

A medida que se acercan A y B las interacciones atractivas entre los núcleos y electrones son predominantes. **La energía del sistema disminuye, ganando en estabilidad**, y tienden a acercarse uno a otro, pero a partir de determinada distancia las interacciones repulsivas entre los electrones (también entre los núcleos) se vuelven más importantes, con lo cual **se produce una aumento de la energía del sistema, lo que le hace perder estabilidad** y tienden a separarse.

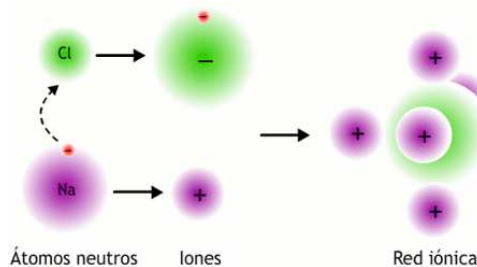
El mínimo de energía se corresponderá, por tanto, con la agrupación más estable entre A y B. Se dice entonces que existe enlace entre A y B. La distancia correspondiente se denomina distancia de enlace.

ENLACE IÓNICO

El proceso fundamental es la transferencia de electrones entre los átomos, formándose iones de distinto signo que se atraen.

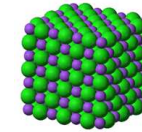
Este enlace tendrá lugar entre átomos con electronegatividad muy distinta: entre metales y no metales.

En los compuestos iónicos no se puede hablar de moléculas individuales, sino de grandes agregados.



Tipos de sólidos

Sólidos iónicos. Las unidades estructurales básicas de estos compuestos son iones (aniones y cationes) unidos mediante enlaces iónicos.



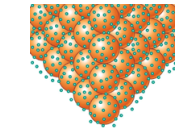
Cristal de NaCl (sólido iónico)
Iones Cl^- : esferas verdes) .
Iones Na^+ : esferas moradas

Sólidos de red covalente (sólidos covalentes). Las unidades estructurales son átomos neutros que se unen entre si mediante enlaces covalentes formando una estructura tridimensional o red.



Diamante (sólido covalente)
Átomos de carbono unidos mediante enlaces covalentes formando una **red**

Sólidos metálicos. Las unidades estructurales son iones positivos de metales entre los que se sitúan electrones prácticamente libres formando una especie de "gas o nube electrónica".



Sólido metálico
Aniones metálicos (esferas) y nube electrónica (puntos)

Sólidos moleculares. Las unidades básicas son moléculas, pero existen fuerzas entre ellas (fuerzas de no enlace o intermoleculares) suficientes para unir (aunque débilmente) a las moléculas formando una estructura típica de sólidos.



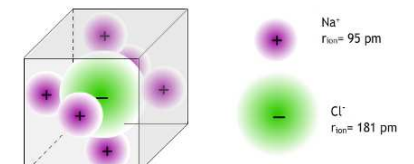
Vapores de yodo (sólido molecular)

NaCl. Estructura cúbica centrada en las caras. I.C. = 6

Los compuestos iónicos tienen las siguientes propiedades:

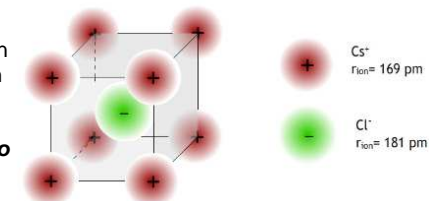
- **Son sólidos cristalinos**
- **Poseen puntos de fusión y ebullición elevados**
- **Son duros**
- **Suelen ser solubles en agua**
- **En estado sólido no conducen la electricidad**
- **Fundidos o en disolución acuosa son buenos conductores de la corriente eléctrica**

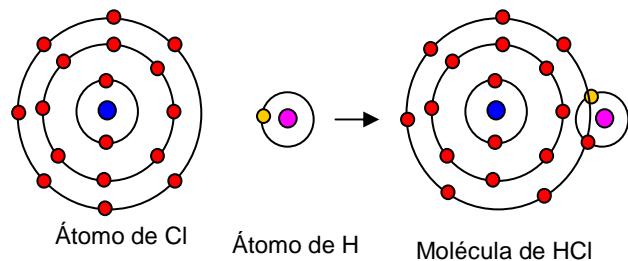
Los sólidos iónicos con índice de coordinación **seis**, dan lugar a la estructura **cúbica centrada en las caras**.



CsCl. Estructura cúbica centrada en el cuerpo. I.C. = 8

Los sólidos iónicos con índice de coordinación **ocho**, dan lugar a la estructura **cúbica centrada en el cuerpo**





Átomo de Cl Átomo de H Molécula de HCl

ENLACE COVALENTE

El proceso fundamental en este tipo de enlace es la compartición de electrones. Los átomos permanecen juntos con el fin de poder compartir los electrones.

Es un enlace característico entre átomos con electronegatividad alta (no metales).

Cuando los átomos se unen mediante este tipo de enlace se forman unas nuevas entidades: **las moléculas. Las moléculas son las unidades básicas de los compuestos covalentes.**

Los compuestos con enlace covalente tienen las propiedades siguientes:

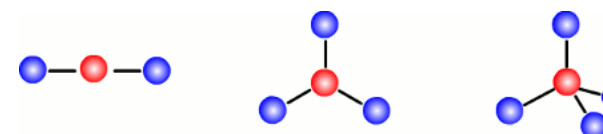
- **Las unidades estructurales básicas son las moléculas**
- **Suelen ser gases o líquidos.**
- **Tienen puntos de fusión y ebullición bajos**
- **Suelen ser poco solubles en agua.**
- **Son malos conductores de la corriente eléctrica, incluso disueltos o fundidos (no hay cargas libres)**

Si se consideran las repulsiones entre los pares electrónicos de la capa de valencia (**RPECV**) se puede establecer la geometría de las moléculas con cierta facilidad.

El concepto básico en el que se apoya el método es que los pares electrónicos enlazantes y no enlazantes situados sobre el átomo central tenderán a colocarse en la posición que haga mínimas las repulsiones entre ellos.

Los enlaces múltiples se tratan, a efectos repulsivos, como si fueran un enlace sencillo.

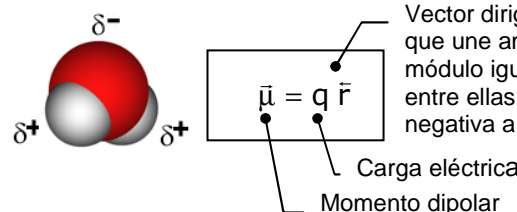
La existencia de pares no enlazantes sobre los átomos altera la geometría molecular, ya que su efecto repulsivo es mayor que el de los enlazantes



Estructuras que hacen mínimas las repulsiones

Izquierda: Dos pares. **Estructura lineal. (180°)**
 Centro: Tres pares. **Estructura triangular plana (120°)**
 Derecha: Cuatro pares. **Estructura tetraédrica (109,5°)**

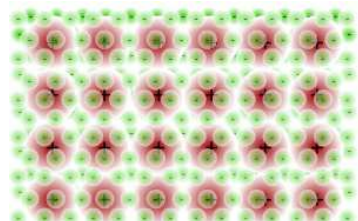
Teóricamente en un enlace covalente los pares de electrones deberían compartirse por igual (digamos a un 50%). Sin embargo esto solo es cierto cuando los elementos que se enlazan son exactamente iguales o de electronegatividad muy parecida. En caso contrario, el elemento más electronegativo "tira" más del par de enlace "quedándose con más electrones". En los extremos del enlace aparecen cargas eléctricas de signo opuesto. Es lo que se llama un **dipolo. Se dice que el enlace está polarizado.**



Vector dirigido según la línea que une ambas cargas, módulo igual a la distancia entre ellas y sentido de la negativa a la positiva.

Para obtener el momento dipolar total de la molécula sumamos (como vectores) los momentos dipolares de cada enlace. De esta manera, dependiendo de la geometría de la molécula, **una molécula puede tener un momento dipolar nulo a pesar de tener enlaces polares.**

La solubilidad de una sustancia queda condicionada por su polaridad.



ENLACE METÁLICO

El enlace metálico es el que mantiene unidos los átomos de los metales.

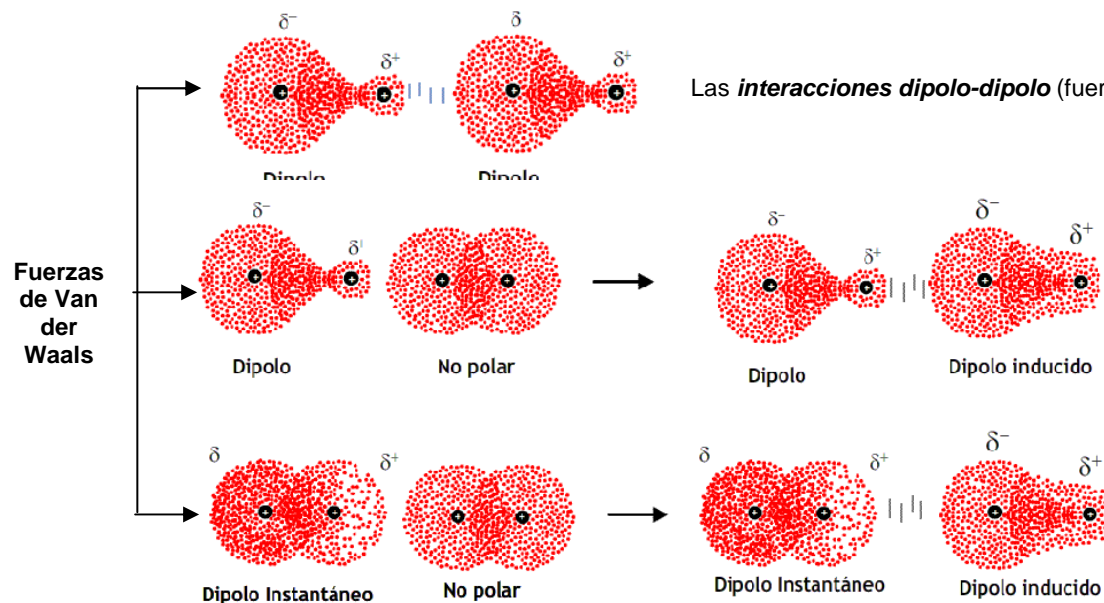
El modelo más sencillo de enlace metálico se basa en una de las propiedades características de los metales: su baja electronegatividad (ceden electrones con facilidad). Así pues, **el enlace metálico podemos describirlo como una disposición muy ordenada y compacta de iones positivos del metal (red metálica) entre los cuales se distribuyen los electrones perdidos por cada átomo a modo de "nube electrónica".** Esta nube electrónica hace de "colchón" entre las cargas positivas impidiendo que se repelan, a la vez que mantienen unidos los átomos del metal.

Propiedades de los metales:

- **Son sólidos a temperatura ambiente (a excepción del mercurio) de densidad elevada.**
- **Temperaturas de fusión y ebullición altas**
- **Buenos conductores del calor y la electricidad,**
- **Ductilidad y maleabilidad,**
- **Brillo metálico** característico

Además de los enlaces entre átomos existen otras interacciones, más débiles, pero lo suficientemente intensas para que sus efectos sean notorios. Son las llamadas **interacciones moleculares** o **interacciones de no enlace**. Las interacciones de no enlace se suelen dividir tradicionalmente en dos grupos:

- **Fuerzas de van der Waals**
- **Enlaces de hidrógeno**



Las **interacciones dipolo-dipolo** (fuerzas de Keeson) existirán entre las moléculas polares (HCl, por ejemplo).

Las **interacciones dipolo-dipolo inducido** (fuerzas de Debye), se deben a que las moléculas polares inducen dipolos en las no polares. Estas interacciones son las que ocurren, por ejemplo, en una mezcla de HCl (polar) y CH₄ (no polar)

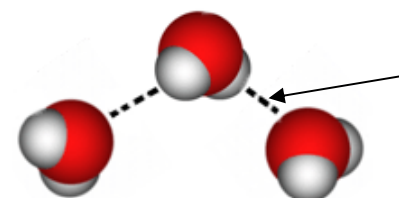
La formación de dipolos instantáneos en moléculas no polares es un efecto cuántico.

Puede ocurrir que en determinado instante la distribución de probabilidad de los electrones no sea simétrica, existiendo una mayor probabilidad de encontrar al electrón en un extremo que en el otro, lo que provoca la aparición instantánea de cargas parciales. **Se forman dipolos instantáneos**. Estos dipolos pueden provocar la aparición de dipolos inducidos provocando una **interacción entre dipolos instantáneos y dipolos inducidos** (fuerzas de London)

Las interacciones de van der Waals son importantes cuando los átomos son grandes, debido a que son más fácilmente polarizables.

Aunque el llamado **“enlace de hidrógeno”** no llega a la categoría de enlace (es veinte veces más débil que un enlace covalente)⁽¹⁾, y se estudia como un tipo de interacción entre las moléculas, es de gran importancia ya que juega un papel muy importante en química y biología.

El enlace de hidrógeno es una interacción entre moléculas debida a la polaridad de los enlaces covalentes y se da entre el átomo de hidrógeno, cargado positivamente, y un átomo electronegativo pequeño como el oxígeno, nitrógeno o flúor.



Enlace de hidrógeno

Los enlaces de hidrógeno son los responsables de que el agua tenga un punto de ebullición anormalmente alto, ya que para que el agua líquida pase a gas es necesario romper multitud de enlaces de hidrógeno, lo que implica suministrar una energía suplementaria para que la energía cinética de las moléculas sea capaz de vencer la interacción entre ellas.