



INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICO INDUSTRIAL  
LUZ HAYDEE GUERRERO MOLINA  
Sede Principal



AREA: Ciencias Naturales  
Asignatura: CAI Biología – Química  
Grado: 11°

GUIA N° 1

<b>Nombre de la actividad</b>	Enlaces Químicos y Fuerzas Intermoleculares
<b>DBA</b>	Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) posibilitan la formación de compuestos inorgánicos.
<b>Contenidos</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Estructuras de Lewis</li><li>• Regla de Octeto</li><li>• Tipos de Enlaces: Iónico, Covalente y Metálico</li><li>• Fuerzas Intermoleculares: Dipolo - dipolo, Puentes de Hidrogeno y fuerzas de London</li></ul>
<b>Materiales y recursos</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Guía 1. Enlaces químicos y Fuerzas Intermoleculares</li><li>• Video Introducción de los Enlaces Químicos: recuperado de <a href="https://www.youtube.com/watch?v=DljvYTakJqA">https://www.youtube.com/watch?v=DljvYTakJqA</a></li><li>• Video Enlaces Químicos I. Recuperado de <a href="https://www.youtube.com/watch?v=MLBlvDnLegI">https://www.youtube.com/watch?v=MLBlvDnLegI</a></li><li>• Video Enlaces Químicos II. Recuperado de <a href="https://www.youtube.com/watch?v=L_SWqWkfrzY">https://www.youtube.com/watch?v=L_SWqWkfrzY</a></li><li>• Video Disolución NaCl – animación. Recuperado de Youtube: <a href="https://www.youtube.com/watch?v=3fOeGGfpiy8">https://www.youtube.com/watch?v=3fOeGGfpiy8</a></li><li>• Fuerzas intermoleculares. Recuperado de <a href="https://www.youtube.com/watch?v=LNHHoebqUew">https://www.youtube.com/watch?v=LNHHoebqUew</a></li></ul>
<b>Semanas y horas de trabajo</b>	2 semana; 3 horas de trabajo
<b>Descripción de la secuencia propuesta</b>	<p><b>Fase Indagación:</b> Realiza las Actividades de Indagación (Rutina Pienso, me intereso e investigo)</p> <p><b>Fase Conceptualización:</b> Lee el texto de la guía y toma tus apuntes más importantes, investiga y profundiza en el tema investigando otras fuentes y observando los videos propuestos. Realiza un mapa mental</p> <p><b>Fase Aplicación:</b> Realiza las actividades planeadas en la fase aplicación de acuerdo a las indicaciones de tu docente</p>
<b>Recomendaciones generales</b>	Toma los apuntes más importantes y consígnalos en tu cuaderno Envía las actividades con tiempo para evitar rebajas en tu nota, por los medios autorizados: Google Classroom, Correo electrónico o WhatsApp de no poder por los medios antes mencionados
<b>Entrega de evidencia</b>	Google Classroom, Correo electrónico o WhatsApp
<b>Instrumentos de evaluación</b>	Rúbrica



AREA: CIENCIAS NATURALES		ASIGNATURA: CAI BIOLOGIA - QUIMICA		GRADO : 11	
COMPETENCIA	Uso comprensivo del conocimiento científico		COMPONENTE	Entorno Químico	
TEMA Enlaces Químicos y Fuerzas Intermoleculares	EVIDENCIA DE APRENDIZAJE Representa los tipos de enlaces (iónico y covalente) para explicar la formación de compuestos dados, a partir de criterios como la electronegatividad y las relaciones entre los electrones de valencia.		PREGUNTA ORIENTADORA ¿Qué mantiene unido a los átomos en un compuesto?		

## ENLACES QUIMICOS Y FUERZAS INTERMOLECULARES

Cuando dos o más átomos se unen forman una molécula, la cual, puede estar constituida por átomos de un mismo elemento o por átomos de elementos diferentes. Surge entonces la pregunta: ¿Cómo se mantienen unidos los átomos? Para responder a este interrogante, en este tema estudiaremos el modo en que se unen los átomos y la incidencia de esta unión en las propiedades que adquieren las sustancias químicas que originan.

La mayoría de los elementos forman compuestos. Por ejemplo, el sodio y el cloro reaccionan entre sí formando la sal común o cloruro de sodio. Este compuesto es mucho más estable que sus elementos por separado; este hecho demuestra la abundancia de sal en la naturaleza y la escasez de sodio y de cloro en estado libre.

Se llama **enlace químico** al conjunto de fuerzas que mantienen unidos a los átomos, iones y moléculas cuando forman distintas agrupaciones estables



### PIENSO, ME INTERESO, INVESTIGO

Observa el video Introducción a los Enlaces químicos siguiendo el link: <https://www.youtube.com/watch?v=DljvYTakJqA>

Luego Escribe:

¿Qué piensas sobre la importancia de los enlaces químicos?

¿Qué te interesa sobre los enlaces químicos?

¿Qué te gustaría investigar o profundizar en los enlaces químicos?

Utiliza el organizador grafico Pienso, Me intereso, Investigo

PIENSO	ME INTERESA	INVESTIGO
1/3	0/0	0/0





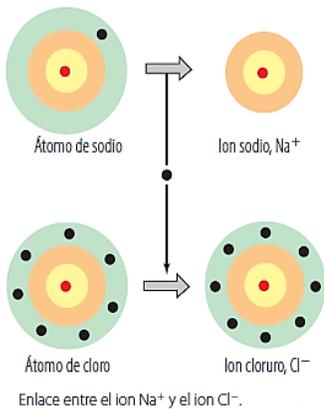
En general, todos los elementos del tercer período y superiores pueden ampliar el octeto, es decir, tener más de ocho electrones en la capa de valencia.

### Desarrolla Pensamiento Crítico

1. Escribe la estructura electrónica de los gases nobles He, Ne, Ar, Kr, Xe y Ra cuyos números atómicos son 2, 10, 18, 36, 54 y 86. A partir de su estructura, justifica su estabilidad.
2. Señala cuántos electrones debe intercambiar el hidrógeno ( $Z = 1$ ) para alcanzar dicha estructura.

## ENLACE IONICO

El **enlace iónico** es la unión que resulta de la presencia de fuerzas electrostáticas entre iones positivos y negativos para dar lugar a la formación de una red cristalina iónica.



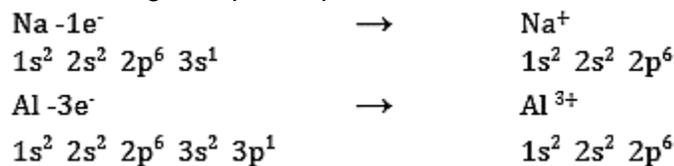
Un ion es la partícula que se obtiene cuando un átomo o un grupo de átomos capta o cede electrones con objeto de adquirir la configuración de un gas noble. Si un átomo gana electrones queda cargado negativamente, y si los cede queda cargado positivamente. Por consiguiente, existen dos tipos de iones:

- Anión o ion cargado negativamente.
- Catión o ion cargado positivamente.

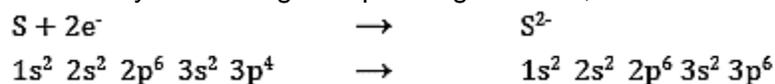
### Formación de iones

Existen muchas sustancias en las que no hay átomos propiamente dichos ni, por tanto, moléculas. Son sustancias constituidas por iones positivos y negativos. Veamos cómo se forman.

Un elemento muy poco electronegativo puede perder uno, dos o más electrones:



Y, por el contrario, un elemento muy electronegativo puede ganar uno, dos o más electrones:



Observa que, al transformarse en iones, los átomos han conseguido estructura de gas noble. **Los elementos metálicos**, con pocos electrones de valencia y baja energía de ionización, tienden a convertirse en cationes.

**Los elementos no metálicos**, con muchos electrones de valencia y afinidad electrónica muy negativa, tienden a recibir electrones convirtiéndose en aniones.



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICO INDUSTRIAL LUZ HAYDEE GUERRERO MOLINA Sede Principal



## • Valencia Iónica

La valencia iónica de un elemento es la carga que adquieren sus átomos al convertirse en iones positivos o negativos.

Veamos, por ejemplo, el potasio, K (Z = 19). Su estructura electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ .

Si cede un electrón, adopta la configuración del gas noble argón (Z = 18).



### Valencia iónica

Grupo	Electrones de valencia	Valencia iónica
I A	1	1+
II A	2	2+
III A	3	3+
IV A	4	4+ (Pb y Sn) 4- (C y Si)
V A	5	3-
VI A	6	2-
VII A	7	1-

## Propiedades de los Compuestos Iónicos

Los compuestos iónicos poseen una estructura cristalina independientemente de su naturaleza. Esta estructura confiere a todos ellos unas propiedades características, entre las que se destacan:

- **Son sólidos a temperatura ambiente.**
- **En estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen cuando se hallan disueltos o fundidos.**
- **Tienen altos puntos de fusión. En general son superiores a 400 °C debido a la fuerte atracción entre los iones.**
- **Son duros pero frágiles**
- **Ofrecen mucha resistencia a la dilatación**
- **Son muy solubles en agua y en otros disolventes polares.**
- **Presentan gran diferencia de electronegatividad. Aproximadamente, mayor a 1,7**



En el siguiente link podrás ver como se diluye un compuesto iónico en agua (NaCl)  
<https://tinurl.com/vfnaqkpn>

### \* EJEMPLOS

Electronegatividad del Na = 0,93

Electronegatividad del Cl = 3,16

Diferencia de electronegatividad =  $3,16 - 0,93 = 2,23$   
(mayor de 1,7, entonces el enlace es iónico).

## EJERCICIO

Empleando un procedimiento similar al del ejemplo, indica cómo se formaría el enlace entre el magnesio (Mg) y el cloro (Cl). ¿Cuál es la fórmula del compuesto resultante?



## ENLACE COVALENTE

El enlace covalente consiste en la unión de átomos al compartir uno o varios pares de electrones. Por ejemplo, cuando se forma la molécula de hidrógeno  $H_2$ , cada átomo de H (con un electrón de valencia) se une a otro átomo de hidrógeno y sólo a uno para formar la molécula diatómica  $H_2$ .

- **Estructuras de Lewis de las moléculas poliatómicas**

La confección de las estructuras de Lewis de una molécula poliatómica requiere un proceso sencillo a partir de la configuración electrónica de los átomos que intervienen. El átomo central suele ser el elemento menos electronegativo, es decir, el que necesita más electrones para completar su nivel de valencia.

- *Reglas para establecer la fórmula de Lewis de moléculas poliatómicas*

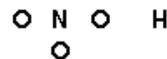
1. Establecer el átomo central. Por lo general es el menos electronegativo exceptuando al H (y generalmente al F) que son terminales porque pueden formar un solo enlace. En los compuestos orgánicos siempre es el C (excepto en los éteres)
2. Ubicar el resto de átomos de la forma más simétrica posible. En los oxácidos el H va junto a un O.
3. Calcular el número total de electrones de valencia,  $n$ , que necesitan los átomos para que adquieran la estructura de gas noble.
4. Calcular el número total de electrones de valencia,  $v$ , de los átomos de la molécula.
5. Obtener el número de electrones compartidos,  $c$ , restando  $n$  y  $v$ .
6. Determinar los electrones libres o solitarios,  $s$ , es decir, no compartidos, restando  $v$  y  $c$ .
7. Los pares no enlazantes deben colocarse alrededor de cada átomo de modo que todos adquieran estructura de gas noble.

Miremos el siguiente ejemplo

**Determina** la estructura de la molécula de ácido nítrico  $HNO_3$ .

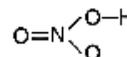
- Designamos el átomo central, el nitrógeno, y colocamos alrededor de él los átomos de oxígeno. A uno de estos se enlaza el hidrógeno.
- Calculamos el número total de electrones de valencia,  $n$ , que necesitan los cinco átomos para que adquieran la estructura de gas noble.
- Calculamos el número total de electrones de valencia,  $v$ , de los átomos de la molécula.
- Obtenemos el número de electrones compartidos,  $c$ , restando  $n$  y  $v$ . Como sólo hay tres átomos unidos al átomo central, habrá que colocar dos pares enlazantes entre este y un átomo de O.
- Determinamos los electrones libres o solitarios,  $s$ , es decir, no compartidos, restando  $v$  y  $c$ .

Los pares no enlazantes deben colocarse alrededor de cada átomo de modo que todos adquieran estructura de gas noble.

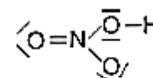


$$\begin{aligned} n &= 8 e^- (\text{N}) + 3 \cdot 8 e^- (\text{O}) + 2 e^- (\text{H}) = 34 e^- \\ v &= 5 e^- (\text{N}) + 3 \cdot 6 e^- (\text{O}) + 1 e^- (\text{H}) = 24 e^- \\ c &= n - v = 34 e^- - 24 e^- = 10 e^- \end{aligned}$$

(5 pares enlazantes)



$$\begin{aligned} s &= v - c = 24 e^- - 10 e^- = 14 e^- \\ &\text{(7 pares no enlazantes)} \end{aligned}$$



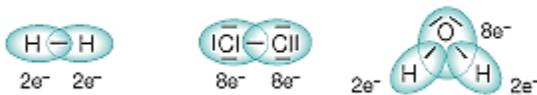


## Clasificación de los compuestos Covalentes

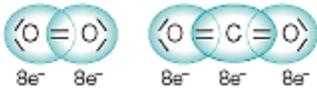
Los compuestos covalentes se pueden clasificar

- de acuerdo a la cantidad de pares de electrones compartidos en:

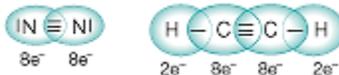
- **Enlace Sencillo:** Los dos átomos comparten un par de electrones. Por ejemplo, las moléculas de  **$H_2$ ,  $Cl_2$  y  $H_2O$** .



- **Enlace Doble:** Los átomos enlazados comparten dos pares de electrones. Por ejemplo, las moléculas de  **$O_2$  y  $CO_2$** .



- **Enlace Triple:** Los átomos enlazados comparten tres pares de electrones. Por ejemplo, las moléculas de  **$N_2$  y  $C_2H_2$  (etino)**.



- De acuerdo a la diferencia de electronegatividad en:

- **Covalente Apolar:** 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. Por ejemplo Cloro ( $Cl_2$ ), Hidrógeno ( $H_2$ ), etc. En estas moléculas la diferencia de electronegatividad es entre 0 y 0,4

- **Covalente Polar:** 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. Por ejemplo El agua ( $H_2O$ ), el dióxido de carbono ( $CO_2$ ), el ácido clorhídrico ( $HCl$ ) etc. La diferencia de electronegatividad es entre 0,5 y 1,7

- **ENLACE COORDINADO O DATIVO:** 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

### Aprende en Grupo

1. Escriban las estructuras de Lewis de los siguientes átomos: bromo, magnesio, fósforo, oxígeno, carbono y argón.
2. Deduzcan la estructura de Lewis de las moléculas siguientes:  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $BeCl_2$ ,  $BCl_3$ ,  $SCl_2$ ,  $CO_2$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$ ,  $CH_4$ ,  $HClO$ ,  $H_2CO_3$ ,  $HNO_2$ .
3. Escojan 3 moléculas de las anteriores y realicen modelos usando bolas de icopor y palillos



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICO INDUSTRIAL LUZ HAYDEE GUERRERO MOLINA

## Sede Principal



se dirige hacia el átomo que no aporta ninguno. Un ejemplo de enlace coordinado lo tenemos cuando se forma el catión amonio,  $\text{NH}_4^+$ , a partir del amoniaco,  $\text{NH}_3$ , y del ion de hidrógeno,  $\text{H}^+$ . Este enlace se lleva a cabo porque el nitrógeno tiene un par de electrones libres, los cuales puede compartir con el hidrogenion ( $\text{H}^+$ ).

### Propiedades de los compuestos covalentes

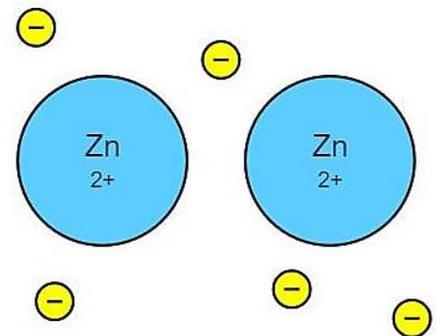
Las sustancias covalentes en general se caracterizan porque:

- Tienen bajos puntos de fusión y de ebullición.
- Cuando se trata de cuerpos sólidos, son relativamente blandos y malos conductores del calor y de la electricidad.
- Son bastante estables y de escasa reactividad (el enlace covalente es fuerte y supone configuración electrónica de gas noble).
- Algunos sólidos covalentes carecen de unidades moleculares. El diamante carece de moléculas y está constituido por una gran cantidad de átomos iguales unidos mediante enlaces covalentes en las tres direcciones del espacio formando una red cristalina. Estos enlaces son extraordinariamente fuertes, por esto las sustancias que los poseen son muy duras y tienen un punto de fusión elevado.
- Presentan baja diferencia de electronegatividad y en algunos casos es igual a cero.

### ENLACE METALICO

El enlace metálico es aquel que mantiene fuertemente unidos los átomos de los elementos metálicos. Está presente en los metales y define todas sus propiedades físicas que los caracterizan como materiales duros, dúctiles, maleables y buenos conductores del calor y la electricidad.

De todos los enlaces químicos, el enlace metálico es el único donde los electrones no se encuentran localizados exclusivamente entre un par de átomos, sino que se deslocalizan entre millones de ellos en una especie de pegamento o “mar de electrones” que los mantienen fuertemente unidos o cohesionados.



### Propiedades de las sustancias metálicas

Las sustancias metálicas comparten muchas características específicas de los metales. Veamos.

- Los metales puedan ser fácilmente deformados sin romper la estructura cristalina.
- Bajo presión, un plano de átomos puede resbalar sobre otro sin perder su estructura.
- Son buenos conductores de la electricidad, teniendo en cuenta que algunos electrones tienen libertad de movimiento a través del sólido.
- Tienen excelente conductividad térmica debida también a los electrones móviles. Los electrones que están en regiones de alta temperatura pueden adquirir grandes cantidades de energía; estos electrones se mueven rápidamente a través del metal y ceden parte de su energía para calentar la red cristalina de las regiones más frías.



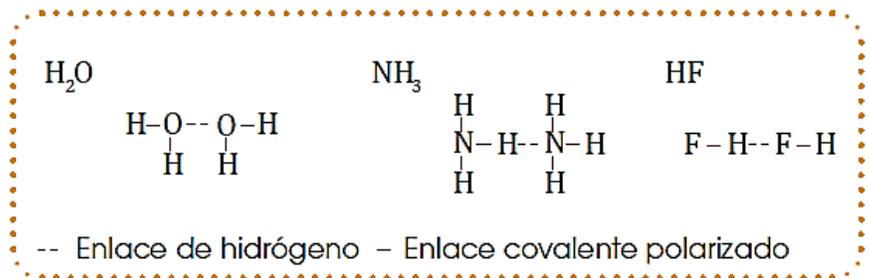
## FUERZAS INTERMOLECULARES

Hemos interpretado los enlaces como fuerzas que se dan en el interior de las moléculas, es decir, Intramoleculares. Pero también existen interacciones entre las moléculas: las fuerzas intermoleculares.

Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas de atracción que existen entre las moléculas de las sustancias covalentes. Las fuerzas intermoleculares pueden ser de 2 clases: **Puentes de hidrógeno y Fuerzas de Van der Waals.**

- **Puente de hidrógeno**

Es un tipo especial de interacción electrostática; es decir, es un enlace intermolecular más intenso que las fuerzas de Van der Waals, lo que hace que las sustancias que lo presentan tengan puntos de fusión y de ebullición más elevados. Se da entre el hidrógeno y átomos pequeños y muy electronegativos.



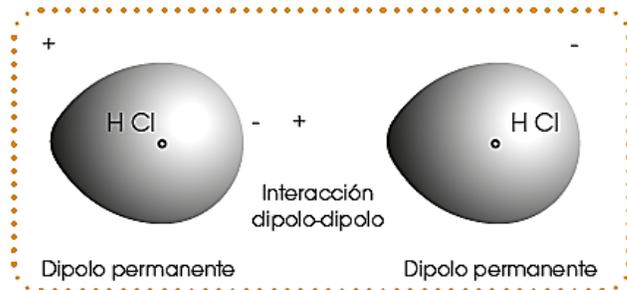
En el caso del agua, se forma este enlace entre un átomo de hidrógeno y el átomo de oxígeno de otra molécula, de manera que

cada molécula de agua puede estar unida con otras cuatro moléculas. Estos enlaces, relativamente fuertes, hacen que el agua, en condiciones ordinarias, sea un líquido. Su punto de fusión es más alto de lo que le correspondería por peso molecular.

- **Fuerzas de Van der Waals**

Con el nombre de fuerzas de Van der Waals suelen agruparse distintas clases de interacciones intermoleculares de naturaleza electrostática: **fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas ion-dipolo y fuerzas de London.**

- ❖ **Fuerzas Dipolo – Dipolo:** Son fuerzas atractivas que aparecen entre dipolos eléctricos constituidos por moléculas polares. Cuanto mayor es el momento dipolar de las moléculas, mayor es la fuerza atractiva. Es el caso de las interacciones entre moléculas HCl en estado líquido o sólido.



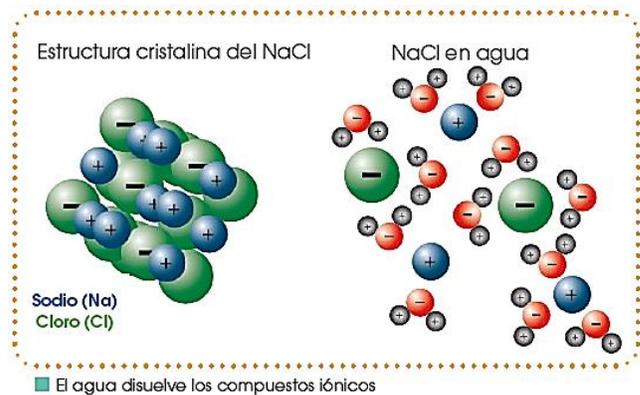
- ❖ **Fuerzas Ion – dipolo:** Existe una fuerza ion-dipolo entre un ion y la carga parcial de un extremo de una molécula polar. Los iones positivos son atraídos hacia el extremo negativo de un dipolo, mientras que los iones negativos son atraídos hacia el extremo positivo. La magnitud de la atracción aumenta al



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICO INDUSTRIAL LUZ HAYDEE GUERRERO MOLINA Sede Principal

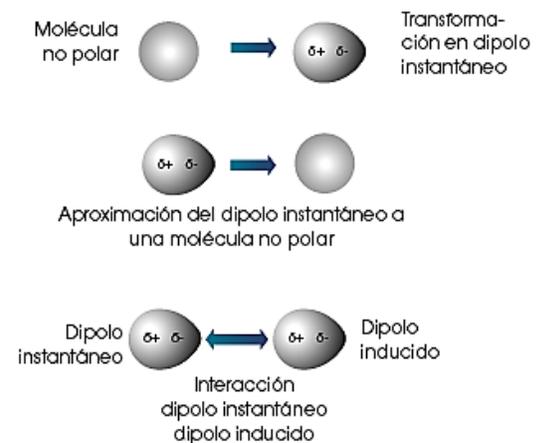


incrementarse la carga del ion o la magnitud del momento dipolar. Las fuerzas ion-dipolo tienen especial importancia en las disoluciones de sustancias iónicas en líquidos polares, como una disolución de NaCl en agua.



- ❖ **Fuerzas de London:** También llamadas fuerzas de dispersión, son fuerzas atractivas que aparecen entre moléculas no polarizadas.

La existencia de estas fuerzas se explica admitiendo que en un momento dado la molécula no polar experimenta un ligero desplazamiento de la carga electrónica y crea un dipolo instantáneo. La distribución de la carga cambia rápidamente, de modo que el momento dipolar promedio es nulo. Pero el dipolo instantáneo puede polarizar otra molécula cercana y generar un dipolo inducido. A temperaturas bajas, la atracción entre dipolos mantiene las moléculas en estado líquido o sólido. Por ejemplo, entre los átomos de He, entre las moléculas de O<sub>2</sub>, de N<sub>2</sub> y otras.



## Aplicación

### 1. Infiera:

- Si tenemos una sustancia sólida con altos puntos de fusión y que se disuelve con facilidad en el agua y además presenta una elevada diferencia de electronegatividad ¿a qué tipo de sustancia nos referimos?
- Una sustancia que encuentra en estado líquido y que al descender la temperatura se convierte en una sustancia sólida su diferencia de electronegatividad es alta y no conduce la electricidad. ¿A qué tipo de sustancias nos referimos?

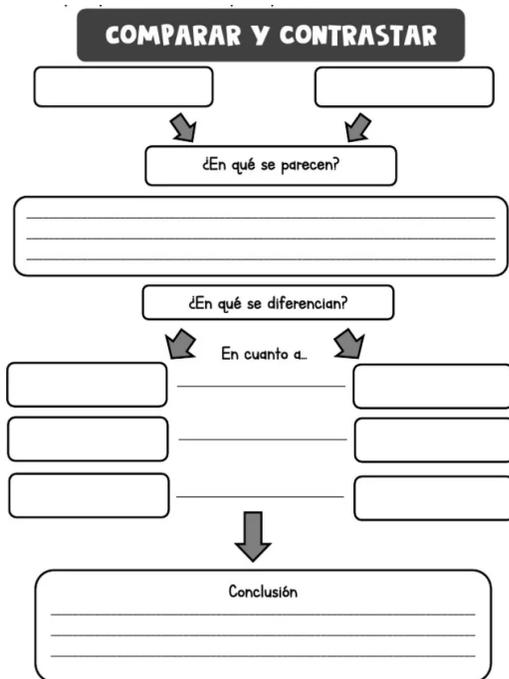


INSTITUCIÓN EDUCATIVA TÉCNICO INDUSTRIAL  
LUZ HAYDEE GUERRERO MOLINA  
Sede Principal



2. Compare y Contraste:

Utilizando el siguiente esquema compare los enlaces iónicos y covalentes



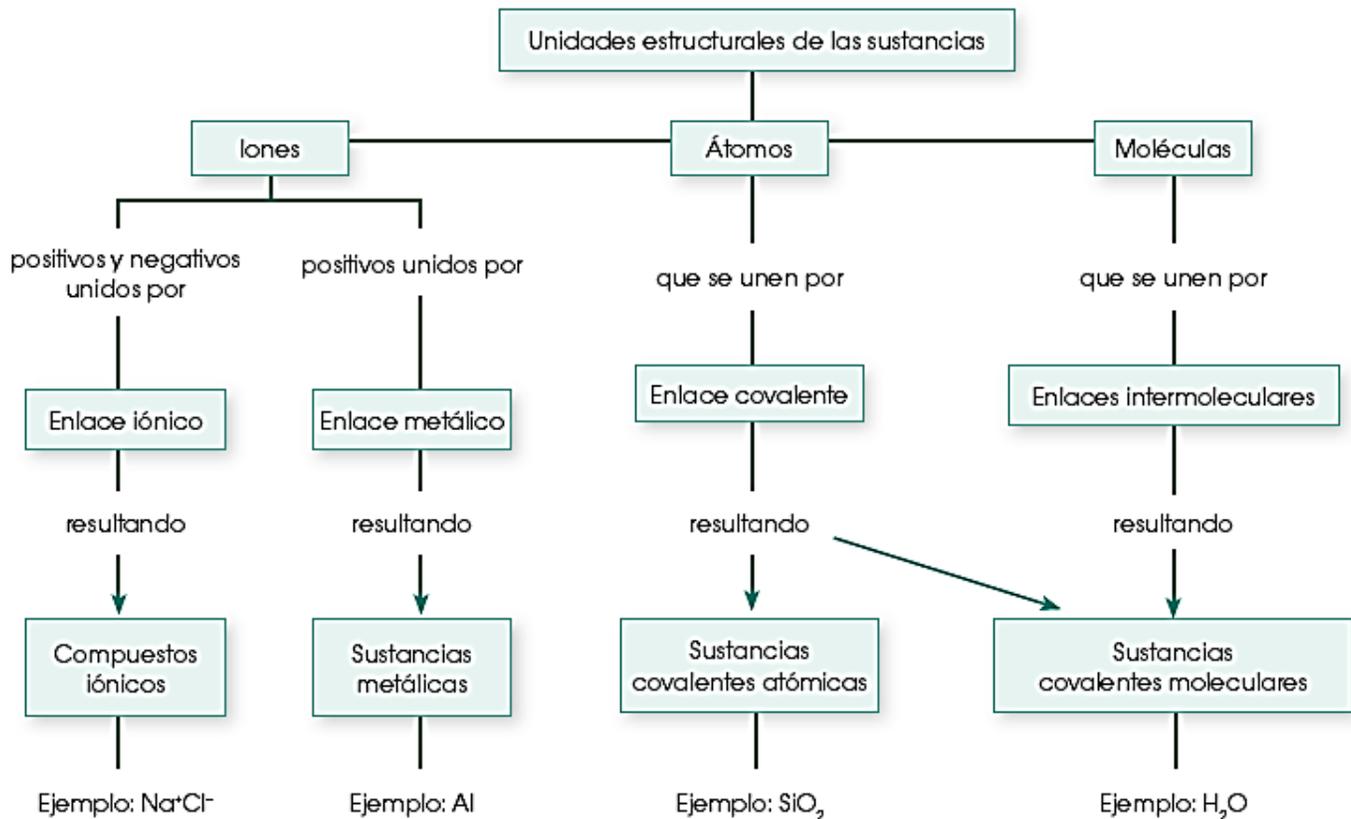
3. Clasifique:

Teniendo en cuenta la diferencia de electronegatividad clasifique los siguientes compuestos en iónico, Covalente polar y covalente apolar

$\text{Li}_2\text{O}$ ;  $\text{CF}_4$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{HCl}$ ;  $\text{MgF}$ ;  $\text{CaCl}$ ;  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $\text{CH}_4$ ;  $\text{KCl}$ ;  $\text{B}_2\text{O}_3$



*Recuerda que...*



## Este tema fue clave porque...

- Nos permitió comprender como se unen los átomos y las moléculas en un compuesto.
- Por medio de fórmulas de Lewis podemos mostrar cómo se forman los enlaces
- Nos permitió entender que las fuerzas intermoleculares es la forma como las diferentes moléculas de diferentes compuestos o iguales interactúan entre sí.
- Que dependiendo a la diferencia de electronegatividad los compuestos se pueden clasificar