

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HÉCTOR ABAD GÓMEZ		
	Proceso: CURRICULAR	Código	
Nombre del documento: Plan de mejoramiento		Versión 01	Pág. 1 de 4

NOMBRE ESTUDIANTE:	GRUPO:
---------------------------	---------------

ASIGNATURA /AREA: Físicoquímica		GRADO 6-7: 605, 606, 607, 608 Caminar en secundaria
PERÍODO: 1	DOCENTE: Johnny Albeiro Alzate Cortés	AÑO: 2022
Indicadores de desempeño. <ol style="list-style-type: none"> Comprende las características de formación de los compuestos químicos presentes en la naturaleza mediante enlaces Reconoce la importancia de la ley del octeto, la estructura de Lewis y la electronegatividad para la formación de enlaces químicos Diferencia entre los principales tipos de enlaces químicos: iónico covalente y metálico. 		
Metodología de evaluación. <ul style="list-style-type: none"> El trabajo se debe presentar en el cuaderno o en hojas de block tamaño carta, a mano, con letra legible y buena ortografía. No debe tener tachones ni enmendaduras. La recuperación comprende dos momentos, el primero es la presentación del trabajo escrito, cuyo valor es el 40%, y el segundo es la sustentación cuyo valor es el 60%. 		

1. CONCEPTUALIZACIÓN

ENLACES QUÍMICOS: IÓNICO, COVALENTE Y METÁLICO.

Te habrás preguntado por qué se unen los átomos. Veremos la importancia de los tipos de enlaces químicos, sus propiedades y cómo se da esta unión entre átomos y cuál es la diferencia entre ellos.

EL ENLACE QUÍMICO

A excepción de casos muy raros, la materia no se desintegra espontáneamente. La desintegración se evita por las fuerzas que actúan a nivel iónico y molecular. A través de las reacciones químicas, los átomos tienden a llegar a estados más estables con menores niveles de energía potencial química (PI). Como ya se sabe, cuando dos o más átomos se unen, forman una molécula. Esta puede estar constituida por átomos de un mismo elemento o por átomos de elementos diferentes

Para entender este concepto, es útil tener ciertas nociones de la [teoría de Lewis](#) y la [electronegatividad](#)

ESTRUCTURAS DE LEWIS: Esta teoría electrónica profundiza en el cumplimiento de la regla química del **octeto**, en el mar de electrones que rodea los átomos, es decir, que todos los átomos tienden a rodearse de 8 electrones en su última capa de valencia y esto les confiere una gran estabilidad. Aunque, si bien es cierto, no todos los tipos de enlace se rigen por estas pautas.

En ellas se puede ver la forma en la que los diferentes átomos se encuentran enlazados ya sea por enlaces simples, dobles o triples. Generalmente se utilizan líneas continuas para representar los pares de electrones que forman parte del enlace y puntos para los pares de electrones solitarios que no forman parte de él.

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HÉCTOR ABAD GÓMEZ		
	Proceso: CURRICULAR	Código	
Nombre del documento: Plan de mejoramiento		Versión 01	Pág. 2 de 4

Es fácil deducir los electrones de la última capa sabiendo el grupo al que pertenece el elemento; por ejemplo, los átomos pertenecientes al grupo 1 y 2 poseen valencia 1 y 2 respectivamente, y los del grupo 13,14,15,16,17 y 18 tienen 3,4,5,6,7 y 8 respectivamente. Nótese que es fácil de recordar, simplemente hay que “eliminar el primer número del grupo” para deducir sus electrones de valencia.

Tras esto se deduce cuál es el átomo central de la molécula y se procede a enlazar los átomos, teniendo en cuenta que todos tienden a presentar la estructura más estable, esta es, la que cumpla la regla del octeto, es decir, que presenten 8 electrones en su capa de valencia les proporciona una estructura similar a la de los gases nobles, maximizando su estabilidad.

Cada enlace simple proporciona 2 electrones de valencia, los dobles 4, los triples 6 y cada par solitario son 2 electrones en esa capa de valencia.

Finalmente se enlazan los átomos, haciéndoles cumplir la regla del octeto

Concretando:

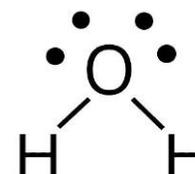
PROCEDIMIENTO A SEGUIR EN LA CONSTRUCCIÓN DE ESTRUCTURAS DE LEWIS

1. Determinar todos los electrones de valencia de la molécula.
2. Identificar el átomo central y los terminales.
3. Enlazar los átomos con enlaces simples.
4. Completar los octetos de los átomos terminales y después de los centrales.
5. Si todavía no se han completado los octetos, formar enlaces múltiples con los electrones solitarios restantes.

Ejemplo: Estructura de Lewis del agua

En la molécula del agua el átomo central es obviamente el oxígeno, que, con 6 electrones, utiliza dos de ellos para enlazar con los electrones de los hidrógenos.

Con lo cual la estructura de Lewis del H₂O queda de la siguiente forma, teniendo en cuenta las repulsiones interelectrónicas.



La ELECTRONEGATIVIDAD

También juega un papel muy importante en el tipo de fuerza que mantiene unidos a los átomos. Fue el investigador Linus Pauling, que propuso esta magnitud por primera vez en el año 1932, haciendo una tabla de electronegatividades que va desde el número 0,7 hasta el 4,0. Cabe destacar que esta magnitud es adimensional y el número 0,7 corresponde al elemento Francio (Fr) el menos electronegativo de todos, y el 4,0 al Flúor (F), el más electronegativo de todos.

En la tabla periódica, la electronegatividad sigue siempre la misma tendencia, aumenta al aumentar el grupo (hacia la derecha) y disminuye al aumentar el período (hacia abajo).



	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HÉCTOR ABAD GÓMEZ		
	Proceso: CURRICULAR	Código	
Nombre del documento: Plan de mejoramiento		Versión 01	Pág. 3 de 4

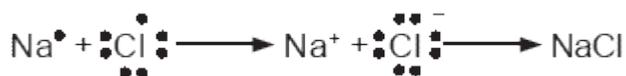
En general, cuanto más pequeña sea la electronegatividad (EN) más metálico será el elemento y cuanto mayor EN, más no metálico será.

TIPOS DE ENLACES

ENLACE IÓNICO

El enlace iónico se presenta cuando un metal de las familias 1 (alcalino) o 2 (alcalino-térreo) de la Tabla Periódica reacciona con un no metal para integrar un compuesto. Por ejemplo, el cloruro de sodio es un compuesto iónico formado por el metal sodio, de la familia 1, y el no metal cloro.

Cuando el sodio cede su electrón de valencia, se produce el ión sodio, con carga positiva; el cloro acepta este electrón y se forma el ion cloro, con carga negativa. Los dos iones cuentan con 8 electrones en su capa más externa y se atraen entre sí, pues poseen cargas opuestas. El compuesto resultante es eléctricamente neutro, es decir, carece de carga.



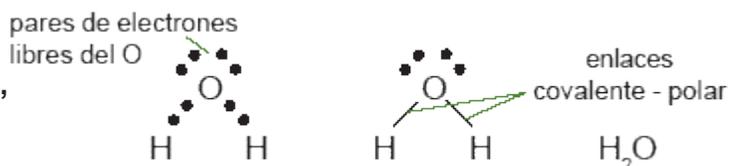
Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos, solubles en agua y conducen la electricidad fundidos o en disolución. Estas características obedecen al tipo de enlace que los mantiene unidos **El enlace iónico, se caracteriza porque la diferencia entre las electronegatividades de los elementos que lo forman es mayor o igual a 1.7**

ENLACE COVALENTE

Los enlaces covalentes se presentan principalmente entre no metales y se indican con una raya entre los símbolos de los átomos que los forman; ésta representa el par de electrones compartidos. Por ejemplo, F_2 se puede representar así $\text{F}-\text{F}$.

Existen dos tipos de enlaces covalentes: el covalente puro, que se presenta entre átomos iguales, como el F_2 y el covalente polar, que ocurre entre átomos diferentes. Por ejemplo, el agua es una molécula con dos enlaces covalentes polares, donde el átomo de oxígeno comparte un par de electrones con cada átomo de hidrógeno.

Si la diferencia de electronegatividad está entre 0,4 y 1,7 es un enlace covalente polar, y si es inferior a 0,4 es covalente apolar.



Los compuestos formados por enlaces covalentes son más abundantes que los iónicos y pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos. Casi todos son insolubles en agua y son malos conductores de la energía eléctrica.

Basta señalar que la mayoría de constituyentes de los seres vivos y de los nutrimentos presentes que están en la dieta de cualquier persona son compuestos con enlaces covalentes. Con átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno se forman millones de compuestos, en los cuales cada átomo de carbono forma siempre cuatro enlaces covalentes. Dada la enorme cantidad de compuestos formados con carbono, una parte de la Química está dedicada a su estudio: la Química Orgánica o del carbono

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA HÉCTOR ABAD GÓMEZ		
	Proceso: CURRICULAR	Código	
Nombre del documento: Plan de mejoramiento		Versión 01	Pág. 4 de 4

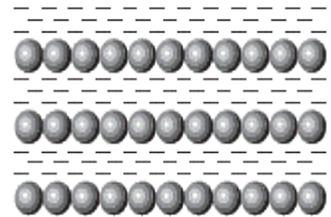
ENLACE METÁLICO

Ocurre en los metales puros y en las aleaciones. Como en el enlace covalente, los átomos comparten pares de electrones; pero, en el metálico, muchos átomos comparten muchos electrones.

Los electrones de valencia de un metal puro, como la plata o el cobre, forman un chorro de electrones que fluyen libremente a través de la pieza de metal. Como los electrones no pertenecen a ningún átomo en particular, los átomos existen como iones positivos, que se neutralizan con las cargas negativas de todos los electrones. Los metales forman una red cristalina, como se aprecia en la Fig. 4.

Este modelo de enlace explica muchas propiedades de los metales. En seguida se describen algunas de ellas:

- La alta densidad que poseen los metales es provocada por el reducido espacio que existe entre los iones positivos.
- La maleabilidad (capacidad de ser moldeados con herramientas) se debe a que las capas de cationes metálicos se deslizan unas sobre otras.
- La conducción del calor y la electricidad está asociada con el libre movimiento de los electrones entre las capas de la red.



2. APLICACIÓN

Con base en el texto anterior, responda las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué tipos de mecanismo existen para formar enlaces químicos?
- b) ¿Cuáles son los electrones que participan en un enlace químico?
- c) ¿Dónde se ubican los electrones que aparecen en un enlace químico?
- d) ¿Qué átomo cede el electrón en un enlace iónico?
- e) ¿Qué átomo gana el electrón en un enlace iónico?
- f) ¿Cuántos electrones forman un enlace covalente doble?
- g) ¿Un enlace covalente se forma entre átomos de elementos metálicos o no metálicos?
- c) ¿Cuál es la configuración electrónica del hidrógeno y del cloro? ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada uno?
- d) Dibuje la estructura de Lewis del enlace covalente que hay en HCl.
- e) Teniendo en cuenta las electronegatividades, calcule con la diferencia de electronegatividades en cuál de las siguientes alternativas se produce un enlace iónico o covalente.

Electronegatividades: H: 2,3 O: 3,5 Cl: 3,0 Na: 0,4 C: 2,5

- H₂O
- NaCl
- CO₂
- CH₄
- HCl