INSTITUCIÓN EDUCATIVA FEDERICO SIERRA ARANGO
Resoluciones Dptales. 15814 de 30/10/2002 - 9495 de 3/12/2001
NIT: 811039779-1 DANE: 105088001750
Bello – Antioquia

INSTRUCTIVOS QUÍMICA. NOVENO FESA 2021 **john.perez@virtual.edu.co** **https://meet.google.com/lookup/gnwgjicrlb**		
ASIGNATURA: QUÍMICA	**GRADO:** 9°	**FECHA:** 5 abril de 2021
CONTENIDO TEMATICO: tabla periódica, electronegatividad, configuración electrónica, enlace químico		
DOCENTE: John Jairo Perez		
OBSERVACIONES: Todo el proceso se realizará por medio de la plataforma ***ClassRoom***, con el correo institucional.		

ENLACE QUÍMICO
Enlace Covalente y estructura de Lewis

SEMANA DEL 5 AL 16 DE ABRIL

Objetivo de aprendizaje
- Reconoce las fuerzas que originan los enlaces químicos y la importancia de estos en la formación de compuestos.
- Diferencia los tipos de enlace y explico la formación de moléculas y los estados de la materia a partir de fuerzas electrostáticas.

INDICACIONES

Resolver ***Individualmente*** los puntos propuestos en la presente guía, los cuales pueden hacerse y entregarse por medio de:
- documento Word
- en el cuaderno o en hojas de block de manera muy organizada y con letra legible, tomarle fotos con buena iluminación y buen enfoque y unirlas por medio de aplicación camscanner, Adobe scan o similares.
- en cualquiera de los casos ***tiene*** haber una portada rigurosamente presentada

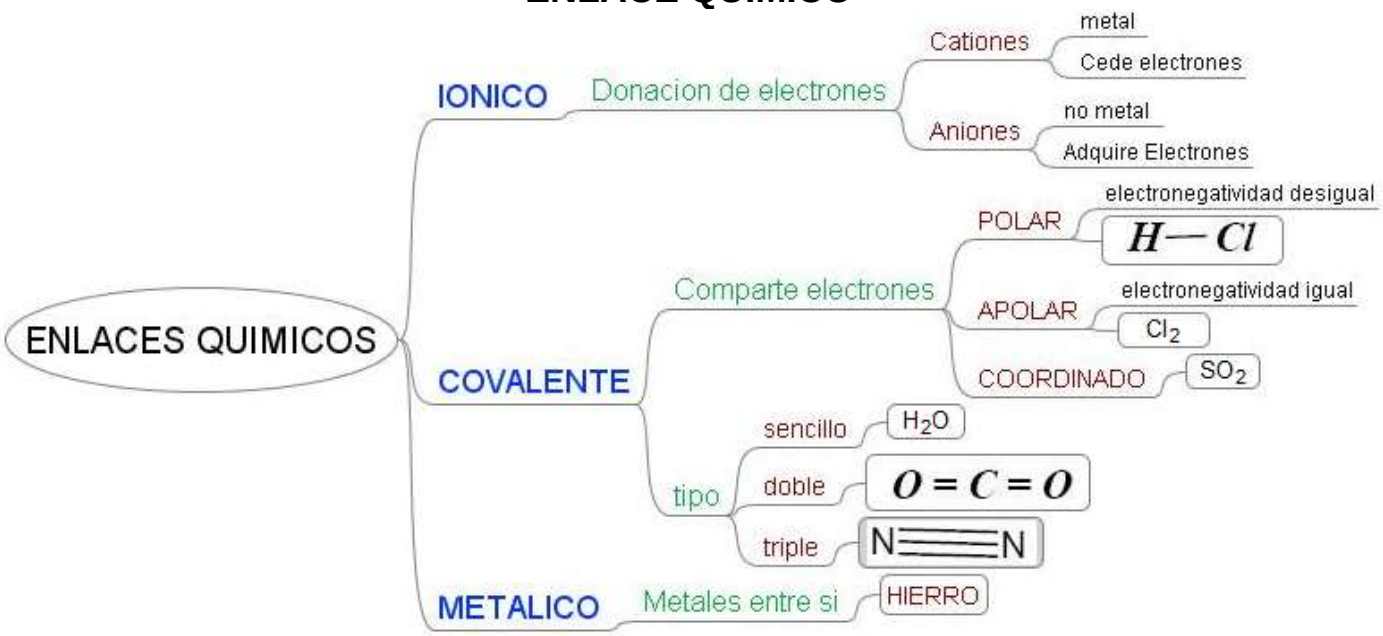
Por ultimo subir el archivo a la plataforma ***ClassRoom*** dentro del plazo propuesto por el docente. En caso que el documento sea de gran tamaño subirlo a la nube, DropBox, OneDrive, Drive, ... para luego pegar el link en la plataforma ***ClassRoom***

Como apoyo al proceso, durante las asesorías semanales se darán explicaciones sobre los conceptos básicos y se resolverán dudas sobre la solución del taller mismo.

RUBRICA DE EVALUACIÓN

- Entrega dentro del plazo establecido por el docente.
- Buen uso de herramientas TIC para edición de fotografía y/o documento.
- Orden y claridad en la solución de las diferentes actividades o puntos propuestos.
- Uso correcto y adecuado de la terminología química en las explicaciones solicitadas.

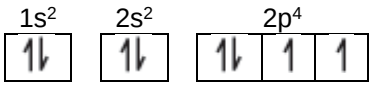
ENLACE QUIMICO



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

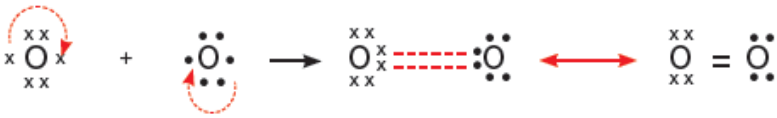
Los átomos se unen para formar otras especies químicas que poseen menor contenido energético que las especies atómicas de procedencia. La distancia a la que se colocan los átomos es a la que se desprende mayor energía (al formarse un enlace se desprende energía) produciéndose la máxima estabilidad. Los átomos consiguen su máxima estabilidad adquiriendo la configuración electrónica de gas noble (ns^2p^6) y con este fin se unen formando agregados superiores (moléculas y cristales). Sin embargo, los responsables de que dicho enlace se lleve a cabo son los **electrones de valencia**, los cuales se localizan en el último nivel de energía de cada átomo. Al respecto, Gilbert M. Lewis y Walter Jossel en 1916 plantearon que la mayoría de los átomos tenían la propiedad de ceder o recibir electrones, de tal manera que su última órbita tenga 8 electrones. A este planteamiento se le conoce como la **regla del octeto**.

En la **Notación de Lewis**, los electrones del último nivel de energía se representan a través de puntos o cruces alrededor del símbolo químico del elemento. Por ejemplo, la configuración electrónica del oxígeno (O) Z = 8 es:



Se puede observar que existen 6 electrones de valencia, lo que en notación de Lewis se expresa como:

Así, por ejemplo, la formación de la molécula diatómica de oxígeno se expresa de la siguiente forma según la notación de Lewis:



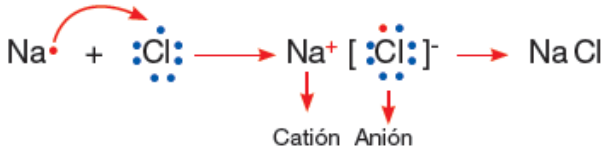
Los átomos podrán unirse de modo general de tres formas diferentes, dando lugar a los tres tipos de enlace generales:

ENLACE IÓNICO. Se forma por la atracción electroestática de iones de signo opuesto, catión y anión. Se forma por la transferencia de electrones de elementos electropositivos (con mucha tendencia a perder electrones) a la nube electrónica de elementos electronegativos (con mucha tendencia a ganar electrones). Este se presenta principalmente cuando la diferencia de electronegatividades (ΔEN) entre los átomos participantes es mayor o igual a 1,7.

Ejemplo 1: Unión del sodio y el cloro.

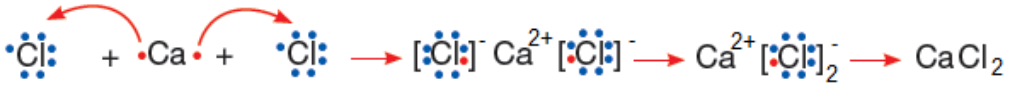
La diferencia de electronegatividad será: $\Delta EN = E_{Na} - E_{Cl} = |0{,}9 - 3{,}0| = 2{,}1$ (mayor a 1,7)

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^1} + 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^5} \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6 \quad 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^6}$$



Ejemplo 2: Unión del calcio con el cloro.

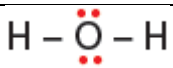
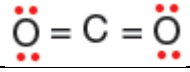
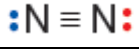
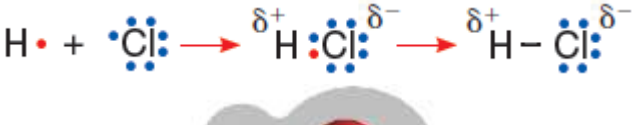
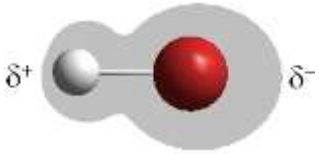
La diferencia de electronegatividad será: $\Delta EN = E_{Cl} - E_{Ca} = |3{,}0 - 1{,}0| = 2{,}0$ (mayor a 1,7)



ENLACE COVALENTE.

Es aquel que se forma cuando los átomos participantes tienen electronegatividades similares o iguales, produciendo una diferencia menor a 1,7. Así, a diferencia del enlace iónico, no se forman iones, puesto que los electrones no se transfieren de un átomo a otro; por el contrario, se comparten; aquí se forman moléculas verdaderas. Las sustancias que contienen únicamente enlaces covalentes existen como agregados de moléculas. Pero no usamos el término molécula cuando hablamos de compuestos enlazados iónicamente, por ejemplo NaCl, porque tales sustancias existen como grandes agregados de iones positivos y negativos, no son moléculas.

Según el número de electrones de valencia compartidos y según la diferencia de electronegatividad el enlace covalente se puede clasificar en:

Clasificación	Característica	Ejemplo		
Simple o sencillo	Se comparte un par de electrones.	Agua (H_2O)		
Doble	Se comparten cuatro electrones (dos pares).	Dióxido de carbono (CO_2)		
Triple	Los electrones compartidos son seis (tres pares).	Nitrógeno (N_2)		
Apolar	Unión de átomos con la misma electronegatividad (**ΔEN** = 0)	Fluor (F_2)		
Polar	Cuando la diferencia de electronegatividad (**Δ*EN***) es inferior a 1,7	Ácido clorhídrico (HCl)		

ESTRUCTURA DE LEWIS

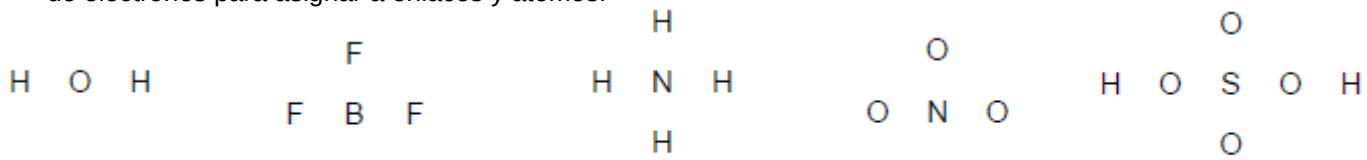
En 1916 Gilbert Newton **Lewis,** Físico y químico norteamericano, estableció un método para explicar de forma sencilla y esquemática el enlace en función de la compartición de los electrones en la capa de valencia. Este método es utilizado para explicar de forma muy sencilla el enlace químico. Como ya explicó antes los átomos tienden a rodearse de ocho electrones en su capa más externas cumpliendo la regla del octeto alcanzando así su máxima estabilidad.

No todos los compuestos se pueden explicar por esta teoría.

En rigor la teoría de Lewis solo la cumplen prácticamente los elementos del segundo periodo. Hay por tanto notables excepciones a esta regla.

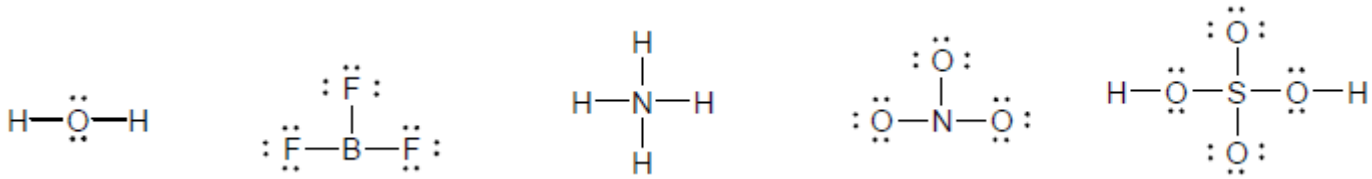
Para la representación de las estructuras de Lewis se siguen los siguientes pasos:

1. Elegir el átomo central, que será generalmente el menos electronegativo, exceptuando el H (y generalmente el F) que siempre son terminales porque solo pueden formar un enlace. En los compuestos orgánicos siempre es el C (excepto en los éteres).
2. Alrededor del átomo central se sitúan los demás (ligandos) de la forma más simétrica posible. Siempre que estén presentes hidrogeno y oxigeno formarán en enlace H - O.
3. *Calcular el número total de electrones de valencia de todos los átomos, añadiendo la carga neta si la hay* (ejemplos: si la carga neta es -2, añadir dos electrones; si la carga neta es +1, restar un electrón). Tendremos así el número total de electrones para asignar a enlaces y átomos.



agua, H_2O	trifluoruro de boro, BF_3	ion amonio, NH_4^+	ión nitrato, NO_3^-	ácido sulfúrico, H_2SO_4
8 electrones	24 electrones	8 electrones	24 electrones	32 electrones

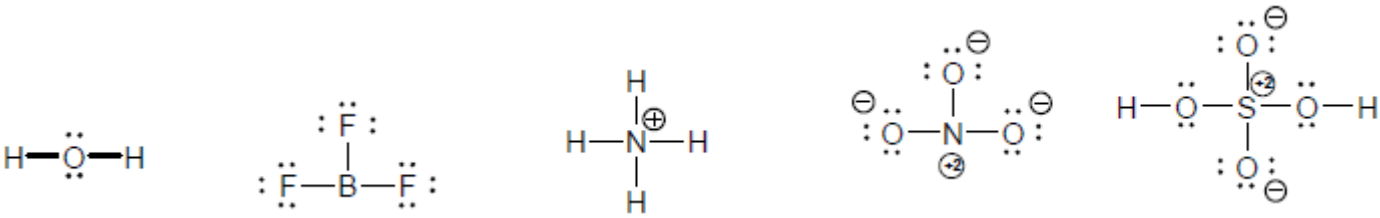
4. Se unen todos los átomos entre sí y al átomo central por medio de enlaces sencillos. Comenzando por los ligandos y terminando en el átomo central, asignar los electrones restantes, en forma de pares, a cada átomo hasta completar el octeto. El H cumple con 2. En general los átomos centrales del 2º período cumplen con 8 electrones, excepto Be con 4 y B con 6.



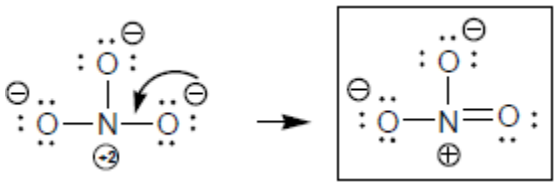
5. *Calcular la carga formal de cada átomo comenzando por el central*. La carga formal es la carga hipotética que tiene cada átomo en la estructura de Lewis y se obtiene por diferencia entre los electrones de valencia del átomo libre y los asignados en la estructura a dicho átomo, es decir:

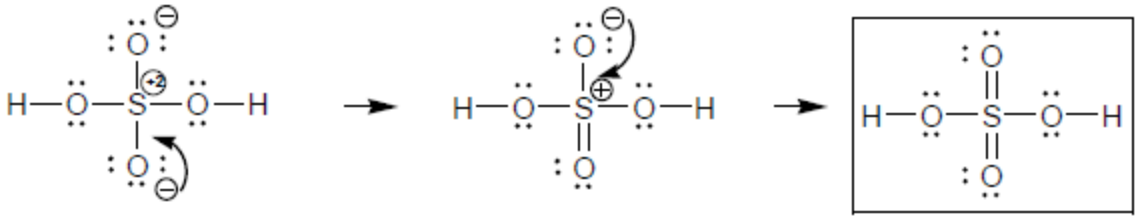
$$C_f = \#\bar{e}\ \text{valencia} - \#\bar{e}\ \text{asignados}$$
$$C_f = \#\bar{e}\ \text{valencia} - (\#\bar{e}\ \text{no enlazantes} + \#\text{enlaces})$$

- Para moléculas neutrales la suma de cargas formales debe ser cero.
- Para cationes la suma de cargas formales debe ser igual a la carga positiva.
- Para aniones la suma de cargas formales debe ser igual a la carga negativa.



6. Si la carga formal del átomo central es igual a la carga neta de la molécula o si es negativa, entonces la estructura es correcta y se termina aquí el *proceso*. En caso contrario, modificar la estructura formando un doble enlace entorno al átomo central desplazando un par no enlazante del ligando negativo al átomo central, lo que cancela un par de cargas formales, una negativa y otra positiva.





Se prefiere la estructura sin cargas o con la mínima carga formal, o con el menor número de átomos con carga formal. Las estructuras con cargas formales del mismo signo en átomos adyacentes son poco probables. Si debe tener carga formal, se prefiere que la carga negativa se sitúe en el átomo más electronegativo.

ACTIVIDADES

1. Utiliza los **valores de la electronegatividad (Δ*EN*)** para predecir el tipo de enlace que se presenta entre los siguientes pares de elementos.

	Símbolo		**es valencia**		**E. Lewis**	
	1	**2**	**1**	**2**	**1**	**2**
Dos elementos del mismo grupo						
Dos elementos de un mismo período						
Dos elementos metálicos						
Dos elementos no metálicos						
Dos elementos estables						

2. Utiliza la estructura de Lewis para representar las moléculas de los siguientes compuestos:

   a. Óxido de litio (Li_2O). Compuesto presente en las minas de sal del cual se obtiene el litio puro para fabricar baterías entre otros usos.
   b. Amoniaco (NH_3). Es usado en diversos productos de limpieza domésticos.
   c. Dióxido de carbono (CO_2). Se produce en las combustiones.
   d. Yoduro de potasio (KI). Tiene aplicaciones beneficiosas para la salud.
   e. El metano (CH_4), principal componente de gas domiciliario.
   f. El ácido hipocloroso (HClO) usado como desinfectante.