
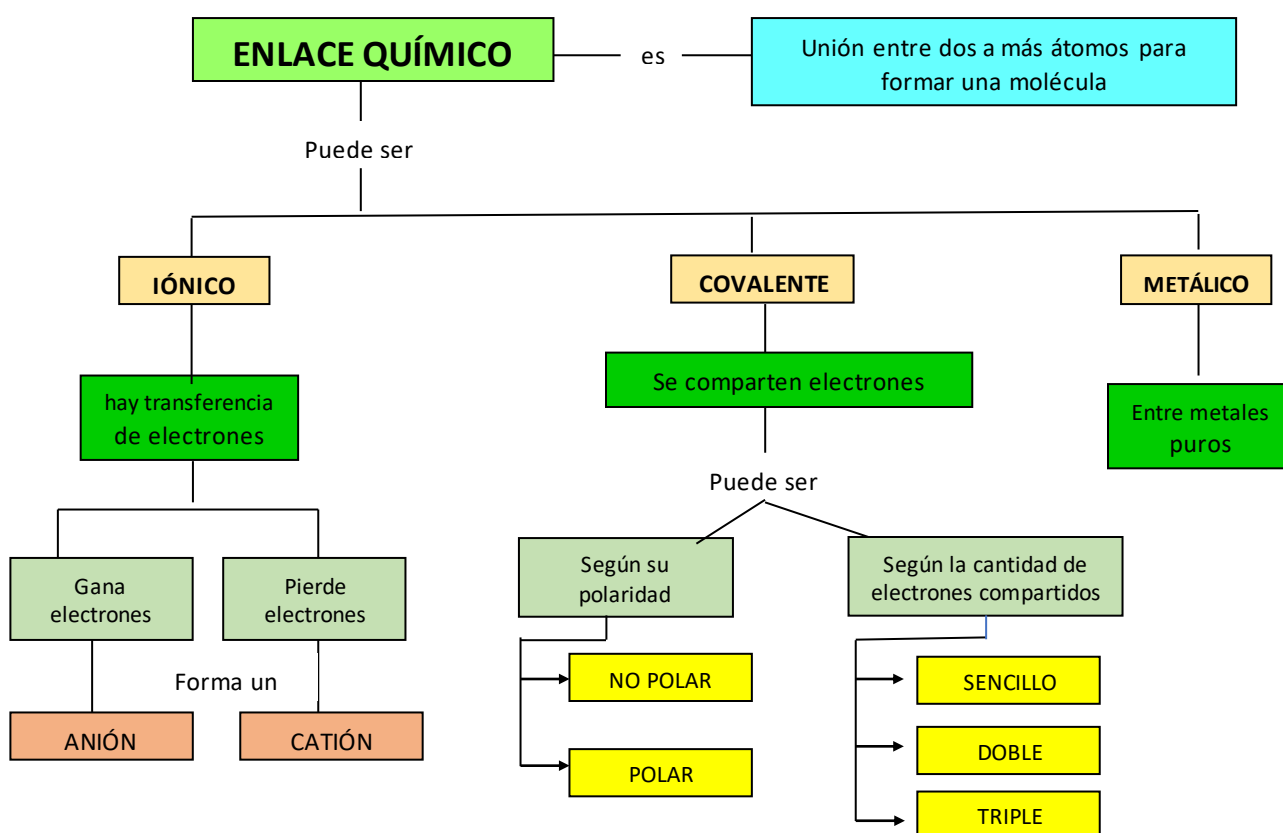


I.E.D. MONSEÑOR AGUSTÍN GUTIÉRREZ - FÓMEQUE			
	Asignatura: Química	Grado: NOVENO	Periodo: 2
	Docente: Gloria Inés Dávila Ríos		
ENLACE QUÍMICO			ESTUDIANTE: _____ Curso: _____
ESTÁNDAR: Explico condiciones de cambio y conservación de diversos sistemas, teniendo en cuenta transferencia y transporte de energía y su interacción con la materia		DBA: Explica como las sustancias se forman a partir de la interacción de los elementos y que estos están agrupados en un sistema periódico	
DESEMPEÑOS: PARA APRENDER: Explica la relación entre la estructura de los átomos y los enlaces que realiza. PARA HACER: Elabora modelos que representan la geometría molecular de los enlaces químicos. PARA SER: asumo con responsabilidad la realización de las actividades. PARA CONVIVIR: respeto la opinión de mis compañeros		EVALUACIÓN. ➤ Trabajo y participación en clase ➤ Desarrollo de las actividades propuestas ➤ Puntualidad y calidad del trabajo en la entrega ➤ Trato respetuoso con compañeros y docentes Fuentes de consulta o material de apoyo https://www.youtube.com/watch?v=WnVFcngVj-Y&ab_channel=AmigosdelaQu%C3%ADmica tipos de enlace químico	



CONTEXTO HISTÓRICO: la observación de la naturaleza condujo a indagar y explorar el porqué del comportamiento de la materia y a realizar inicialmente especulaciones sobre las fuerzas que dan lugar a la unión de los átomos.

Demócrito	Los átomos tenían ganchos que los mantenían unidos.
Berzelius y Arrhenius	Las fuerzas eléctricas son las que mantienen unidos los átomos de los compuestos-
Richard Abbe (1904)	Fue el primero en relacionar la valencia química con la configuración electrónica.
Albrecht Kossel, Gilbert Lewis, Irving Langmuir (1919)	Introducen el concepto de electrovalencia por transferencia de electrones, teoría del enlace químico en el que se comparten electrones y el concepto de enlace covalente.

Cuando se forma un enlace químico, los átomos adquieren, ceden o comparten electrones, de tal manera que la capa más externa o de valencia de cada átomo contenga 8 electrones. Este principio se conoce como **LA REGLA DEL OCTETO**.

ELECTRONEGATIVIDAD. Es el número positivo que representa la habilidad de un átomo para atraer y sostener los electrones de enlace. Esta propiedad depende del potencial de ionización y la afinidad electrónica. Linus Pauling desarrolló una escala de electronegatividad en la que asignó al flúor (F) el número 4, que es el elemento con la capacidad más grande para atraer electrones. El elemento que más débilmente sostiene los electrones es el francio (Fr) y tiene el valor más bajo de 0,7.

Electronegatividad

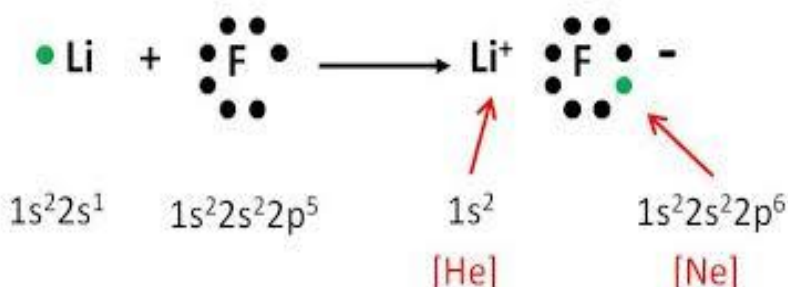
11	22,9898
0,93	1
892	Na
97,8	
0,97	
(Ne)3s ¹	
Sodio	

ENLACE IÓNICO. Cuando dos átomos de elementos uno metálico y uno no metálico, con una gran diferencia de electronegatividad, forman un enlace químico donde uno de los átomos cede electrones y el otro los recibe para completar ocho electrones en su último nivel de energía, formando un compuesto iónico. Debido a este intercambio electrónico, los átomos se cargan positivamente al ceder electrones o se cargan negativamente al recibirlos, estableciendo así una fuerza de atracción electrostática que los enlaza.

Al enlace iónico también se le conoce como enlace electrovalente, y se forma principalmente entre átomos con marcada diferencia de electronegatividades.

Si la diferencia de electronegatividad es mayor a 1,7 el enlace es iónico.

En el caso del LiF es: F=4,0; Li: 0,98; entonces 4 - 0,98 = 3,02; la diferencia es mayor a 1,7; por lo tanto, el enlace es IÓNICO.



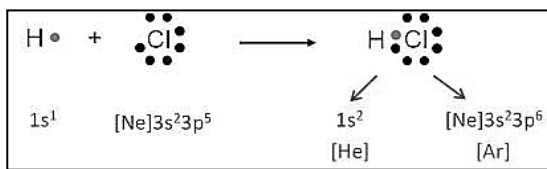
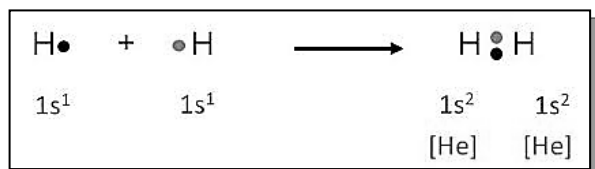
En el enlace iónico, los metales tienden a perder uno, dos o tres electrones del nivel de energía más externo, debido a que presentan baja energía de ionización y, así, adquieren estabilidad formando una partícula con carga positiva, llamada **catión**. Los no metales con cinco, seis o siete electrones en el nivel de energía más externo, tienden a ganar tres, dos o un electrón respectivamente, originando una partícula con carga negativa, llamada **anión**.

Los iones se representan con el símbolo del elemento del cual provienen seguido de la carga del ion como superíndice; ejemplo Mg⁺², Cl⁻¹, Fe⁺³

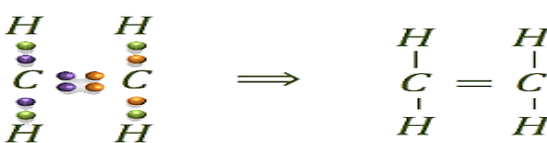
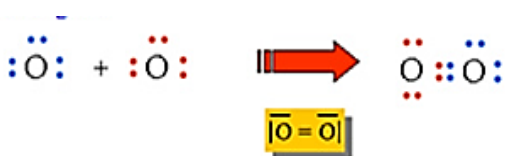
ENLACE COVALENTE. Un enlace covalente entre dos átomos se produce cuando estos átomos se unen, para alcanzar ocho electrones en su último nivel de energía, (Ley del octeto). En este enlace entre dos átomos surge al compartir uno o más pares de electrones, en esta unión los electrones son aportados por los dos átomos para construir el denominado par electrónico, el cual es compartido, es decir, pertenece a los dos átomos.

ENLACES COVALENTES SEGÚN EL NÚMERO DE ELECTRONES COMPARTIDOS.

- A. Enlace covalente sencillo:** en este enlace se comparte un par de electrones, donde cada átomo de los que intervienen en el enlace aporta uno, este tipo de enlace se puede realizar entre átomos iguales o entre átomos diferentes. Ejemplos:
Se pueden representar H - H ; H₂ Se puede representar H - Cl; HCl



- B. Enlace covalente doble:** en este, cada uno de los átomos comparte dos pares de electrones, son 4 los electrones que participan en el enlace, estos se denominan electrones enlazantes. Ejemplos:

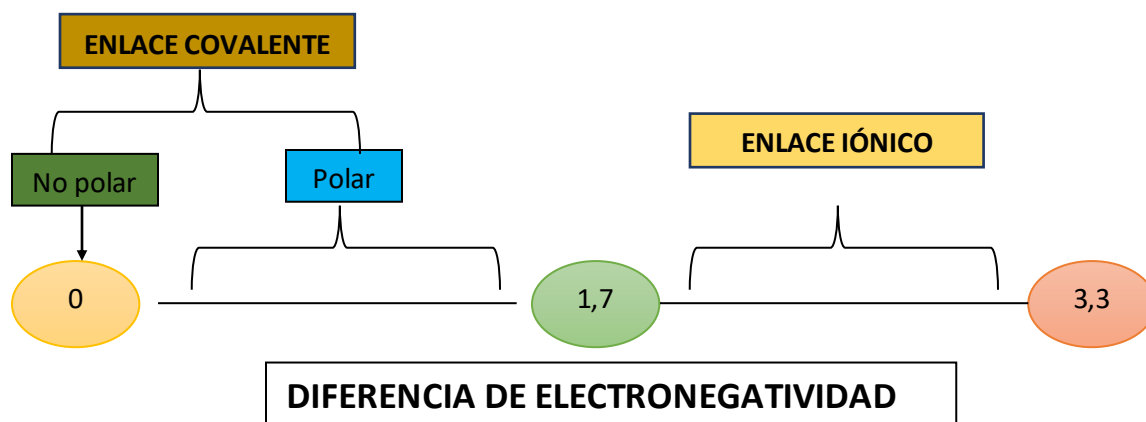


- C. Enlace covalente triple:** existe la unión entre átomos que comparten tres pares de electrones, los seis electrones. Ejemplos:



ENLACES COVALENTES SEGÚN LA DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD

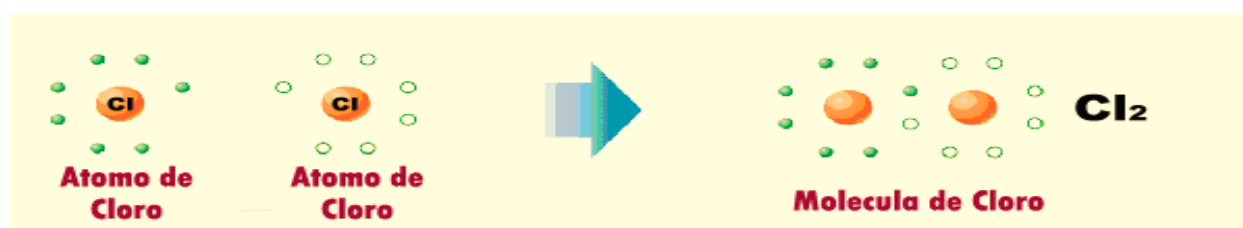
Los enlaces covalentes pueden ser **no polares** y **polares**, dependiendo de la diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman el enlace.



A. Covalente no polar o apolar: este tipo de enlace se presenta cuando los átomos que comparten electrones tienen igual o muy semejante electronegatividad y la diferencia entre ellos está entre 0 y 0,8, los electrones son atraídos con igual fuerza por los dos núcleos de los átomos, ocasionando que los electrones se sitúen en el centro de ellos; esto explica la neutralidad eléctrica de las moléculas. Ejemplo: ¿qué tipo de enlace presenta el Cl_2 ?

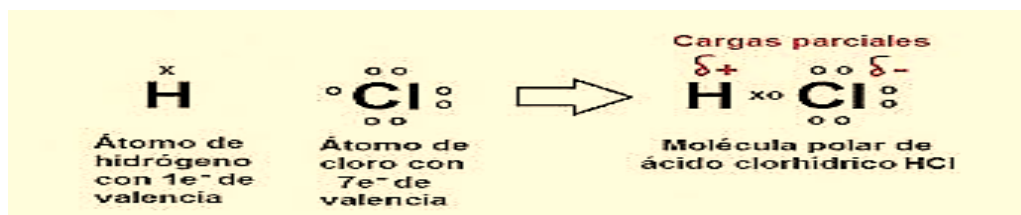
Cl_2 : tenemos una molécula formada por dos átomos de cloro, se revisa el valor de la electronegatividad de los elementos involucrados; Cl: 3,16

Diferencia de electronegatividad: $3,16 - 3,16 = 0$, esto quiere decir que el enlace es covalente no polar



B. Covalente polar: los electrones compartidos no son atraídos de la misma manera por los núcleos de los átomos, formando polos o densidades de carga parcialmente negativa y polos parcialmente positivos. Esto sucede cuando los elementos que se unen presentan diferente electronegatividad y su diferencia está entre 0,8 y 1,7.

Ejemplo: ¿qué clase de enlace se presenta en la molécula de HCl ? Revisamos el valor de la electronegatividad de cada elemento; Cl: 3,16, H: 2,20, diferencia: $3,16 - 2,20 = 0,98$ por lo tanto el enlace es covalente polar



ACTIVIDAD 1

- Realizar una tabla comparativa con las características del enlace covalente y del enlace iónico teniendo en cuenta lo siguiente:
 - ¿Cómo se forma?
 - ¿Qué compuestos lo presentan?
 - ¿Qué propiedades presentan los compuestos de acuerdo al tipo de enlace?
- Definir los siguientes términos:
 - Enlace químico
 - Valencia
 - Regla del octeto
 - Electronegatividad
- Con base en los valores de electronegatividad indicar si los siguientes pares de elementos forman enlaces iónicos o covalentes (polar o no polar)

	PARES DE ELEMENTOS	ELECTRONEGATIVIDAD DE CADA ELEMENTO	DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD	TIPO DE ENLACE
Ejemplo	N - H	N: 3,04 H: 2,20	$3,04 - 2,20 = 0,84$	Covalente polar
A	Ca - Cl			
B	Na - Cl			
C	S - O			
D	Cs - Br			
E	O - H			

- Utiliza la estructura de Lewis para representar las moléculas de los siguientes compuestos:
 - H_2O
 - CO_2
 - NH_3

GEOMETRÍA MOLECULAR DE LOS ENLACES QUÍMICOS: corresponde a la disposición tridimensional de los átomos en una molécula y desempeña un papel importante en los procesos bioquímicos y propiedades químicas de las moléculas. Para construir la forma molecular a partir de la estructura de Lewis se emplea el **modelo de repulsión del par electrónico de la capa de valencia (RPECV)**, que permite predecir las estructuras moleculares aproximadas cuando las moléculas están formadas por no metales. El principio básico del modelo es que cada grupo de electrones de valencia alrededor del átomo central está localizado lo más retirado posible de los otros, a fin de minimizar las repulsiones.

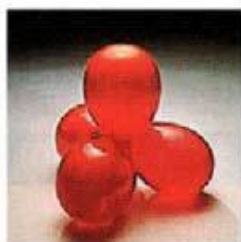
MOLÉCULAS SIN PARES DE ELECTRONES LIBRES

AX_2	AX_3	AX_4	AX_5	AX_6
2 pares de e ⁻ de enlace	3 pares de e ⁻ de enlace	4 pares de e ⁻ de enlace	5 pares de e ⁻ de enlace	6 pares de e ⁻ de enlace
180°	120°	109.5°	90 y 120°	90°
Lineal	Triangular plana	Tetraédrica	Bipirámide trigonal	Octaédrica

ACTIVIDAD 2. Laboratorio.

Materiales: 6 globos, transportador.

Procedimiento: inflar los 6 globos e irlos uniendo por la parte superior de la siguiente manera: dos, tres, cuatro, cinco o seis globos.



Medir los ángulos formados a medida que se van agregando globos.

Cantidad de globos	Ángulo formado	Forma molecular

Observaciones: _____

Conclusiones: _____
