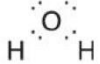
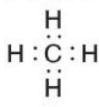
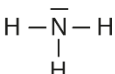




INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Undécimo

Área	Ciencias Naturales	Inicio	7 de mayo	Docente	Yuris A. Rojas R.
Asignatura	Química	Entrega	25 de mayo	Teléfono	3017831234
Eje Temático	EL ENLACE QUÍMICO				
Objetivos de Aprendizaje	-Identificar las clases de enlace químico, su relación con la formación y comportamiento de compuestos químicos.				
FASES	ACTIVIDADES				
INTRODUCCIÓN	El químico estadounidense Gilbert Newton Lewis introdujo la llamada notación de Lewis para representar los átomos y sus enlaces. Para representar un átomo, escribimos el símbolo del elemento y lo rodeamos de tantos puntos como electrones de valencia tenga. Agua, H₂O Metano, CH₄ Amoníaco, NH₃    Para representar una molécula, colocamos los electrones del enlace entre los átomos que lo forman:    Es frecuente sustituir los pares electrónicos por guiones. Así, tendremos:				
	1. Realiza las representaciones de Lewis de los siguientes elementos: zinc, francio, helio, bario y wolframio. 2. Grafica la estructura de Lewis del óxido de dicloro (Cl₂O).				
DESARROLLO	Regla del octeto Los gases nobles no presentan ninguna tendencia a reaccionar ni a formar agrupaciones de átomos y ello es debido a que poseen una gran estabilidad. El análisis de sus configuraciones electrónicas muestra que, a excepción del helio, los gases nobles tienen ocho electrones en su nivel más externo. Por ello, en general, y aunque existen excepciones, se admite que los átomos de los elementos se rodeen de ocho electrones en el subnivel más externo para ganar estabilidad. Este comportamiento recibe el nombre de regla del octeto. Así, los átomos de los elementos tienden a ganar, perder o compartir electrones para conseguir que su nivel más externo adquiera la configuración de gas noble. Esta regla solo es una aproximación útil para comprender los enlaces. En muchas moléculas aparecen átomos rodeados por un número menor o mayor de ocho electrones. La gran estabilidad de los gases nobles se debe a los ocho electrones de su estructura electrónica ns² np⁶. En el caso del primer gas noble, el helio, la estructura es 1s², y a ella tienden, por ejemplo, el Li y el Be. 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.				



Energía y estabilidad

Para que se forme cualquier tipo de enlace estable, el sistema resultante debe tener menos energía que el que constituían las partículas aisladas. Es más, cuanto mayor sea la disminución de energía, mayor será la estabilidad del enlace y del sistema formado. La variación de la energía potencial cuando dos átomos o iones se acercan uno a otro para formar un enlace, resulta en:

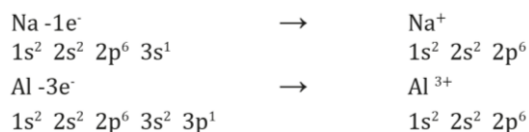
-  La energía de repulsión (a) es la energía absorbida debido a la existencia de fuerzas repulsivas entre nubes electrónicas. Esta aumenta al disminuir la distancia entre los núcleos.
-  La energía de atracción (b) es la energía desprendida debido a la presencia de fuerzas atractivas entre iones de carga opuesta. Esta disminuye cuando los núcleos se acercan.

El resultado es la formación de una agrupación estable, acompañada de un desprendimiento de energía: la energía de enlace.

3. Teniendo en cuenta el número atómico de los elementos siguientes, indica cuántos electrones tiene cada uno en el nivel más externo: carbono ($Z = 6$), nitrógeno ($Z = 7$), oxígeno ($Z = 8$) y cloro ($Z = 17$).
 - Señala cuántos electrones debe adquirir cada uno de ellos para conseguir el octeto electrónico.
4. Escribe la estructura electrónica de los gases nobles He, Ne, Ar, Kr, Xe y Ra cuyos números atómicos son, respectivamente, 2, 10, 18, 36, 54 y 86.
 - A partir de su estructura, justifica su estabilidad.
5. La estructura electrónica externa $1s^2$ es también particularmente estable.
 - a. Indica a qué gas noble corresponde.
 - b. Señala cuántos electrones debe intercambiar

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.



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS

PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA

FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

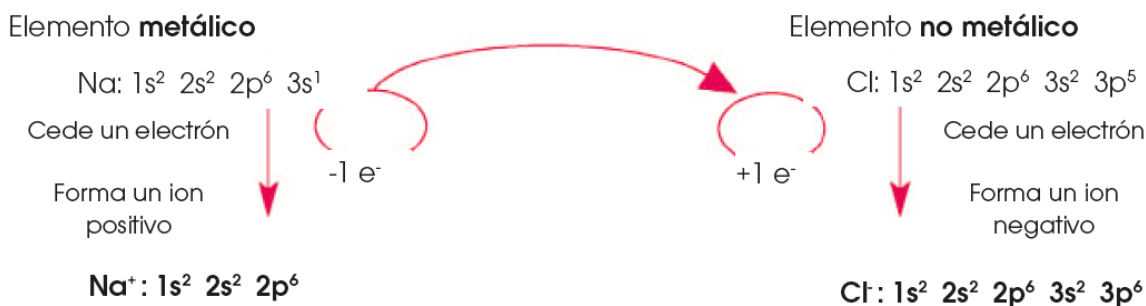
GRADO: Undécimo

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.

Estos iones se unen de manera estable mediante enlace iónico y forman los compuestos iónicos.

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.



A un ion lo representamos mediante el símbolo de su elemento, con un superíndice a la derecha que indica la carga que posee mediante un número y el signo + o el signo -.

Los cationes han perdido electrones en el número que indica la carga positiva. Por ejemplo, $2+$ indicará que ese átomo ha perdido dos electrones.



Los aniones han ganado electrones, en el número que indica la carga negativa. Por ejemplo, $2-$ indicará que ese átomo ha ganado dos electrones.



ENLACE QUÍMICO

Las fuerzas que unen a los átomos, los iones o las moléculas que forman las sustancias químicas (elementos y compuestos) de manera estable se denominan enlaces químicos. En la formación de un enlace, los átomos tienden a ceder, ganar o compartir electrones hasta que el número de estos sea igual a ocho en su nivel de valencia.

CLASES DE ENLACES

ENLACE IÓNICO

Los iones son átomos o grupos de átomos que poseen cargas positivas o negativas por haber cedido o adquirido electrones. Según sea su estructura electrónica, cada átomo cede o recibe un número determinado de electrones hasta adquirir la configuración estable de gas noble. De esta forma adquiere una cierta carga positiva o negativa, a la que denominamos valencia iónica. La valencia iónica de un elemento es la carga que adquieren sus átomos al convertirse en iones positivos o negativos.



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Undécimo

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 ($Z = 18$).



Por tanto, su valencia iónica es $1+$. Del mismo modo ocurre con otros elementos.

ELEMENTO	Z	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	ION	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	VALENCIA IÓNICA
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al^{3+}	$1s^2 2s^2 2p^6 (= Ne)$	$3+$
Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	Ca^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 (= Ar)$	$2+$
Br	35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	Br^-	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 (= Kr)$	1^-
P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	P^{3-}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 (= Ar)$	3^-

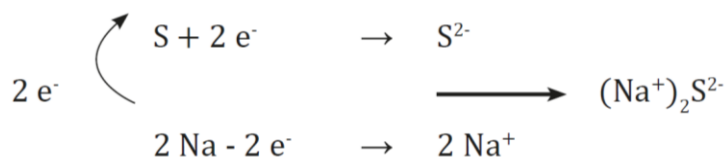
Al convertirse los átomos en iones positivos o negativos se produce una transferencia de electrones. El resultado de estas fuerzas se conoce con el nombre de enlace iónico. El enlace iónico es la unión resultante de la presencia de fuerzas electrostáticas entre iones positivos y negativos para dar lugar a la formación de un compuesto constituido por una red cristalina iónica.

COMPUESTO IÓNICO	FÓRMULA EMPÍRICA	IONES
Cloruro de sodio	NaCl	$Na^+ \quad Cl^-$
Nitrato de calcio	$Ca(NO_3)_2$	$Ca^{2+} \quad (NO_3^-)_2$
Óxido de litio	Li_2O	$Li^+ \quad O^{2-}$
Hidróxido de potasio	KOH	$K^+ \quad OH^-$

Muchas sustancias presentan ciertas propiedades, tales como la solubilidad en el agua, que no pueden justificarse si no se acepta que están constituidas por iones positivos y negativos en lugar de átomos o moléculas neutras. Son los compuestos iónicos. Estos compuestos se presentan en forma de sólidos cristalinos constituidos por iones positivos y negativos.

Compuestos iónicos

Al enlace iónico lo presentan las sales, tanto binarias como de orden superior, y ciertos óxidos e hidróxidos, principalmente de elementos metálicos. Por ejemplo, al compuesto iónico sulfuro de sodio, formado por la unión del sodio con el azufre, podemos expresar:



Cada átomo de sodio cede un electrón al átomo de azufre. Este se convierte en un ion con dos cargas negativas, mientras se forma el ion sodio con una carga positiva.

Propiedades de las sustancias iónicas

Las sustancias iónicas pueden tener las siguientes propiedades:

-  A temperatura ambiente son sólidos de elevado punto de fusión.
-  Son solubles en agua.



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Undécimo

En disoluciones acuosas o fundidas conducen corriente eléctrica, pero no en estado sólido.

ENLACES COVALENTES

En ocasiones los átomos neutros que forman algunas sustancias permanecen unidos por un enlace distinto del iónico: el enlace covalente. Los átomos enlazados de esta forma suelen formar entidades discretas que denominamos moléculas.

Estructuras de Lewis de las moléculas poliatómicas Modelo de Lewis 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.

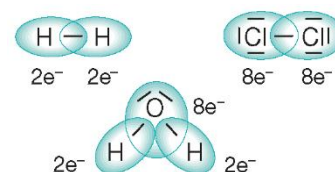
Mientras que en el enlace iónico los átomos logran adquirir la estructura de gas noble mediante la transferencia de electrones, en el enlace covalente se llega al mismo resultado al compartir electrones entre dos átomos.

Los enlaces covalentes consisten en la unión de dos átomos que comparten uno o más pares de electrones. Es el caso, entre otros muchos, de la molécula de flúor, F_2 .

Clases de enlaces covalentes

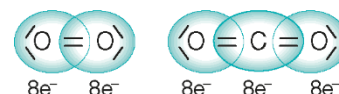
Enlace simple

Los dos átomos comparten un par de electrones. Por ejemplo, las moléculas de H_2 , Cl_2 y H_2O .



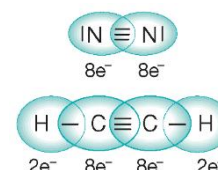
Enlace doble

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).



6. Escriban las estructuras de Lewis de los siguientes átomos: bromo, magnesio, fósforo, oxígeno, carbono y argón.

7. 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 .

8. Escriban las estructuras de Lewis de los iones: Br^- , O^{2-} y P^{3-} .



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Undécimo

Propiedades de las sustancias covalentes

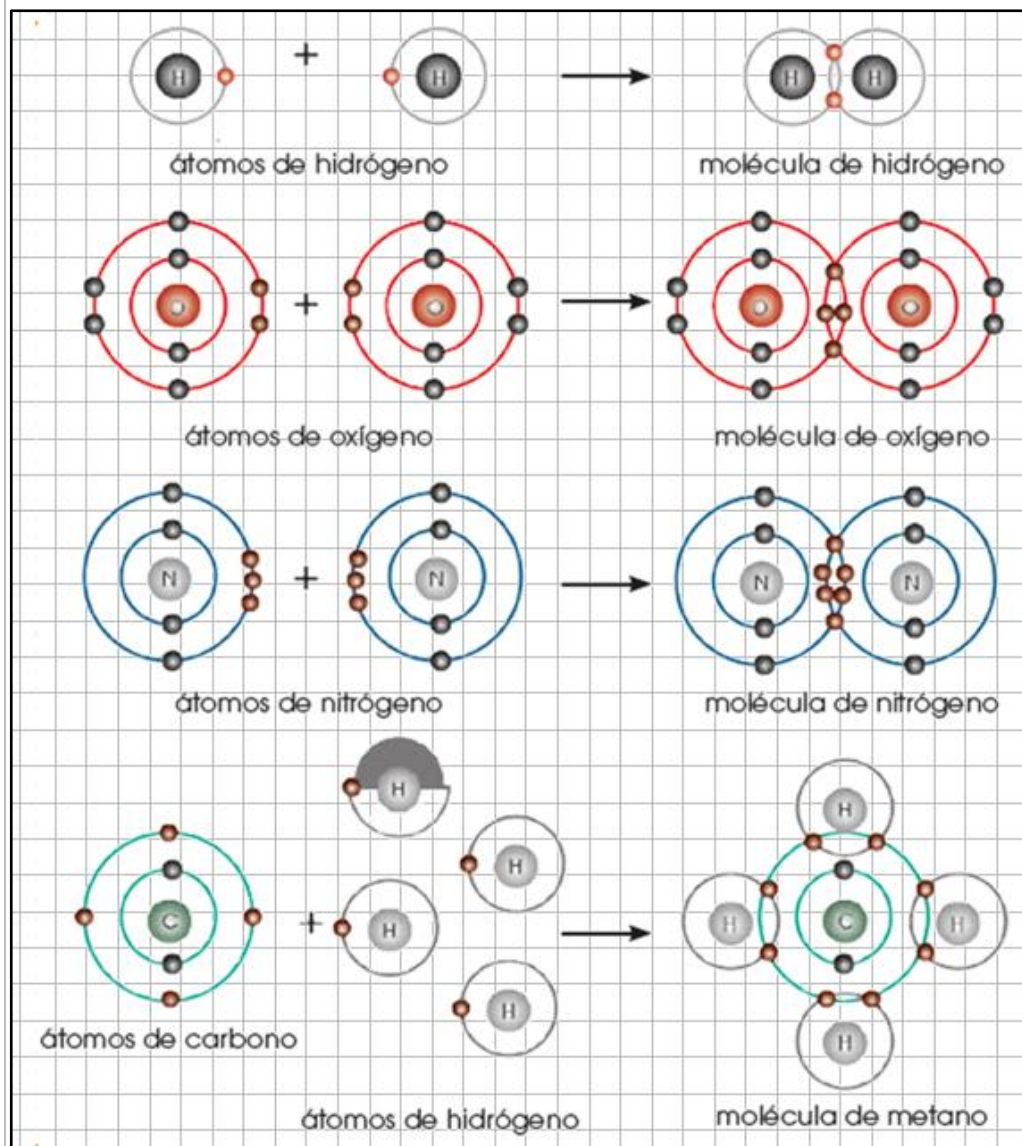
Los enlaces covalentes se forman al unirse los elementos no metálicos, localizados a la derecha de la tabla periódica. Algunos átomos pueden formar dos o más enlaces covalentes, según el número de electrones que necesitan para completar el octeto y alcanzar la configuración estable de gas noble.

Moleculares

-  A temperatura ambiente son líquidos o gases de bajo punto de fusión.
-  Existen moléculas solubles en agua y otras solubles en disolventes orgánicos.
-  No conducen corriente eléctrica y tampoco el calor.

Cristalinas

-  A temperatura ambiente son sólidos con un punto de fusión muy elevado.
-  Son insolubles en casi todos los disolventes.
-  No conducen corriente eléctrica.



Fuerzas intermoleculares: son las fuerzas de atracción existentes entre las moléculas de las sustancias covalentes.



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Undécimo

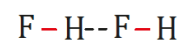
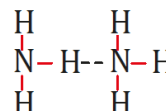
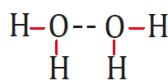
Fuerzas de atracción intermolecular

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 dos clases: fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno.

Puente de hidrógeno

Es un tipo especial de interacción electrostática; es decir, es un enlace intermolecular más intenso que las fuerzas de Vander 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,



$\cdots$ Enlace de hidrógeno $-$ Enlace covalente polarizado

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. 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.

ENLACE METÁLICO

El enlace metálico es la fuerza atractiva que existe en los metales entre los iones positivos y los electrones móviles de valencia que los rodean. Los metales son los elementos más numerosos de la tabla periódica y están situados a la izquierda y en el centro de esta. Así, son metales el sodio, el magnesio, el titanio, el hierro o la plata.

Estructura interna de los metales

-  Los átomos de los metales no forman moléculas, sino que se colocan ordenadamente y constituyen una estructura cristalina lo más compacta posible.
-  Cada átomo se desprende de sus electrones de valencia convirtiéndose en ion positivo.
-  Los electrones de valencia de todos los átomos forman una nube electrónica capaz de desplazarse entre los huecos de la estructura.
-  La interacción entre la nube de electrones y los iones positivos asegura la estabilidad del metal. Esta unión constituye el enlace metálico.



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
FORMATO DE GUÍA PEDAGÓGICA

GRADO: Undécimo

AFIANZAMIENTO	UNIDADES ESTRUCTURALES DE LAS SUSTANCIAS pueden ser IONES positivos y negativos unidos por Enlace Iónico resultando Compuestos iónicos por ejemplo Na⁺ Cl⁻ ÁTOMOS que se unen por Enlace Metálico resultando Sustancias metálicas por ejemplo Al MOLÉCULAS que se unen por Enlace Covalente resultando Sustancias covalentes atómicas por ejemplo SiO₂ Enlaces intermoleculares resultando Sustancias covalentes moleculares por ejemplo H₂O ENLACES QUÍMICOS ----- Enlace Iónico ----- Enlace Metálico ----- Enlace Covalente ----- Enlaces intermoleculares
EVALUACIÓN	1. Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a. En la formación de enlaces covalentes los átomos comparten todos los electrones que poseen en su nivel más externo. b. En la red iónica cristalina de los metales no hay iones negativos. c. Los metales son siempre sólidos a temperatura ambiente. 2. Escribe las configuraciones electrónicas del flúor, el rubidio y el calcio. 3. Razona qué tipo de enlace se dará en los siguientes casos y qué sustancia se formará. a. Rb y F b. F y F c. F y Ca 4. Escribe las estructuras electrónicas de los iones S²⁻, I¹⁻, Cu²⁺, Ag¹⁺ y Fe²⁺. 5. ¿Cuál es la principal diferencia entre los dos tipos de fuerzas intermoleculares: las fuerzas de Van der Waals y el enlace o puente de hidrógeno? 6. El cobre es el metal utilizado comúnmente para fabricar los hilos de las instalaciones eléctricas. ¿En qué propiedades del metal se basa esta importante aplicación práctica?
RECURSOS	- Guía didáctica. - Archivos multimedia de las referencias. - Sesión virtual a través de WhatsApp. - Blog de docente: https://yrojasbactso.wixsite.com/maestro
BIBLIOGRAFÍA	Observa estos datos curiosos:  Enlaces químicos. https://es.khanacademy.org/science/chemistry/chemical-bonds  Estructuras de Lewis. https://www.youtube.com/watch?v=dWh4wf5VgMs  Introducción a los metales. https://www.youtube.com/watch?v=m9BrdcY8YE4