

UNIDAD 4. ENLACE QUÍMICO.

Competencia particular. Propone productos con base en el tipo de enlace químico, para una aplicación específica en la vida cotidiana.

RAP 1: Explica el proceso de unión química utilizando modelos gráficos y deduciendo las propiedades de las sustancias resultantes.

RAP 2: Predice el comportamiento de diferentes sustancias con base en las propiedades derivadas del tipo de enlace químico, considerando la preservación del medio ambiente.

Páginas de internet que se pueden consultar:

- <http://depa.pquim.unam.mx/gg/eq.htm#dos>
- <http://usuarios.lycos.es/ptro2/fourphotogalery.html>
- <http://www.educarchile.cl/Portal.Base/Web/VerContenido.aspx?ID=98817>
- <http://genesis.uaq.mx/edmedia/material/qino/T6.cfm>
- http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/covalente.htm
- http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=55&l=s

Introducción

La materia que nos rodea tiene características y propiedades muy diferentes; hay sustancias sólidas, líquidas o gaseosas en su estado natural que podemos conseguir que cambien de estado; hay materiales muy resistentes y otros muy frágiles, etc. Las propiedades de la materia se deben a las distintas maneras de combinación entre los distintos tipos de elementos (átomos) que existen en la Tierra.

Solo los gases nobles se encuentran en la naturaleza como átomos aislados, el resto de los elementos, que representan la inmensa mayoría, se encuentran enlazados. Por ejemplo, el oxígeno que respiramos es una molécula compuesta por dos átomos; el fósforo de los cerillos se presenta en moléculas de cuatro átomos; etc.

¿Por qué estos elementos se combinan de una determinada forma y no de otra para obtener un determinado tipo de materia? ¿Cuál es la razón para que las uniones entre los átomos se establezcan de una manera y no de otra? Las respuestas están precisamente en función de las propiedades que tienen los elementos debidas a sus electrones de valencia, como fue revisado en la unidad anterior. Los electrones de valencia, permitirán a un átomo **ceder, aceptar o compartir** esos electrones para unirse buscando completar su **octeto**.

Al unirse los átomos de los elementos por la interacción de sus electrones, se forma lo que llamamos **enlace químico**, mismo que se puede definir como "la fuerza que mantiene unidos dos elementos para formar un compuesto". Las propiedades de las sustancias dependen en gran medida de la naturaleza de los enlaces que unen sus átomos. Las diferencias entre los enlaces que se forman, dependen de la **electronegatividad** de cada elemento; la variación de esas electronegatividades dan lugar a la formación de distintos tipos de enlace. **La diferencia en los valores de electronegatividad determina la polaridad de un enlace.**

Regla del octeto. EL ultimo grupo de la tabla periódica – VIII A (18) – que forma la familia de los gases nobles, son los elementos mas estables de la tabla periódica. Esto se debe a que tienen 8 electrones en su capa más externa, excepto el Helio que tiene solo 2 electrones, lo que también se considera una configuración estable; los otros elementos, tienden a combinarse unos con otros, aceptando, cediendo o compartiendo sus electrones con la finalidad de tener 8 electrones en su nivel más externo, esto es lo que se conoce como la regla del octeto.

Símbolos y fórmulas de Lewis. Para facilitar la comprensión de la forma en la que se unen los elementos mediante sus electrones de valencia, Gilbert L. Lewis formuló modelos en los que, mediante puntos, cruces, o cualquier otro tipo de símbolo, representaba esos electrones de valencia acompañando al símbolo del elemento del que se trataba, como se observa en los siguientes modelos:



TIPOS DE ENLACE QUÍMICO

Existen tres tipos principales de enlaces químicos: enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico.

La electronegatividad se incrementa

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
H 2.1																
Li 1.0	Be 1.5	ELEMENTOS DE TRANSICIÓN										B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.3	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.2	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2

ENLACE IÓNICO, también llamado **Electrovalente** o **salino**. Se forma cuando se une un **metal** con un **no metal** y se caracteriza **por la transferencia de electrones**, donde **el metal tiende a ceder electrones (formando iones positivos llamados “cationes”)** y **el no metal tiende a recibirlos (dando lugar a iones negativos denominados “aniones”)**. Al comparar las electronegatividades de los elementos participantes en la unión, se observa que el **no metal es muy electronegativo** y el **metal es poco electronegativo**. La diferencia entre sus valores debe ser **mayor o igual a 1.7**;

Ejemplos: LiF (fluoruro de litio). Diferencia de electronegatividades: (F = 4.0) – (Li = 1.0) = **3.0**
 NaCl (cloruro de sodio). Diferencia de electronegatividades: (Cl = 3.0) – (Na = 0.9) = **2.1**
 MgO (óxido de magnesio). Diferencia de electronegatividades: (O = 3.0) – (Mg = 1.2) = **1.8**
 K₂O (óxido de potasio). Diferencia de electronegatividades: (O = 3.0) – (K = 0.8) = **2.2**

Por ejemplo: para la unión entre el cloro y el sodio para formar el Cloruro de Sodio, considerando sus electronegatividades para determinar su diferencia:

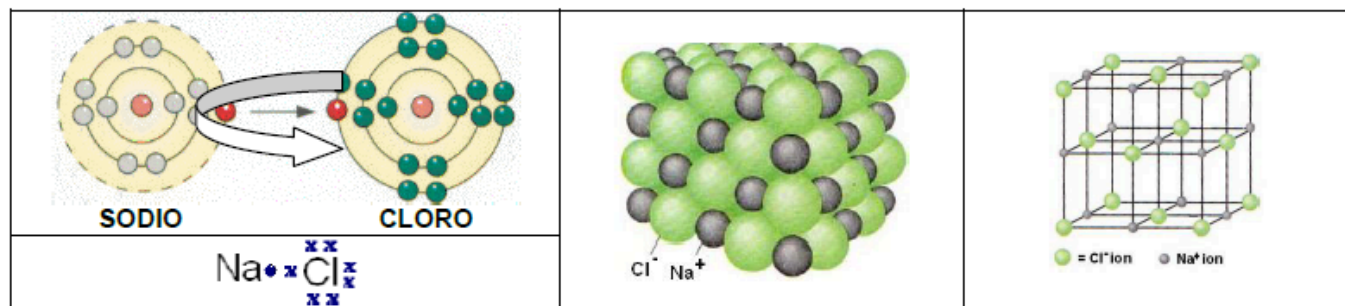
$$\begin{array}{r} \text{Cloro} = 3.0 \\ \text{Sodio} = 0.9 \\ \hline \text{Diferencia: } \quad 2.1 \quad \text{Valor mayor de 1.7} \end{array}$$

ENLACE IÓNICO, también llamado **Electrovalente** o **salino**. Se forma cuando se une un **metal** con un **no metal** y se caracteriza **por la transferencia de electrones**, donde **el metal tiende a ceder electrones (formando iones positivos llamados “cationes”)** y **el no metal tiende a recibirlos (dando lugar a iones negativos denominados “aniones”)**. Al comparar las electronegatividades de los elementos participantes en la unión, se observa que el **no metal es muy electronegativo** y el **metal es poco electronegativo**. La diferencia entre sus valores debe ser **mayor o igual a 1.7**;

Ejemplos: LiF (fluoruro de litio). Diferencia de electronegatividades: (F = 4.0) – (Li = 1.0) = **3.0**
 NaCl (cloruro de sodio). Diferencia de electronegatividades: (Cl = 3.0) – (Na = 0.9) = **2.1**
 MgO (óxido de magnesio). Diferencia de electronegatividades: (O = 3.0) – (Mg = 1.2) = **1.8**
 K₂O (óxido de potasio). Diferencia de electronegatividades: (O = 3.0) – (K = 0.8) = **2.2**

Por ejemplo: para la unión entre el cloro y el sodio para formar el Cloruro de Sodio, considerando sus electronegatividades para determinar su diferencia:

$$\begin{array}{r} \text{Cloro} = 3.0 \\ \text{Sodio} = 0.9 \\ \hline \text{Diferencia: } 2.1 \text{ Valor mayor de } 1.7 \end{array}$$



Propiedades de las sustancias que presentan enlace iónico.

- Son los enlaces más fuertes que existen y no forma moléculas verdaderas, existen como un agregado de aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos) formando redes cristalinas, por lo tanto son sólidas.
- Su dureza es bastante grande. Tienen puntos de fusión y ebullición altos.
- Son solubles en disolventes polares como el agua.
- En solución con el agua y fundidas conducen la corriente eléctrica.

ENLACE COVALENTE. Este enlace se produce entre **dos no metales** por la compartición de un par de electrones, donde cada elemento comparte 1 electrón. **Los átomos no ganan ni pierden electrones, COMPARTEN;** este enlace puede formarse entre 2 ó 3 no metales que pueden estar unidos por enlaces sencillos, dobles o triples. Por la naturaleza de los no metales, el enlace puede clasificarse como: Enlace covalente polar o heteropolar, enlace covalente no polar (puro u homopolar) y enlace covalente coordinado o dativo.

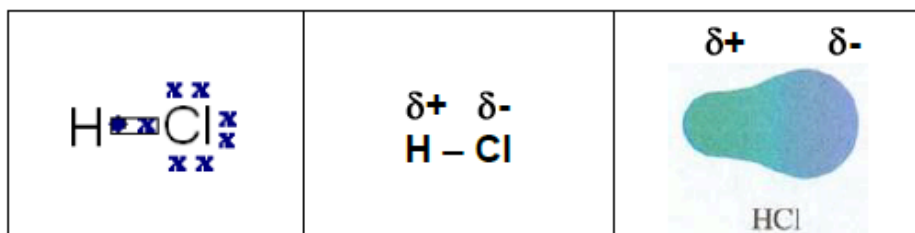
Las características en general de los compuestos unidos por enlaces covalentes son las siguientes:

- Pueden presentarse en cualquier estado de la materia: sólido, líquido o gaseoso.
- Son malos conductores del calor y la electricidad.
- Tienen punto de fusión y ebullición relativamente bajos.
- Son solubles en solventes polares como benceno, tetracloruro de carbono, etc., e insolubles en solventes polares como el agua.

ENLACE COVALENTE POLAR (heteropolar). Se forma cuando se unen dos o más no metales **diferentes**, por lo que su diferencia de electronegatividades es mayor de 0 pero menor de 1.7. En este caso cada uno de los no metales aporta un electrón para formar el enlace llamado **covalencia**. Ejemplos de compuestos que presentan este tipo de enlace son: Ácido Clorhídrico (HCl), Agua (H₂O), Dióxido de Carbono (CO₂), Trióxido de azufre (SO₃).


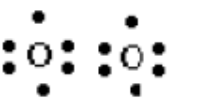

Por ejemplo: En la unión entre el hidrógeno y el cloro para formar el Ácido Clorhídrico, al tomar en cuenta sus electronegatividades para determinar su diferencia tenemos:

$$\begin{array}{r} \text{Cloro} = 3.0 \\ \text{Hidrógeno} = 2.1 \\ \hline \text{Diferencia: } 0.9 \text{ Valor mayor de } 0 \text{ y menor de } 1.7 \end{array}$$



- Los compuestos covalentes polar suelen presentarse en estado líquido o gaseoso aunque también pueden ser sólidos. Por lo tanto sus puntos de fusión y ebullición no son elevados.
- La solubilidad de estos compuestos es elevada en disolventes polares, y nula su capacidad conductora.
- Los sólidos covalentes macromoleculares, tienen altos puntos de fusión y ebullición, son duros, malos conductores y en general insolubles.

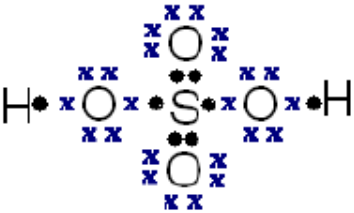
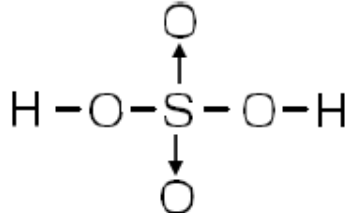
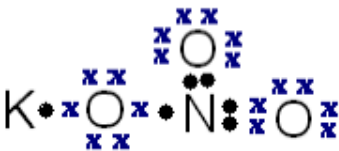
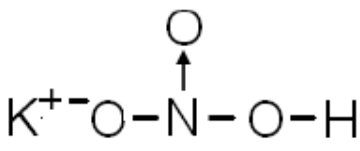
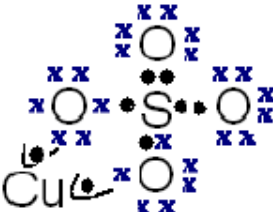
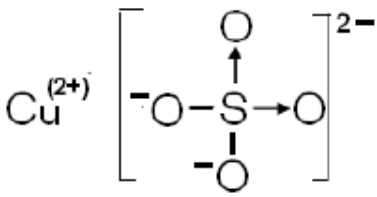
ENLACE COVALENTE NO POLAR (HOMOPOLAR O COVALENTE PURO). Se forma cuando se comparte el par de electrones entre no metales iguales o de igual electronegatividad, por lo que la diferencia de las electronegatividades es igual a cero. **Ejemplos:**

Cloro (Cl ₂), cada elemento comparte 1 par de electrones en la capa más externa	Oxígeno (O ₂), cada elemento comparte 2 pares de electrones en la capa más externa	Nitrógeno (N ₂), cada elemento comparte 3 pares de electrones en la capa más externa
		

ENLACE COVALENTE COORDINADO O DATIVO. Se produce entre dos no metales y solamente uno de ellos aporta con el par de electrones, pero los dos lo comparten; generalmente el oxígeno recibe el par de electrones de cualquier otro elemento que tenga un par disponible.

Podemos observar que para moléculas formadas por más de dos elementos, su diagrama es más complejo; y su representación guarda ciertas normas, ejemplo:

- El átomo central es de un elemento unitario (o sea que solo hay un átomo de ese elemento en la molécula).
- El oxígeno y el hidrógeno no pueden ser átomos centrales.
- El carbono tiene preferencia como átomo central sobre el resto de los elementos.
- En compuestos que contengan oxígeno e hidrógeno en la misma molécula, el hidrógeno nunca se enlaza al átomo central, sino que se enlaza al oxígeno, por ser este el segundo elemento más electronegativo.
- El hidrógeno no cumple la regla del octeto, sino que es estable al lograr la configuración del gas noble helio con 2 electrones en su último nivel.
- Los átomos deben acomodarse de tal forma que la molécula resulte lo más simétrica posible

H_2SO_4		
KNO_3		
CuSO_4		

ENLACE METÁLICO. Es propio de los metales y de sus aleaciones; se caracteriza por la presencia de un enrejado cristalino que tiene nodos cargados positivamente y una nube electrónica que permite la conducción de la corriente eléctrica y del calor. Entre sus propiedades se encuentran:

- Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, y sus puntos de fusión y ebullición varían notablemente.
- Las conductividades térmicas y eléctricas son muy elevadas.
- Presentan brillo metálico.
- Son dúctiles y maleables.
- Pueden emitir electrones cuando reciben energía en forma de calor.