

	SECRETARIA DE EDUCACION MUNICIPAL I.E. GIMNASIO GRAN COLOMBIANO	PAG 1	
	GESTION DE CALIDAD PROCESO DE APOYO BIBLIOGRÁFICO Y EDUCATIVO	A-BE-GS-3	
	GUÍA DE APRENDIZAJE	V1 Agosto. 2020	

Área: Muestras químicas	Nivel: Bachillerato	Grado: Séptimo	Fecha: 28 de septiembre al 16 de octubre.
Nº de Clases: 2	Objetivo: Comprender como se forman los compuestos químicos		
Estándar: Comprende y explica los principios básicos que rigen la formación de enlaces químicos.			
Competencia: Identifica y explica.			
DBA: Explica como las sustancias se forman a partir de las interacciones de los elementos y que estos se encuentran agrupados en un sistema periódico.			
Resultados de aprendizaje: Identifica teorías sobre la formación de enlaces químicos.			

Fundamentación teórica:

ENLACES QUÍMICOS

Los compuestos químicos son sustancias que se transforman cuando se combinan dos o más átomos diferentes. Por ejemplo, el agua es un compuesto formado por dos átomos de hidrogeno y un átomo de oxígeno. Tanto los átomos de hidrogeno como los átomos de oxígeno pierden sus propiedades particulares para otorgarle nuevas y diferentes propiedades al compuesto que forman.

Estos compuestos y muchas otras sustancias se forman gracias a los enlaces químicos.

Un enlace químico se define como la fuerza que permite mantener unidos a dos o más átomos con el fin de obtener estados de mayor estabilidad.

En el ejemplo del agua, tanto el hidrogeno como el oxígeno son gases que para encontrar estabilidad se unen entre sí o con otros átomos, por medio de los electrones que se encuentran en sus últimos niveles de energía.

Los elementos químicos más estables de la tabla periódica son los denominados gases nobles, porque sus átomos tienen en su último nivel de energía ocho electrones, a excepción del Helio que solo tiene dos electrones; por esta razón se ubican en el grupo VIII A. Esto quiere decir que para hallar la estabilidad de un átomo, este debe mantener ocho electrones en su último nivel de energía.

ELEMENTO	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA
He z=2	$1s^2$
Ne z=10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Ar z=18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Kr z=36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
Xe z=54	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
Rn z=86	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

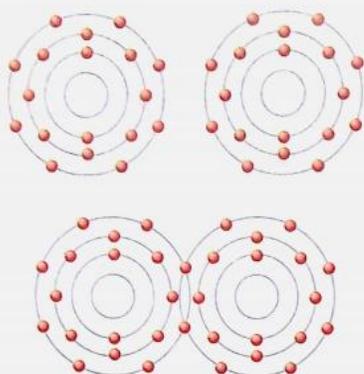
TEORIAS DE FORMACION DE LOS ENLACES QUIMICOS

La configuración electrónica permite saber cuántos electrones se ubican en los últimos niveles de energía de un átomo, y al conocer las propiedades fisicoquímicas que presenta cada átomo se puede saber qué tipo de enlaces y compuestos se formaran.

Para explicar el funcionamiento de los enlaces químicos se han planteado dos teorías: la del enlace de valencia y la del orbital molecular.

	SECRETARIA DE EDUCACION MUNICIPAL I.E. GIMNASIO GRAN COLOMBIANO	PAG 1	
	GESTION DE CALIDAD PROCESO DE APOYO BIBLIOGRÁFICO Y EDUCATIVO	A-BE-GS-3	
	GUÍA DE APRENDIZAJE	V1 Agosto. 2020	

La teoría del enlace de valencia



Expone que los enlaces químicos únicamente se presentan en los niveles de energía externa, es decir, en los niveles de **valencia**, puesto que solo los electrones externos son atraídos por el núcleo del otro átomo para formar una nueva sustancia.

La teoría del orbital molecular



Menciona que en el enlace químico intervienen no solo los electrones de valencia sino todos los electrones de los átomos que se aproximan, de tal manera que se forman unos nuevos **orbitales moleculares** donde se ubican los electrones.

Los átomos se enlazan para alcanzar la estabilidad que se logra cuando se tienen ocho electrones en el último nivel de energía, esto se conoce como la regla del Octeto. Como los elementos más estables de la tabla periódica son los gases nobles, todos los demás elementos buscan alcanzar ésta configuración y para lograrlo seden o reciben electrones para cumplir a regla del octeto.

Por ejemplo, un átomo de sodio tiene 11 electrones y en su último nivel de energía tiene solo un electrón y su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Para adquirir la configuración de gas noble y cumplir la ley del octeto, es más fácil ceder el electrón del orbital $3s^1$ que recibir 7 electrones. Al ceder este electrón, el átomo queda con la configuración del neón Ne $1s^2 2s^2 2p^6$.

Un átomo puede ceder, recibir o compartir sus electrones; de acuerdo con este comportamiento se forman diferentes clases de enlaces, pero antes de conocerlos es necesario relacionar algunos conceptos como la electronegatividad, la estructura de Lewis y los estados de oxidación.

LA ELECTRONEGATIVIDAD

Esta propiedad periódica de los elementos químicos permite anticipar que clase de enlace formaran los átomos, debido a que la diferencia entre sus valores determina si se comparten o de seden los electrones. Por ejemplo, los elementos metálicos tienen una baja electronegatividad, por tanto, tienden a ceder sus electrones, mientras que los elementos no metálicos tienen una alta electronegatividad que les permite atraer o recibir electrones de otros átomos. Así mismo, cuando los valores de las electronegatividades son iguales o cercanos, se comparten los electrones. Observa los ejemplos que se mencionan en la siguiente tabla:

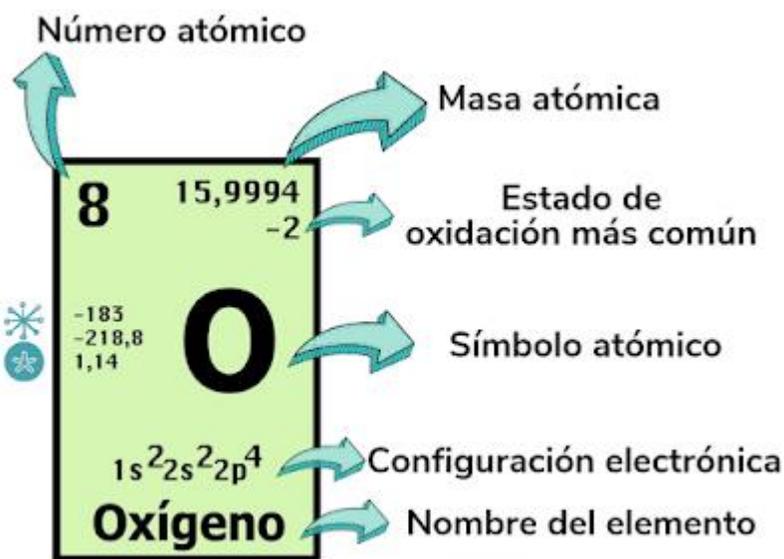
ELEMENTO Y SU VALOR DE ELECTRONEGATIVIDAD		DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD	COMPUESTO QUE SE FORMA	ELECTRONES
Sodio 0.9	Cloro 3.0	2.1	NaCl	Se ceden
Calcio 0.1	Flúor 4.0	3,9	CaF ₂	Se ceden
Hidrogeno 2.1	Hidrogeno 2.1	0	H ₂	Se comparten

	SECRETARIA DE EDUCACION MUNICIPAL I.E. GIMNASIO GRAN COLOMBIANO	PAG 1	
	GESTION DE CALIDAD PROCESO DE APOYO BIBLIOGRÁFICO Y EDUCATIVO	A-BE-GS-3	
	GUÍA DE APRENDIZAJE	V1 Agosto. 2020	

1											13	14	15	16	17		
H 2,1											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0		
Li 1,0	Be 1,5											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
Na 0,9	Mg 1,2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2
Cs 0,8	Ba 0,9	La [†] 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,4	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac [†] 1,1	* Lantánidos: 1,1-1,3 † Actínidos: 1,3-1,5														

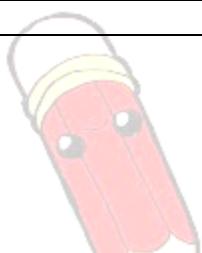
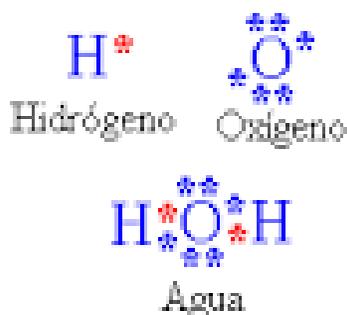
LOS ESTADOS DE OXIDACIÓN

Esta información se encuentra en la tabla periódica y se representa por medio de números enteros con signos positivos o negativos, que indican el número de electrones que un elemento puede ceder o recibir, respectivamente. En algunas ocasiones, tanto los estados de oxidación como el número de valencia coinciden. Observa y analiza los siguientes ejemplos de elementos químicos con sus respectivos estados de oxidación.



ESTRUCTURA DE LEWIS

Corresponde a la representación gráfica propuesta en 1915 por Gilbert Lewis en la cual se esquematizan tanto los electrones que se encuentran libres como los que hacen parte de los enlaces químicos. Este diagrama de puntos, o modelo de Lewis como también se le conoce, es muy útil a la hora de comprender como se forman los enlaces. Observa y analiza los siguientes ejemplos de estructuras de Lewis para los átomos de hidrógeno y oxígeno y para el agua como compuesto.



	SECRETARIA DE EDUCACION MUNICIPAL I.E. GIMNASIO GRAN COLOMBIANO	PAG 1	
	GESTION DE CALIDAD PROCESO DE APOYO BIBLIOGRÁFICO Y EDUCATIVO	A-BE-GS-3	
	GUÍA DE APRENDIZAJE	V1 Agosto. 2020	

Actividad a desarrollar:

1. Teniendo en cuenta la información suministrada en la guía desarrolla los siguientes puntos.
2. ¿Qué son compuestos químicos?
3. ¿Qué es un enlace químico?
4. ¿Cuáles son los elementos más estables de la tabla periódica y por qué?
5. ¿Qué es la regla del octeto?
6. Con base en las razones por las cuales se unen los átomos y en su necesidad de tener estabilidad atómica por medio de la ganancia o pérdida de electrones, responde la pregunta explica. ¿Cómo obtiene su estabilidad el magnesio? Justifica tu respuesta con dibujos.
7. Completa la siguiente tabla

Teoría	Concepto
Enlace de valencia	
Orbital molecular	
Electronegatividad	
Estado de oxidación	
Estructura de Lewis	

8. Indique el valor de electronegatividad para cada elemento, realice la diferencia de electronegatividad entre los elementos y escriba el compuesto que se forma.

ELEMENTO Y SU VALOR DE EECTRONEGATIVIDAD		DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD	COMPUESTO QUE SE FORMA
C=	O=		
Li=	Cl=		
Ca=	As=		

9. Dibuje los compuestos anteriores teniendo en cuenta la estructura de Lewis de los elementos que lo conforman.

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
# electrones de Valencia	1	2	3	4	5	6	7	8
ELEMENTOS	H [•]	Be ^{••}	B ^{•••}	C ^{••••}	N ^{•••••}	O ^{••••••}	F ^{•••••••}	Ne ^{••••••••}
	Li [•]	Mg ^{••}	Al ^{•••}	Si ^{••••}	P ^{•••••}	S ^{••••••}	Cl ^{•••••••}	Ar ^{••••••••}
	Na [•]	Ca ^{••}	Ga ^{•••}	Ge ^{••••}	As ^{•••••}	Se ^{••••••}	Br ^{•••••••}	Kr ^{••••••••}
	K [•]	Sr ^{••}	In ^{•••}	Sn ^{••••}	Sb ^{•••••}	Te ^{••••~••}	I ^{•••••••}	Xe ^{••••~••••}
	Rb [•]	Ba ^{••}	Ta ^{•••}	Pb ^{••••}	Bi ^{•••••}	Po ^{••••~••}	At ^{••••~••••}	Rn ^{••••~•••••}

10. Escriba los estados de oxidación para los siguientes elementos:

	SECRETARIA DE EDUCACION MUNICIPAL I.E. GIMNASIO GRAN COLOMBIANO	PAG 1	
	GESTION DE CALIDAD PROCESO DE APOYO BIBLIOGRÁFICO Y EDUCATIVO	A-BE-GS-3	
	GUÍA DE APRENDIZAJE	V1 Agosto. 2020	

Elemento	Estado de oxidación	Elemento	Estado de oxidación
Carbono		Cloro	
Oxigeno		Azufre	
Hidrogeno		Magnesio	
Hierro		Litio	
Bario		Mercurio	

Criterios de evaluación

1. Puntualidad en la entrega del trabajo
2. Participación positiva en clase.
3. Buena presentación del desarrollo del trabajo.



Bibliografía e Infografía:

Castañeda, María. Ciencias para pensar 7. Bogotá: Norma, 2011. P.229.

Datos del docente : yeny.gil@gimnasiograncolombiano.edu.co