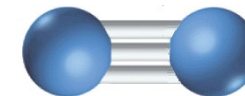
# ENLACE COVALENTE

Si los átomos comparten { un par de electrones: enlace **covalente sencillo**  
dos pares de electrones: enlace **covalente doble**  
tres pares de electrones: enlace **covalente triple**

## Molécula de oxígeno

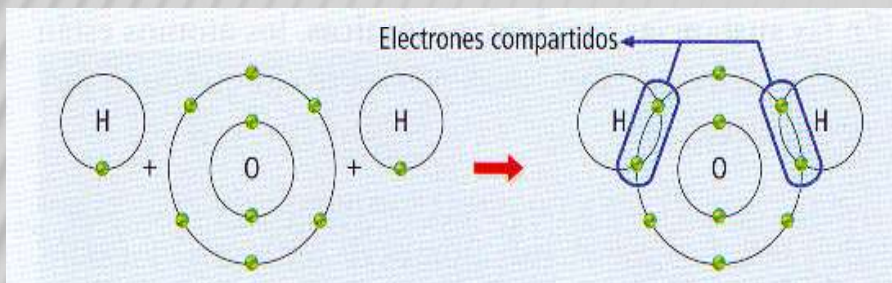


## Molécula de nitrógeno

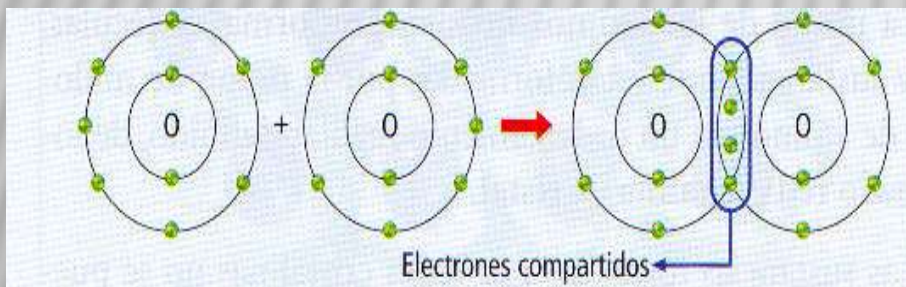


# ENLACE COVALENTE

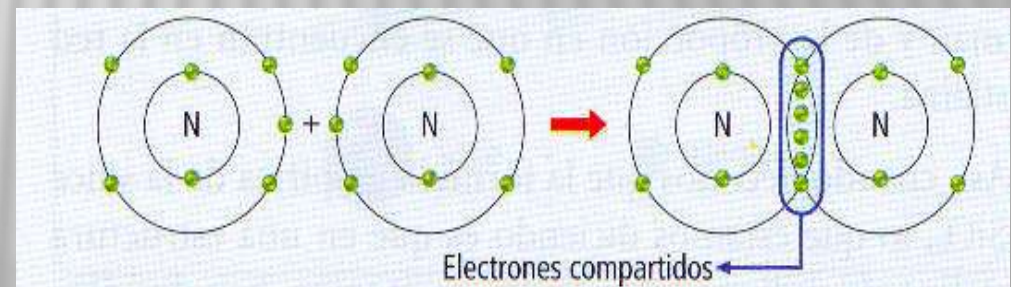
## Molécula de agua



## Molécula de oxígeno

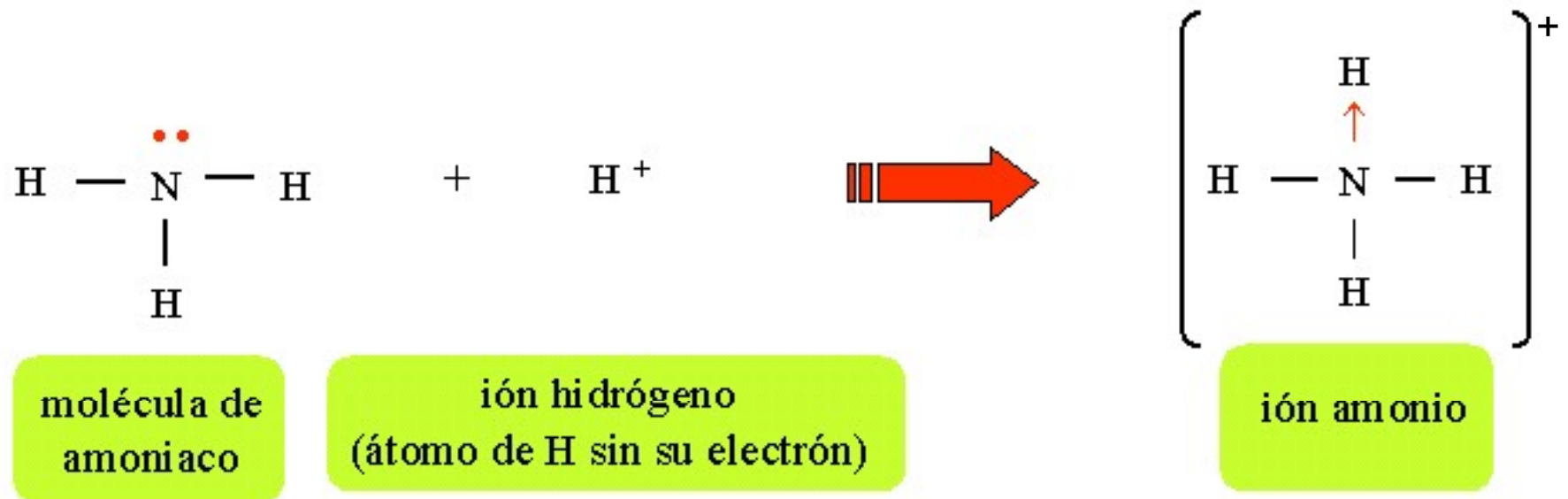


## Molécula de nitrógeno



# ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

Se establece cuando el par de electrones compartido, es aportado por uno de los átomos que interviene en el enlace (**dador**). El otro átomo (**aceptor**) aporta un hueco electrónico (orbital vacío donde caben dos electrones).



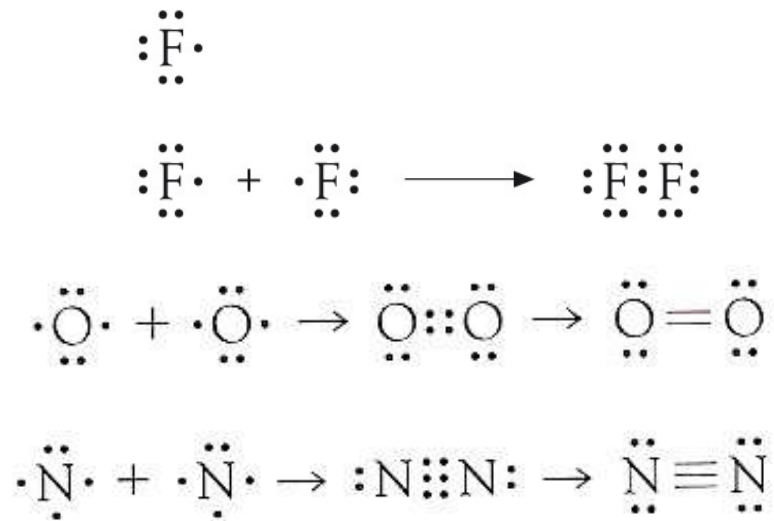
El enlace coordinado o dativo se representa mediante una flecha dirigida hacia el átomo aceptor

# ENLACE QUÍMICO

## Enlace covalente

### REPRESENTACIÓN DEL ENLACE COVALENTE

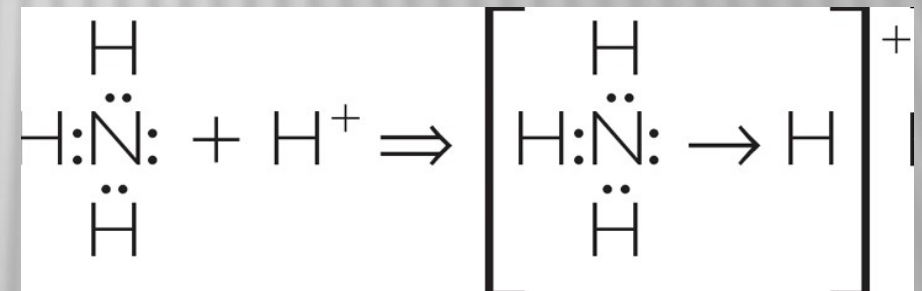
El enlace covalente se representa mediante la **estructura de Lewis** que permiten visualizar un enlace de forma esquemática. Se representan los electrones de la última capa en parejas o aislados mediante puntos o cruces.



### ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO

Para que se forme un enlace covalente dativo, es necesario que exista un átomo con un par de electrones sin compartir especie dadora y otro átomo que pueda aceptar un par de electrones especie aceptora.

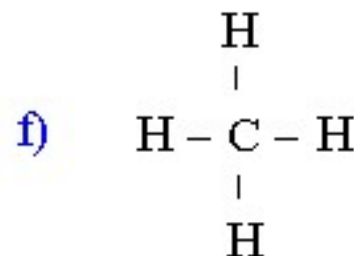
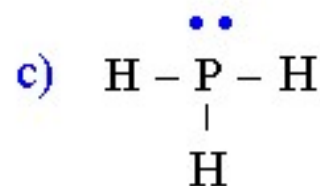
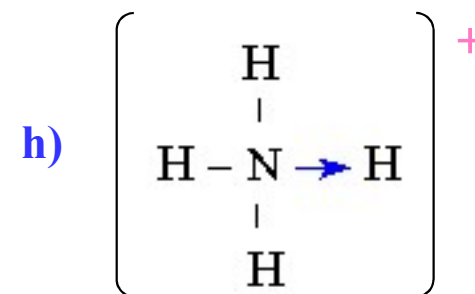
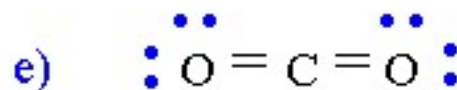
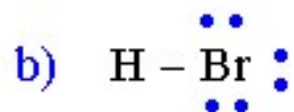
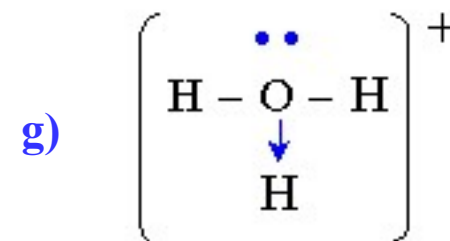
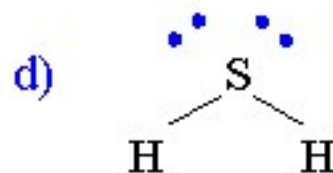
Se representa con flecha que va desde el par de electrones del donante hasta el átomo que los recibe. Esto es lo que sucede al ión amonio y al hidronio.



# EJEMPLOS ENLACE COVALENTE

Representar las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas:

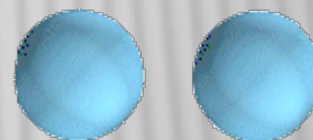
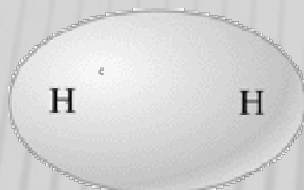
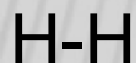
a)  $\text{H}_2$     b)  $\text{HBr}$     c)  $\text{PH}_3$     d)  $\text{H}_2\text{S}$     e)  $\text{CO}_2$     f)  $\text{CH}_4$     g)  $\text{H}_3\text{O}^+$     h)  $\text{NH}_4^+$



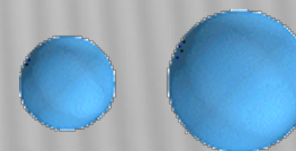
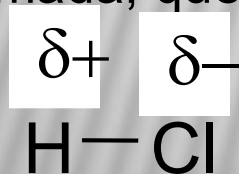
# ENLACE COVALENTE NO POLAR Y POLAR

Los enlaces covalentes y las moléculas unidas por ellos pueden ser:

■ **No polares (Apolares):** Se presentan cuando el par o pares de electrones son compartidos por **átomos iguales** (igual electronegatividad), entonces el par o pares de electrones compartidos son igualmente atraídos por ambos átomos y los electrones están a igual distancia de ambos átomos. Existe una distribución simétrica de los electrones.

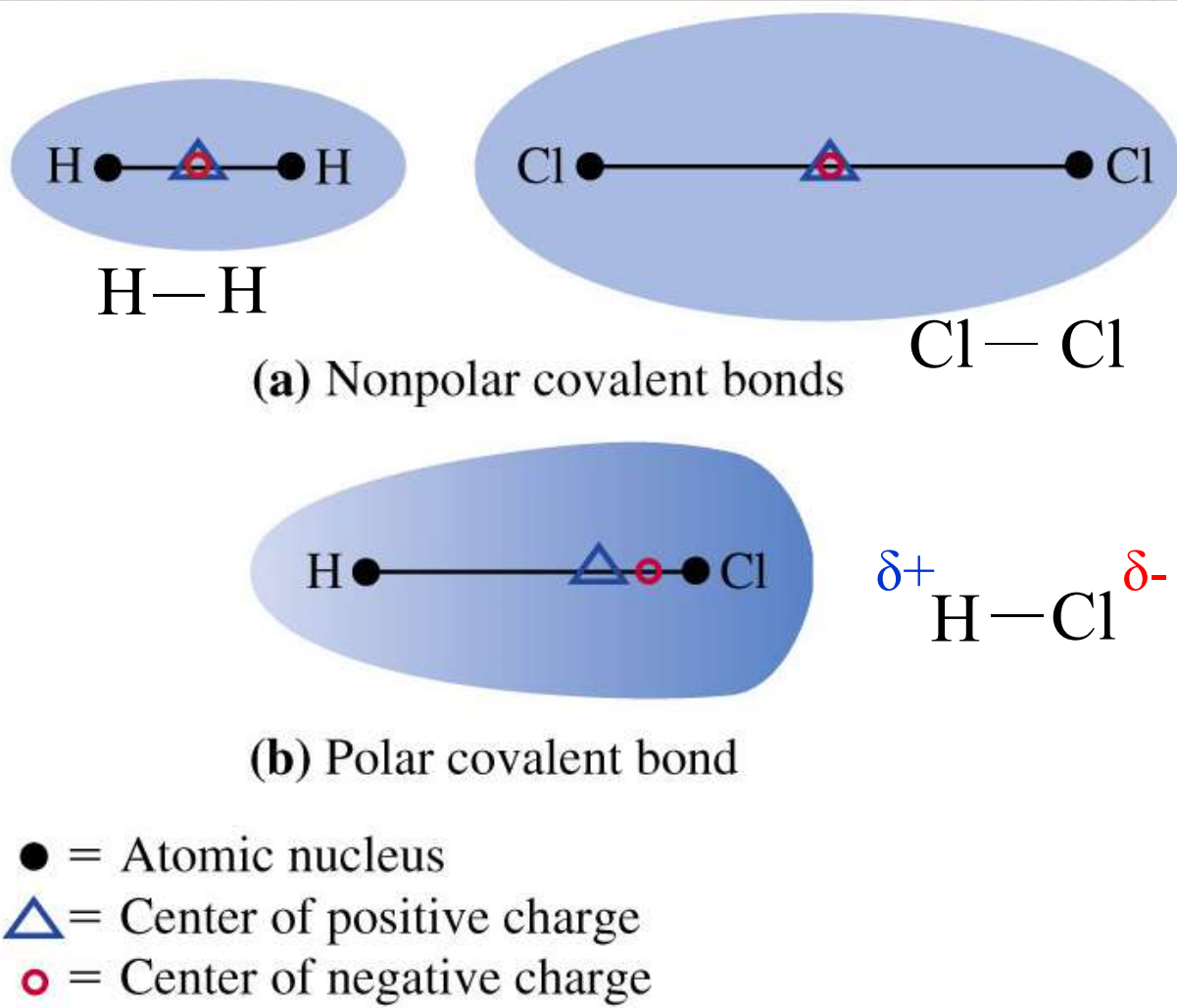


■ **Polares:** Se presentan cuando el par o pares de electrones son compartidos por **átomos diferentes** (distinta electronegatividad), entonces el átomo más electronegativo atrae hacia sí con mayor intensidad los electrones compartidos, produciéndose cierta asimetría en la distribución de las cargas en la molécula formada, que posee un polo  $\delta+$  y uno  $\delta-$ , constituye un dipolo eléctrico.



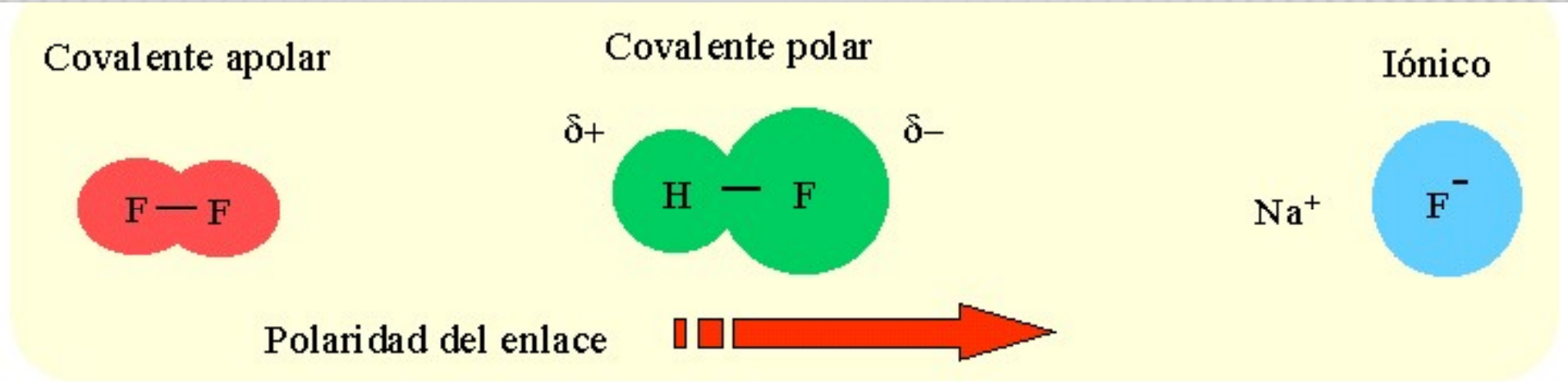
El grado de polaridad de un enlace covalente está relacionado con la diferencia de electronegatividad de los átomos unidos.

# ENLACE COVALENTE NO POLAR Y POLAR

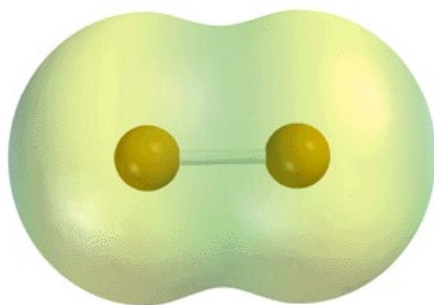




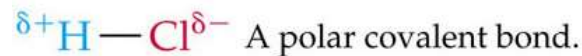
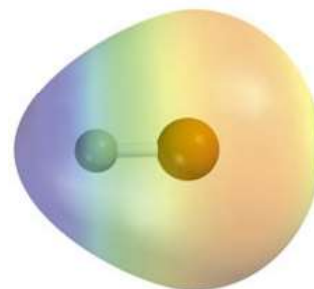
# ENLACE COVALENTE NO POLAR Y POLAR



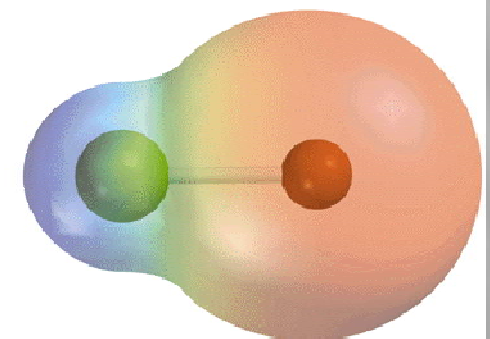
En un enlace covalente entre dos átomos de diferente electronegatividad, el par de electrones compartido es atraído más fuertemente por el átomo más electronegativo. La molécula así formada es un **dipolo eléctrico**.



A nonpolar covalent bond



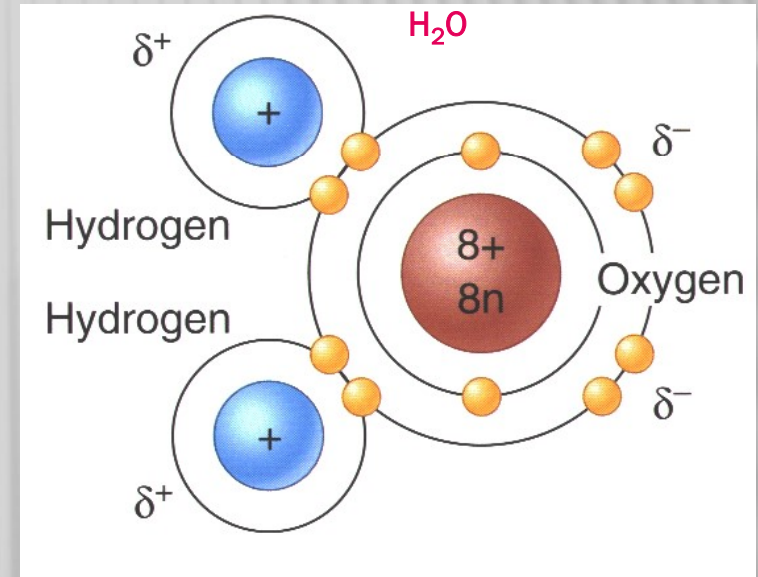
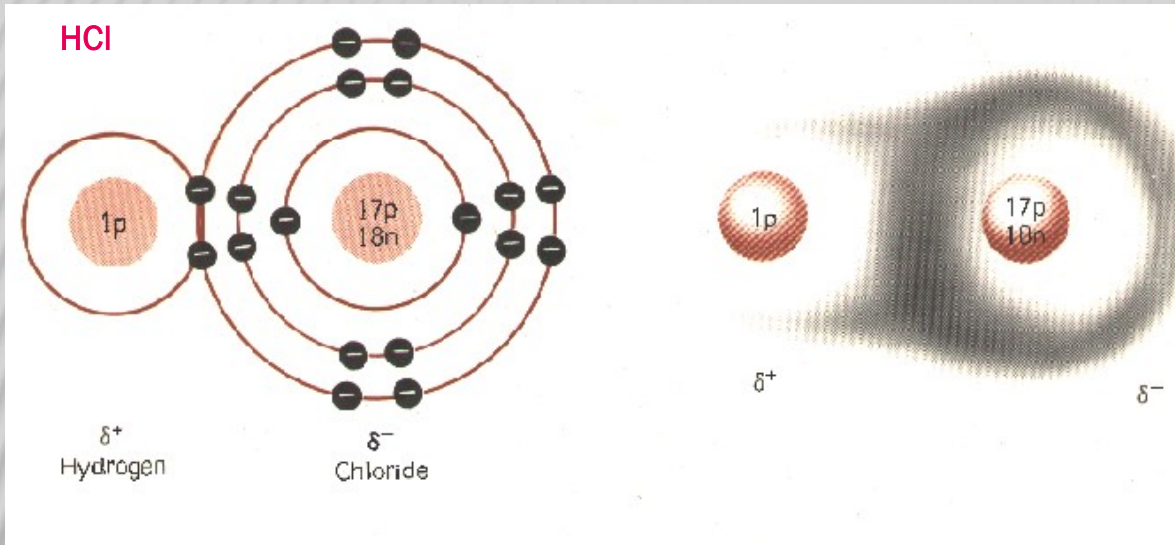
The bonding electrons are attracted more strongly by Cl than by H.



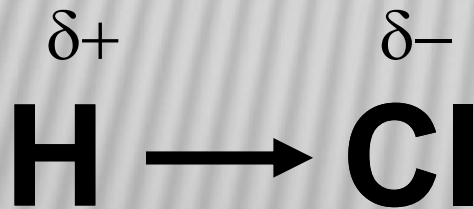
An ionic bond

# ENLACE COVALENTE NO POLAR Y POLAR

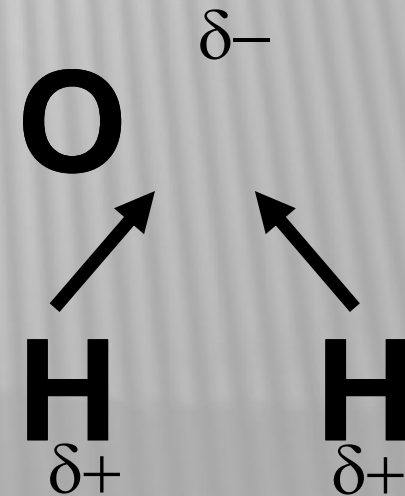
## Enlace Covalente Polar



Carga positiva pequeña  
Menor electronegatividad



Carga negativa pequeña  
Mayor electronegatividad



# ENLACE QUÍMICO

## Enlace covalente

### SUSTANCIAS COVALENTES MOLECULARES

**MOLÉCULAS HOMONUCLEARES**  
Están formadas por átomos iguales.  
Ejemplos: H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>

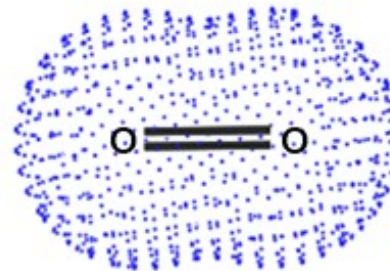
Tienen distribución electrónica simétrica y el par de electrones es compartido por igual por ambos átomos

Estas moléculas son APOLARES

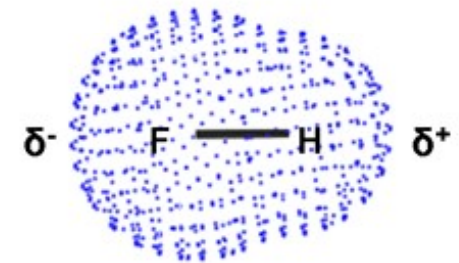
**MOLÉCULAS HETERONUCLEARES**  
Están formadas por átomos distintos.  
Ejemplos: H<sub>2</sub>O, Cl<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, HF.

Tienen una distribución electrónica asimétrica, por lo que los pares de electrones enlazantes no son compartidos por igual, apareciendo restos de cargas.

La mayoría de estas moléculas son POLARES



Distribución simétrica:  
apolar



Distribución asimétrica:  
polar

# ENLACE QUÍMICO

## Enlace covalente

### SUSTANCIAS COVALENTES MOLECULARES POLARES

Cuando un molécula es heteronuclear como el caso del HCl, el más electronegativo atrae al par de electrones hacia él.

Se origina un dipolo eléctrico, apareciendo restos de cargas y de signo opuesto.

Todas las moléculas diatómicas heronucleares son POLARES

Cargas parciales



Molécula polar de ácido clorhídrico HCl

# ENLACE QUÍMICO

## Enlace covalente

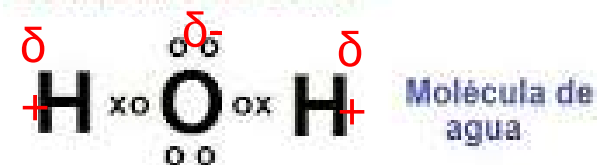
### SUSTANCIAS COVALENTES MOLECULARES POLARES

Cuando la moléculas tiene más de dos átomos como:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ , la polaridad de la molécula depende de su geometría, y de los pares de electrones que rodean al átomo central,

En general si el átomo central tiene pares de electrones no enlazantes la molécula es polar

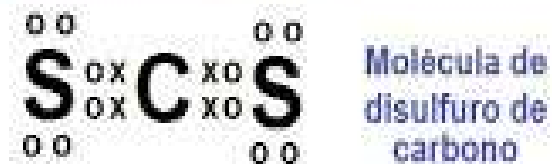
En general si el átomo central no tiene pares de electrones no enlazantes la molécula es apolar

#### Estructura de Lewis



POLAR

#### Estructura de Lewis



APOLAR