

# Unidad 4: ENLACE QUÍMICO

## 1 Qué es el enlace químico

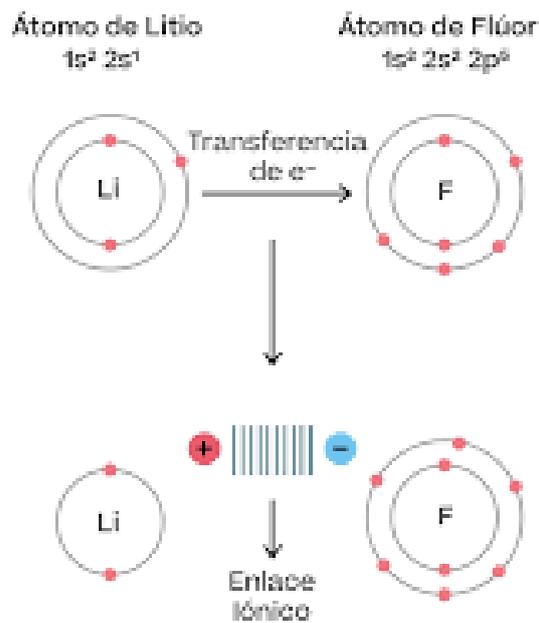
Al estudiar la materia se observa que ésta se encuentra formada por agrupaciones de átomos denominados, moléculas. Estas uniones o combinaciones de átomos, que permite rebajar su energía y formar compuestos más estables, se denomina enlace químico. En el enlace químico se producen reorganizaciones electrónicas entre los electrones de la última capa de los átomos implicados en el enlace. Existen tres tipos de enlaces, el enlace iónico, el enlace covalente y el enlace metálico.

Además de los enlaces principales entre los átomos también se dan enlaces inter-moleculares; de menor energía que los enlaces intramoleculares y cuyos máximos exponentes son el enlace de hidrogeno y las fuerzas de Van der Waals.

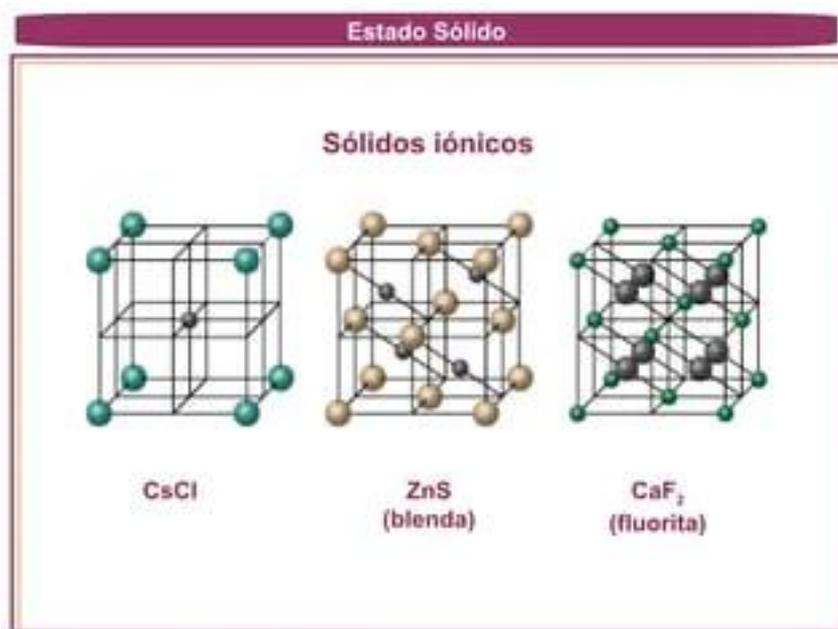
En el estudio del enlace iónico o covalente nos basamos en la gran estabilidad (baja reactividad) de los gases nobles mediante el uso de la regla del octeto. Lo que confiere a los gases nobles su estabilidad es su estructura electrónica, la completitud de su última capa electrónica ( $n^2 np^6$ ) hacen que su potencial de ionización y electroafinidad sean muy elevados. G. N. Lewis tomó de ellos esa capacidad para elaborar una teoría por la cual todo átomo cedería, ganaría o compartiría electrones para conseguir 8 electrones en la capa de valencia, adquiriendo así la estructura de gas noble. Esta regla es exclusiva de los elementos que pertenecen al segundo periodo, en los demás niveles no tiene por qué darse, e incluso el B y el Be, átomos deficientes en electrones, tampoco cumplen la regla.

### 1.1 Enlace iónico

Se produce entre átomos metálicos y átomos no metálicos, su unión da lugar a cristales iónicos. Ejemplos son CsCl, LiF, NaBr, . . . . En este enlace, el elemento metálico cede electrones al elemento no metálico, respectivamente se forman un catión y un anión ambos con estructura de gas noble y el enlace se forma por atracción electrostática entre iones de carga opuesta.



Los cristales iónicos o redes iónicas son agrupaciones de iones en los que cada uno de ellos se rodea del mayor número posible de iones de signo contrario. Su fórmula iónica nos da la proporción entre iones para la existencia de neutralidad eléctrica, no la cantidad de los mismo.



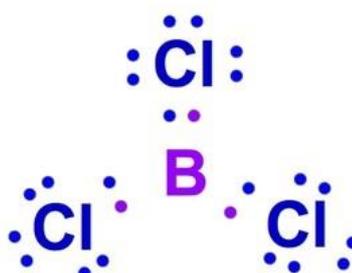
Los sólidos iónicos se suelen presentar en forma sólida, son duros y tienen altos puntos de fusión y ebullición. Son solubles en disolventes polares (H<sub>2</sub>O, no en los disolventes orgánicos) como consecuencia de las interacciones ion-dipolo, en estado sólido no conducen la corriente eléctrica pero sí fundidos o disueltos al estar los iones en movilidad.

## 1.2 Enlace covalente

Se produce por combinación de elementos no metálicos entre sí o entre elementos no metálicos y el hidrógeno. Según la teoría de Lewis (regla del octeto), el enlace covalente se produce por compartición de electrones entre los átomos implicados en el enlace, las moléculas formadas son agrupaciones de dos o n átomos, siendo n pequeño. En este enlace existe un par de fuerzas eléctricas de signo contrario que se equilibran, por una parte, las fuerzas de atracción entre núcleos y electrones y por otra, las fuerzas de repulsión entre los propios electrones y los núcleos de las especies puestas en juego.



Cloruro de Berilio



Tricloruro de Boro

### 1.2.1 Tipos de enlaces covalentes

Existen ocasiones que para lograr 8 electrones en la capa de valencia los átomos deben compartir más de un par de electrones, apareciendo entonces enlaces dobles y/o triples. Si el par de electrones es suministrado por un solo átomo, se habla de enlace covalente coordinado o dativo. Cuando los electrones del enlace se encuentran deslocalizados en la molécula tenemos un enlace covalente resonante lo que da lugar a estructuras resonantes como por ejemplo ocurre en el benceno.

#### 1.2.1.1 Enlace simple

En este caso, el enlace se forma por compartición de un electrón de cada átomo que forma el enlace.

#### 1.2.1.2 Enlace doble

Se produce como consecuencia de la compartición de dos electrones por cada átomo que forma el enlace.

#### 1.2.1.3 Enlace triple

En el triple enlace se da la unión de seis electrones, tres electrones de un átomo y otros tres del otro átomo.



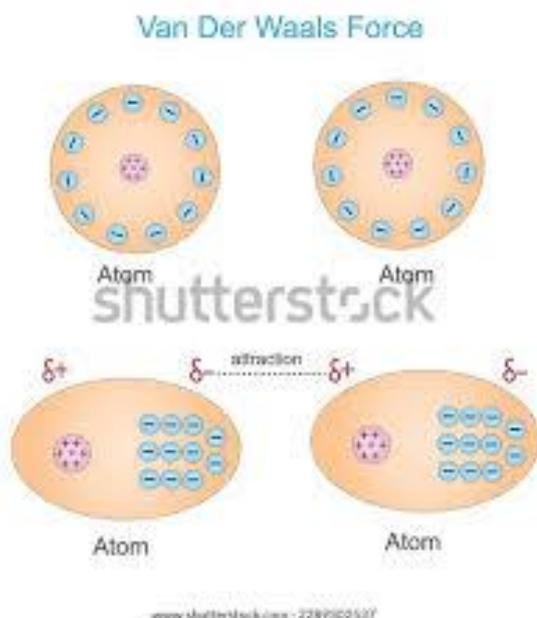
Molécula	Estructura de Lewis	Pares enlazantes	Pares no enlazantes	Estructura	Geometría	Modelo molecular
<b>BeCl<sub>2</sub></b>	$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{—Be—}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	2	0	$\text{Cl—Be—Cl}$	Lineal	
<b>BF<sub>3</sub></b>	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{—B—}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$	3	0		Triangular	
<b>CH<sub>4</sub></b>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H—C—H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	4	0		Tetraédrica	
<b>NH<sub>3</sub></b>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H—N—H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	3	1		Pirámide trigonal	
<b>H<sub>2</sub>O</b>	$\text{H—}\ddot{\text{O}}\text{—H}$	2	2		Angular	

### 1.2.3 Fuerzas intermoleculares

Estas interacciones se establecen entre moléculas y su energía es menor que la correspondiente al enlace covalente. Estas fuerzas son las responsables del estado de agregación de las sustancias. Podemos tener:

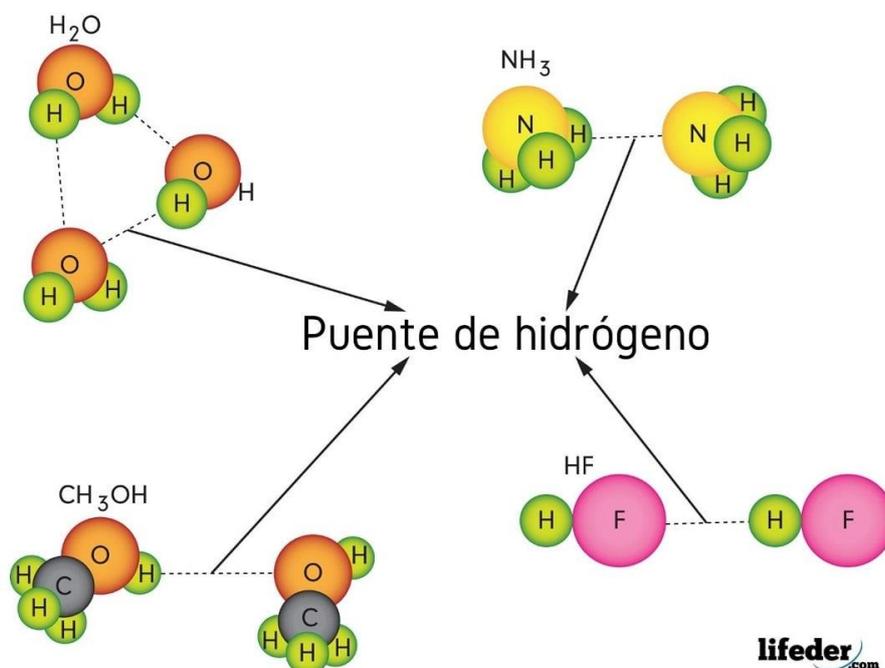
#### 1.2.3.1 Fuerzas Van der Waals

Existen tres tipos, pero todas ellas se deben a la formación de dipolos moleculares, así están las de dipolo-dipolo y las de dipolo instantáneo-dipolo inducido (de London). Estas últimas son las responsables del estado sólido o líquido de algunas moléculas apolares, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, . . .



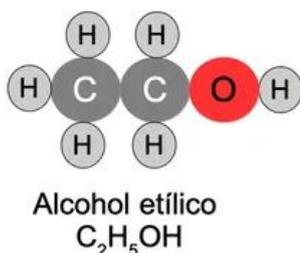
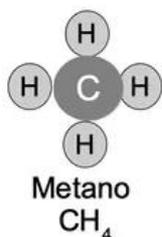
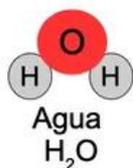
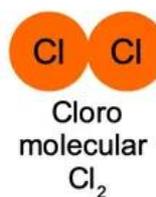
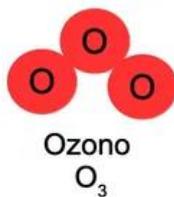
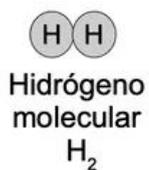
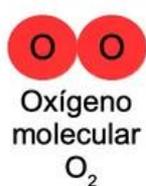
### 1.2.3.2 Enlace de hidrógeno

Interacción producida entre un átomo de hidrógeno de una molécula con un elemento muy electronegativo de otra molécula distinta. Su energía es muy superior a las de F.V.W. y es localizado, de ahí que se denomine enlace. A diferencia de las F.V.W. los puentes de hidrógeno son direccionales y asimétricos. Gracias a él, el agua presenta altos puntos de fusión y de ebullición, y su estado es líquido en una franja termométrica vital para la vida en la tierra.



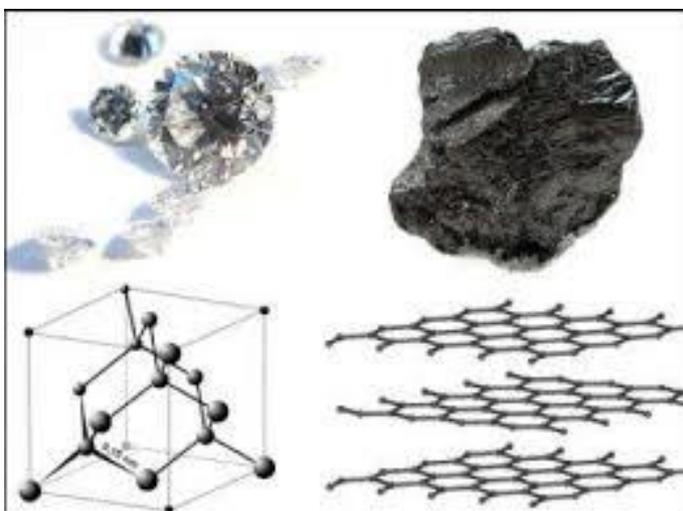
### 1.2.4 Sustancias moleculares

Están constituidas por moléculas y cada una de estas por átomos unidos por enlace covalente, pueden ser apolares (H<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, . . .) o polares (H<sub>2</sub>O, SO<sub>2</sub>, . . .). Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas son débiles, lo cual, da puntos de fusión y ebullición bajos. Mayoritariamente se encuentran en estado gaseoso (O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, . . .), aunque dependiendo de las fuerzas intermoleculares podemos tener líquidas (H<sub>2</sub>O, Br<sub>2</sub>, . . .) o sólidas (I<sub>2</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, . . .). Los sólidos son blandos y no mecanizables. No conducen la electricidad y las moléculas polares son solubles en disolventes polares (H<sub>2</sub>O) y las apolares en disolventes orgánicos (éter, benceno, . . .). Su conductividad es nula ya que no tienen cargas eléctricas netas.



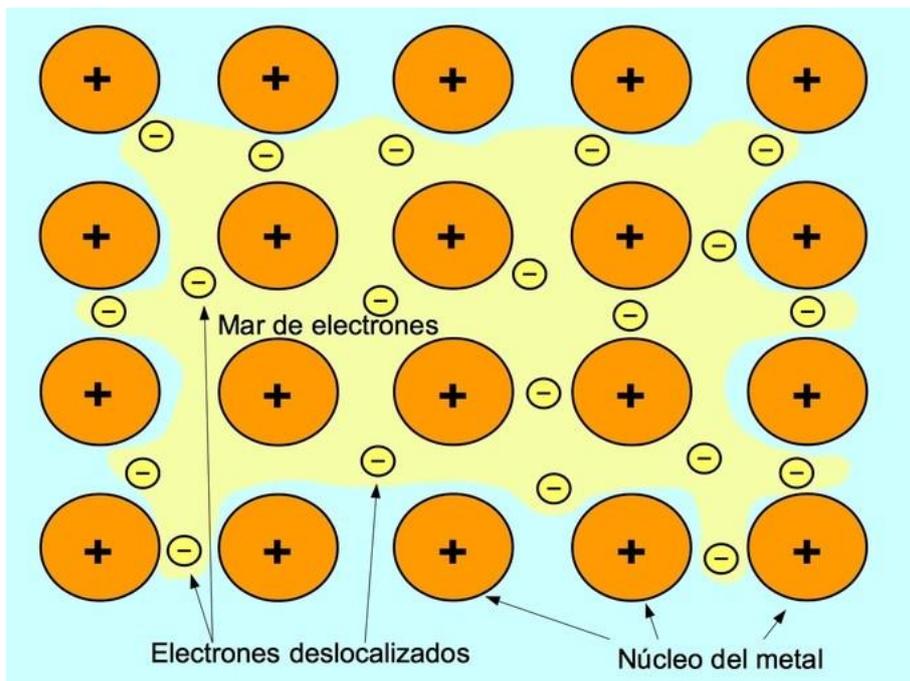
### 1.2.5 Sustancias covalentes, atómicas o reticulares

En este caso todos sus átomos están unidos entre sí por enlaces covalentes. Sus puntos de fusión y ebullición son altos, además son duros, aislantes e insolubles en todos los disolventes. Las sustancias covalentes forman redes cristalinas atómicas, como por ejemplo el diamante o el cuarzo.

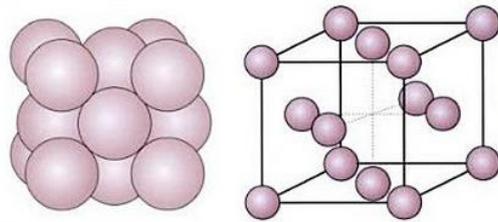


### 1.3 Enlace metálico

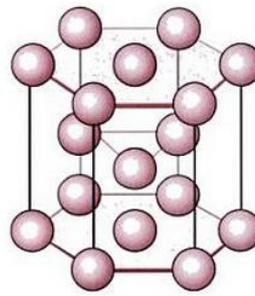
Es exclusivo de los elementos metálicos y sus aleaciones. Los metales, al tener potenciales de ionización bajos, tienen electrones libres en su estructura, de ahí su alta conductividad eléctrica y térmica y sus bajos valores en la energía de ionización. Los electrones libres se denominan gas electrónico y no forman parte de ningún átomo, se mueven libremente por la estructura cristalina. El enlace metálico se produce por atracción electrostática entre el gas electrónico y los iones positivos del metal.



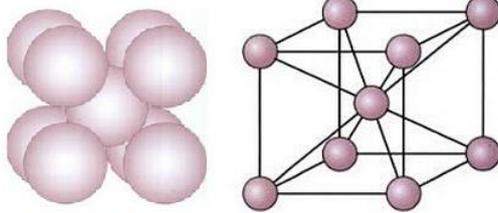
Son sólidos a Ta ambiente (excepto el Hg) y sus puntos de fusión y ebullición varían mucho para definirlos como altos o bajos. Son dúctiles (se estiran en hilos) y maleables (cambian su forma). Al reflejar la luz tienen un brillo característico denominado brillo metálico, son buenos conductores del calor y de la electricidad, pero al aumentar la temperatura, aumenta, tanto la energía cinética de los electrones como la oscilación de los cationes, lo que provoca una resistencia en la conductividad eléctrica.



Celda unidad de la estructura cúbica centrada en las caras



Celda unidad de la estructura hexagonal compacta



Celda unidad de la estructura cúbica centrada en el cuerpo

## 2 Esquema resumen

