

**CENTRO EDUCACIONAL DE ADULTOS ISABEL LA CATOLICA.  
PUENTE ALTO.**

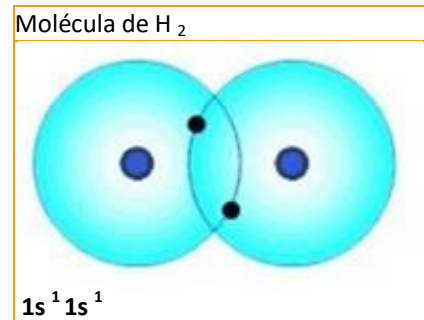
ASIGNATURA	Ciencias Naturales	NIVEL	2º Nivel
UNIDAD	Enlace Químico	APRENDIZAJE ESPERADO	(escrito)
OBJETIVO DE LA GUIA.	Comprendan que los átomos se unen entre sí mediante enlaces químicos para formar moléculas.	INDICADORES DE EVALUACION.	Identifica al electrón como la partícula del átomo que puede ser compartida o cedida para explicar los fenómenos químicos. Relaciona el concepto de electrón de valencia con el concepto de enlace.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA GUIA.	Leer la guía y resolver los ejercicios, guiándose por los ejemplos.
--	---

GUIA Nº 4	FECHA: 11 - 5 - 2020	NOMBRE DE LA GUIA	Enlace Químico
-----------	----------------------	-------------------	----------------

Enlace significa unión, un **enlace químico** es la unión de dos o más átomos con un solo fin, alcanzar la estabilidad, tratar de parecerse al **gas noble** más cercano. Para la mayoría de los elementos se trata de completar ocho electrones en su último nivel.

Las fuerzas atractivas que mantienen juntos los elementos que conforman un compuesto, se explican por la interacción de los electrones que ocupan los orbitales más exteriores de ellos (**electrones de valencia**). Cuando dos átomos se acercan se ejercen varias fuerzas entre ellos. Algunas de estas fuerzas tratan de mantenerlos unidos, otras tienden a separarlos. En la mayoría de los átomos, con excepción de los gases nobles (muy estables, con su última capa o nivel de energía completo con sus ocho electrones), las fuerzas atractivas son superiores a las repulsivas y los átomos se acercan formando un **enlace**. Así, podemos considerar al **enlace químico como la fuerza que mantiene unidos a dos o más átomos dentro de una molécula**. Todos los enlaces químicos resultan de la atracción simultánea de uno o más electrones por más de un núcleo.



**Electrones de Valencia:** En la mayoría de los átomos, muchos de los electrones son atraídos con tal fuerza por sus propios núcleos que no pueden interaccionar de forma apreciable con otros núcleos. Sólo los electrones que ocupan los niveles de energía más alejados del núcleo de un átomo pueden interaccionar con dos o más núcleos. A éstos se les llama **electrones de valencia**. La unión consiste en que uno o más electrones de valencia de algunos de los átomos se introducen en la esfera electrónica del otro.

Aquí debemos recordar que el **número de electrones de valencia de un átomo es igual al número de su familia o grupo (que corresponden a las 18 divisiones verticales) en la tabla periódica**, usando sólo la antigua numeración romana. Así, tenemos un electrón de valencia para los elementos de los grupos IA (o grupo 1) y IB (o grupo 11); dos electrones de valencia para los elementos de los grupos IIA y IIB (o grupos 2 y 12), y cuatro para los elementos de los grupos IVB y IVA (o grupos 4 y 14).



**Regla del octeto:** Los átomos tienden a perder, ganar o compartir electrones en forma tal que queden con un total de 8 electrones en su nivel energético más exterior, esta configuración les proporciona gran estabilidad. La notación o estructura de Lewis es una representación gráfica que muestra la cantidad de electrones de valencia que hay en el último orbital. La estructura de Lewis fue propuesta por Gilbert Lewis, la cantidad de electrones de valencia se representan con puntos alrededor del elemento químico (símbolo), como vemos a la derecha en el ejemplo del Br.

Los átomos están constituidos por el núcleo y la corteza (capas o niveles de energía que ocupan los electrones). El número de cargas positivas (cantidad de protones) del núcleo es igual al número de electrones que giran en la corteza; de ahí su **electronegatividad** (que **en estado neutro es cero**, y significa igual cantidad de protones a igual cantidad de electrones). Si la corteza electrónica de un átomo neutro pierde o gana electrones se forman los llamados iones. Entonces, los iones son átomos o grupos atómicos que tienen un número mayor o menor de electrones que de protones. En el primer caso (más electrones) **los iones tienen carga negativa y reciben el nombre de aniones**, y en el segundo (menos electrones) **están cargados positivamente y se llaman cationes**.

Se llaman **elementos electropositivos** aquellos que tienen tendencia a perder electrones transformándose en **cationes**; a ese grupo pertenecen los **metales**. En cambio, **elementos electronegativos** son los que toman con facilidad electrones transformándose en **aniones**; a este grupo pertenecen los **metaloides**. Los elementos más electropositivos (tendencia a perder electrones) están situados en la parte izquierda del **sistema o tabla periódica**; son los llamados **elementos alcalinos**. A medida que se avanza en cada período hacia la derecha va disminuyendo el carácter electropositivo, llegándose, finalmente, a los **alógenos** de fuerte carácter **electronegativo** (elementos con tendencia a tomar electrones).

**Tipos de enlaces:** Como dijimos al principio, el hecho de que los átomos se combinen o enlacen para formar nuevas sustancias se explica por la tendencia a conformar estructuras más estables. De ahí que dichos enlaces químicos sean considerados como un incremento de estabilidad.

Para lograr ese estado ideal estable, los átomos pueden utilizar algún método que les acomode, eligiendo entre: ceder o captar electrones, compartir electrones con otro átomo o ponerlos en común junto con otros muchos.

De estas tres posibilidades nacen los tres tipos de enlace químico: **iónico**, **covalente** y **metálico**.

Tomando como base la **diferencia de electronegatividad** entre los átomos que forman un enlace se puede predecir el tipo de enlace que se formará:

Si la diferencia de electronegatividades es mayor que 2.	=	se formará un <b>enlace iónico</b>
Si la diferencia de electronegatividades es mayor que 0,5 y menor a 2,0.	=	el enlace formado será <b>covalente polar</b>
Si la diferencia de electronegatividades es menor a 0,5	=	el enlace será <b>covalente puro (o no polar)</b> .

**Enlace iónico:** Cuando una molécula de una sustancia contiene **átomos de metales y no metales**, los electrones son atraídos con más fuerza por los no metales, que se transforman en iones con carga negativa; los metales, a su vez, se convierten en iones con carga positiva. Entonces, los iones de diferente signo se atraen electrostáticamente, formando enlaces iónicos. Este enlace se origina cuando se transfiere uno o varios electrones de un átomo a otro. Debido al intercambio electrónico, los átomos se cargan positiva y negativamente, estableciéndose así una fuerza de atracción electrostática que los enlaza. **Se forma entre dos átomos con una apreciable diferencia de electronegatividades**, los elementos de los grupos I y II A forman enlaces iónicos con los elementos de los grupos VI y VII A. En general, cuando el compuesto está constituido por un metal y un no-metal y además la diferencia en electronegatividades es grande, el compuesto es **iónico**. Es el caso del bromuro de potasio (KBr).

**Enlace covalente:** Se presenta cuando se comparten uno o más pares de electrones entre dos átomos cuya diferencia de electronegatividad es pequeña. Enlace covalente apolar (o no polar). Si los átomos enlazados son no metales e idénticos (como en  $N_2$  o en  $O_2$ ), los electrones son compartidos por igual por los dos átomos, y el enlace se llama **covalente apolar**. Se establece entre átomos con igual electronegatividad. Átomos del mismo elemento presentan este tipo de enlace. En este enlace covalente no polar, la densidad electrónica es simétrica con respecto a un plano perpendicular a la línea entre los dos núcleos. Esto es cierto para todas las moléculas diatómicas homonucleares (formadas por dos átomos del mismo elemento), tales como  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $F_2$  y  $Cl_2$ , porque los dos átomos idénticos tienen electronegatividades idénticas. Por lo que podemos decir: **los enlaces covalentes en todas las moléculas diatómicas homonucleares deben ser no polares**. Por ejemplo, una molécula de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) es lineal con el átomo de carbono al centro y, por lo tanto, debido a su simetría es covalente apolar.

**Enlace metálico:** Si los átomos enlazados son elementos metálicos, el enlace se llama **metálico**. Los electrones son compartidos por los átomos, pero pueden moverse a través del sólido proporcionando conductividad térmica y eléctrica, brillo, maleabilidad y ductilidad. Los electrones que participan en él se mueven libremente, a causa de la poca fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones de su periferia. Cuando los electrones son compartidos simétricamente, el enlace puede ser metálico o covalente apolar; si son compartidos asimétricamente, el enlace es covalente polar; la transferencia de electrones proporciona enlace iónico. Generalmente, la tendencia a una distribución desigual de los electrones entre un par de átomos aumenta cuanto más separados están en la **tabla periódica**.

**Responder las siguientes Preguntas:**

- ¿Cómo se genera un ión negativo y un ión positivo?
- ¿Entre qué tipo de átomos se forma el enlace iónico?
- ¿Qué sucede con la sal al colocarla en agua? Dibujan lo que imaginan que ocurre cuando la sal está en presencia de agua.
- ¿Por qué el agua con sal conduce corriente eléctrica?
- Explicar las propiedades de los diferentes tipos de enlace.
- Realizar ejemplos de los diferentes tipos de enlace.