



## ÁREA: CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL / QUÍMICA GRADO 8°

### EL ENLACE COVALENTE: parte II



#### INDICACIONES PREVIAS:

1. Si no puede imprimir la guía, no se preocupe la puede trabajar digitalmente o transcribir en el cuaderno.
2. Trate de organizar su tiempo de acuerdo a los horarios de trabajo propuestos desde el colegio para cumplir con las actividades.
3. **Sólo envíe para revisión del profesor, el desarrollo de las actividades que se encuentran al final de la guía.**
4. Esta actividad la puede entregar hasta el **viernes 26 de junio del 2020.**

#### RECORDEMOS:

El **Enlace Covalente** 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.

#### 1. COMPARACIÓN DE LAS PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES Y LOS COMPUESTOS IÓNICOS:

Los compuestos iónicos y covalentes exhiben marcadas diferencias en sus propiedades físicas generales debido a que sus enlaces son de distinta naturaleza. En los compuestos covalentes existen dos tipos de fuerzas de atracción. Una de ellas es la que mantiene unidos a los átomos de una molécula. La otra fuerza de atracción opera *entre* las moléculas y se llama **fuerza intermolecular**.

Como las fuerzas intermoleculares suelen ser más débiles que las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de una molécula, las moléculas de un compuesto covalente se unen con menos fuerza. En consecuencia, los compuestos covalentes casi siempre son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión. Por otro lado, las fuerzas electrostáticas que mantienen unidos a los iones en un compuesto iónico, por lo común son muy fuertes, de modo que los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión elevados.

Muchos compuestos iónicos son solubles en agua, y sus disoluciones acuosas conducen la electricidad debido a que estos compuestos son electrólitos fuertes. La mayoría de los compuestos covalentes son insolubles en agua, o si se llegan a disolver, sus disoluciones acuosas por lo general no conducen electricidad porque estos compuestos son no electrólitos.

Los compuestos iónicos fundidos conducen electricidad porque contienen cationes y aniones que se mueven libremente; los compuestos covalentes líquidos o fundidos no conducen electricidad porque no hay iones presentes.

En conclusión, 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.

## 2. CLASES DE ENLACES COVALENTES

### RECORDEMOS:

Que, cuando los átomos comparten un solo par de electrones (un electrón por cada átomo), decimos que se forma un enlace covalente sencillo. Y cuando comparten más de un par de electrones decimos que forman enlaces múltiples (dobles o triples)

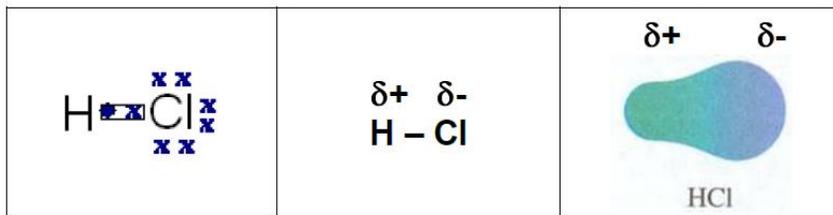
**2.1 ENLACE COVALENTE POLAR (heteropolar).** Se forma cuando se unen dos o más no metales **diferentes**, por lo que su diferencia de electronegatividades es mayor de 0 pero menor de 1.7. En este caso cada uno de los no metales aporta un electrón para formar el enlace llamado **covalencia**.

Cuando los átomos que se enlazan tienen una electronegatividad diferente, en la molécula se establece una zona donde se concentra una mayor densidad electrónica, originándose así un polo positivo y uno negativo. Por consiguiente, la zona que pertenece al átomo de mayor electronegatividad será el polo negativo y la de menor electronegatividad será el polo positivo. A este tipo de molécula la llamamos polares y el enlace correspondiente, enlace covalente polar.

**Ejemplos** de compuestos que presentan este tipo de enlace son: Ácido Clorhídrico (HCl), Agua (H<sub>2</sub>O), Dióxido de Carbono (CO<sub>2</sub>), Trióxido de azufre (SO<sub>3</sub>).

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:

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



- ✚ 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.

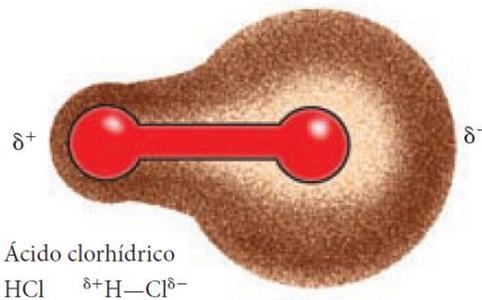
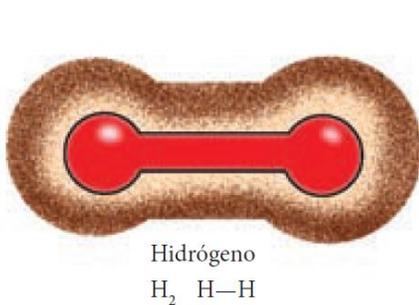


Figura 65. Enlace covalente apolar.

Figura 66. Enlace covalente polar.



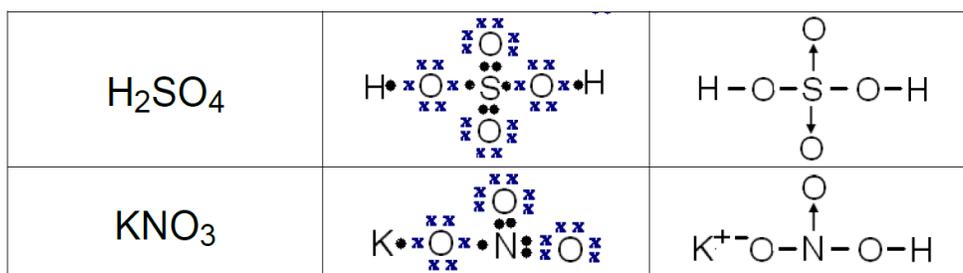
**2.2 ENLACE COVALENTE NO POLAR (HOMOPOLAR O COVALENTE PURO).** Se forma cuando se comparte el par de electrones entre no metales iguales o de igual electronegatividad, por lo que la diferencia de las electronegatividades es igual a cero.

Cuando las moléculas están formadas por átomos iguales, las moléculas no presentan diferencias en su electronegatividad, por lo cual son conocidas como moléculas apolares (sin polos). Los pares de electrones compartidos en estas moléculas son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad (figura 65). Es el caso de las moléculas de cloro ( $Cl_2$ ), hidrógeno ( $H_2$ ), etc. En estas moléculas se establece un enlace covalente apolar.

**2.3 ENLACE COVALENTE COORDINADO.** Este enlace tiene lugar entre distintos átomos y se caracteriza porque los electrones que se comparten son aportados por uno solo de los átomos que se enlazan. El átomo que aporta el par de electrones se denomina **dador** y el que lo recibe, **receptor**. El enlace covalente coordinado se representa por medio de una flecha que parte del átomo que aporta los dos electrones y se dirige hacia el átomo que no aporta ninguno.

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 hidrogeno no pueden ser átomos centrales.
- El carbono tiene preferencia como átomo central sobre el resto de los elementos.
- En compuestos que contengan oxígeno e hidrogeno en la misma molécula, el hidrogeno nunca se enlaza al átomo central, sino que se enlaza al oxígeno, por ser este el segundo elemento más electronegativo.
- El hidrogeno 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



**Actividad:**

1. Escribe dentro del paréntesis una letra ( C ) si se trata de un compuesto Covalente y una letra ( I ) si el compuesto tiene enlace predominantemente iónico.

- |              |              |              |                                     |                               |
|--------------|--------------|--------------|-------------------------------------|-------------------------------|
| ( ) $CO_2$   | ( ) $MgO$    | ( ) $AlCl_3$ | ( ) $NH_3$                          | ( ) $O_2$                     |
| ( ) $HCl$    | ( ) $KI$     | ( ) $CuSO_4$ | ( ) $NaOH$                          | ( ) $H_2O$                    |
| ( ) $CaCO_3$ | ( ) $PCl_5$  | ( ) $NO$     | ( ) Azúcar ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) | ( ) Naftalina ( $C_{10}H_8$ ) |
| ( ) $NaCl$   | ( ) $N_2O_5$ | ( ) $H_2S$   | ( ) $FeO$                           | ( ) $CCl_4$                   |



2. Completa el siguiente cuadro comparativo entre los tipos de enlace.

Característica	Enlace iónico	Enlace covalente no polar	Enlace covalente polar
Concepto del enlace			
Tipo de elementos que lo forman			
Diferencia de electronegatividad entre sus elementos			
Estado de agregación de las moléculas con este tipo de enlace.			
Solubilidad en agua			
Solubilidad en otros solventes como el Benceno y $\text{CCl}_4$			
Conductividad eléctrica			
Puntos de fusión y/o estabilidad térmica			