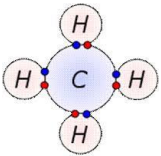
	Año:	2020	Guía N : 4 ENLACE QUÍMICO	Grado: ONCE
	Área:	Ciencias Naturales y Medio Ambiente		
	Asignatura:	Ciencias Naturales		
	Docente (s):	JAIME JOSÉ MAYA TOBAR	TIEMPO: 20 DIAS	

- Hacer una lectura y repaso metódico-analítico de cada uno de los contenidos contemplados en la presente guía de estudio, que le permitirán entender los mecanismos electrónicos mediante los cuales los átomos se unen con otros átomos iguales o diferentes para formar compuestos.
- Desarrollar el taller de aplicación de la teoría estudiada, justificando debidamente cada una de las respuestas.

ENLACE QUÍMICO



Se llama enlace químico a las fuerzas que mantiene unidas los átomos constituyentes de la molécula. Siendo molécula un conjunto de átomos que se comportan como una unidad de propiedades generalmente diferentes a los átomos constituyentes.

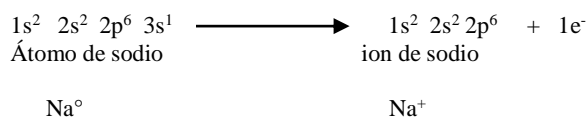
La mayoría de los elementos presentan sus átomos unidos a otros átomos iguales o diferentes para formar compuestos integrados por moléculas **homonucleares** (N₂, H₂, O₂ etc.) y **heteronucleares** (H₂, HCl, NaCl). Únicamente los gases nobles se encuentran como átomos aislados, no unidos a otros elementos o a ellos mismos. La formación de un enlace químico obedece a:

- Un mecanismo electrónico de ganancia, pérdida o compartimiento de electrones entre los átomos que se unen.

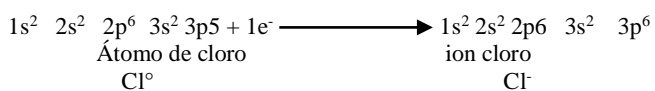
- La regla del Octeto: enunciada por **Gilbert Lewis**, la cual afirma que " Cuando se establece un enlace químico, los átomos se combinan mediante procesos que implican pérdida, ganancia o compartimiento de electrones, de tal forma, que el último nivel de energía de cada átomo contenga ocho electrones, y así adquieren la estructura electrónica del gas noble más cercano en el sistema periódico": La regla del octeto funciona así



- Algunos átomos ceden electrones para cumplir la regla del octeto. Por ejemplo, **el sodio** ilustra este caso ya que tiene un potencial de ionización y afinidad electrónica bajos y pueden perder fácilmente el electrón.



El átomo de sodio cede un electrón y se transforma en un ión sodio, el cual, presenta la misma estructura electrónica del neón. Otros elementos ganan electrones para ubicar en su último nivel ocho electrones. Por ejemplo, **el cloro**, que posee una alta afinidad electrónica, es decir una gran tendencia a formar el correspondiente anión.



El cloro gana un electrón y consigue estabilidad adquiriendo la estructura del argón.

Link de refuerzo:

<https://www.youtube.com/watch?v=koSxKGGQ7to&t=77s>

2. CLASES DE ENLACES

Hay dos tipos fundamentales de enlaces químicos, que dependen de la manera como los átomos participantes adquieran su octeto, es decir si lo hacen perdiendo, ganando o compartiendo electrones. Estos son el **iónico o electrovalente** y **covalente**.

2.1 Enlace iónico o electrovalente.

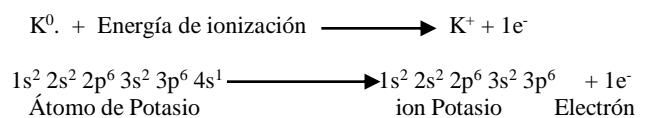
Es aquel que se establece por transferencia de electrones de un átomo a otro convirtiendo los átomos neutros en iones cargados eléctricamente. Estos iones de cargas eléctricas se atraen. De tal forma, que los átomos implicados en el enlace llegan a la configuración estable del gas noble más cercano.

En el núcleo temático anterior se menciona el potencial de ionización como medida para controlar la capacidad que tiene los átomos para ceder electrones y la afinidad electrónica como regulador de la capacidad que tiene los átomos para captarlos.

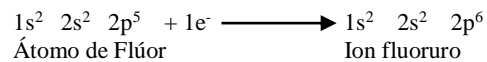
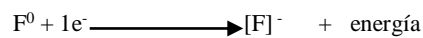
Ejemplo:

A continuación se ilustra las tres etapas que ocurren en la formación de un enlace iónico. Supongamos una reacción entre átomos de Potasio y Flúor.

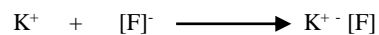
Solución:



El Potasio posee una baja energía de ionización, lo que le permite ceder su electrón de valencia, quedando cargado positivamente y con una configuración electrónica semejante al gas noble argón.



El Flúor posee afinidad electrónica alta, es decir una gran tendencia a captar ese electrón, formando el correspondiente anión y quedando con una configuración electrónica semejante a la del gas noble argón.



Respuesta:

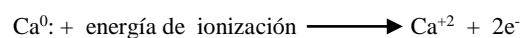
Finalmente los dos iones se atraen debido a sus cargas opuestas, se establece una atracción electrónica entre ellos.

La representación de los electrones de la capa de valencia de un átomo por medio de puntos, uno por cada electrón, alrededor del símbolo del elemento, se llama **estructura de Lewis** y sirven como herramientas para ilustrar los enlaces químicos. Nosotros para diferenciar los electrones de cada átomo participante en un enlace utilizaremos como convenciones **+**, **x**, **o**, **o**.

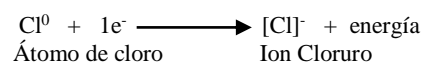
Ejemplo:

Represente con las estructuras de Lewis, el enlace que se establece entre átomos de Calcio y Cloro.

Solución:

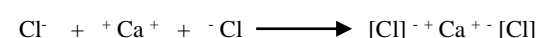


El calcio tiene dos electrones de valencia, y como metal que es tiene una gran tendencia a ceder dichos electrones, debido a su bajo potencial de ionización.

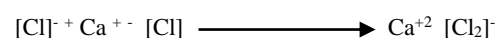


Ahora, el átomo de calcio pueden ceder sus dos electrones, exteriores, pero cada átomo de cloro no puede tomar sino uno se requieren, por tanto dos átomos de cloro para cada uno de calcio.

Si ambos procesos se realizan conjuntamente, el resultado neto es una transferencia de electrones del átomo de calcio a los de cloro.



Ahora bien, como los iones formados tienen cargas opuestas, se establece una atracción electrostática entre ellos.



Respuesta:

La estructura de Lewis, para el enlace del calcio y del cloro es la del cloruro de calcio.

2.1.1 Conclusiones del enlace iónico

- En general, cuando se establece enlaces iónicos, el número total de electrones cedidos deben ser iguales a los electrones ganados.
- Un enlace iónico se establece con facilidad cuando uno de los átomos tienen baja energía de ionización y el otro alta afinidad electrónica. Por lo tanto, se puede destacar que los enlaces iónicos ocurren especialmente entre los elementos de las familias IA y IIA con los de las VI A y VII A.
- Es de observarse que para los iones metálicos, la carga del ión es igual al número del grupo, mientras que para los iones no metálicos, la carga negativa equivale al número de electrones que le falta al átomo para completar su octeto.

2.2 Enlace covalente

Es aquel que se establece por comportamiento de electrones entre dos átomos, que poseen igual electronegatividad, o poca diferencia de ella. Cada par de electrones compartidos se representa por un guion o línea que simboliza un par o doblete covalente.

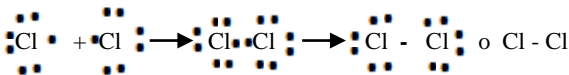
2.2.1 Clisases de enlaces covalente

El enlace covalente se puede clasificar teniendo en cuenta los siguientes factores:

2.2.1.1 Por el número de electrones compartidos.

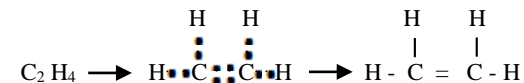
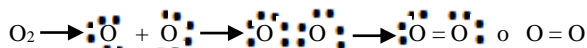
- **Enlace covalente simple o saturado.** Cuando se comparten dos electrones.

Ejemplo: la molécula de cloro, Cl₂.



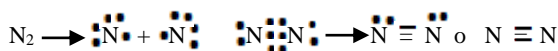
- **Enlace covalente doble**

Cuando los átomos implicados en el enlace comparten cuatro electrones, para adquirir su configuración estables de gas noble. Ejemplo la molécula de oxígeno, O₂; de eteno, C₂H₄; del gas carbónico, CO₂, etc. Son casos de compuestos con un enlace doble.



- **Enlace covalente triple:**

Cuando se comparten seis electrones (tres pares). El acetileno, C₂, H₂; y la molécula del nitrógeno, N₂; son ejemplos de compuestos con enlace triple:

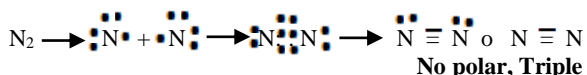


2.2.1.2 Por la diferencia de electronegatividad

La diferencia de electronegatividades entre los átomos enlazados hacen que el enlace sea:

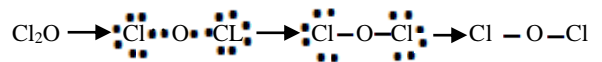
- **Covalente no polar:**

Cuando los átomos que comparten electrones son iguales y la diferencia de electronegatividad es cero. Ejemplo, en la formación de las moléculas de N₂. Se presenta este tipo de enlace.



- **Covalente polar**

Si las electronegatividades de los átomos enlazados son distintas pero su diferencia no es mayor a 1,7. Por ejemplo presentan enlaces polares las moléculas: Cl₂O,



Polar, simple

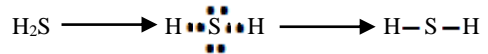
2.2.1.3 Por el número de electrones que aporta cada átomo al enlace.

De acuerdo con el átomo que aporta los electrones, se presenta los enlaces

- **Covalente normal**

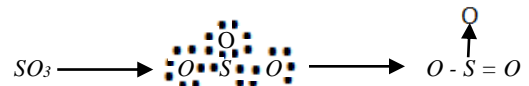
Si ambos átomos enlazados contribuyen con el mismo número de electrones compartidos.

Ejemplo: El H₂S



- **Covalente coordinado o dativo**

- Cuando el par de electrones compartidos es aportado por uno de los átomos constituyentes del enlace. El enlace covalente coordinado, se representa con una flecha (→) que va del átomo que aporta el par de electrones al que lo recibe. Ejemplo, se presenta enlaces covalentes coordinados en la molécula SO₃.



Link de refuerzo:

<https://www.youtube.com/watch?v=C4mZpTEgdi0>

3. ESTADO O NÚMERO DE OXIDACIÓN

El número de oxidación de un átomo es una expresión del número de electrones ganados, perdidos o compartidos por este al unirse con otros átomos. Las reglas que generalmente se siguen para determinado son:

3.1 El número de oxidación para cualquier átomo no combinado o elementos libre es siempre cero. Ejemplos:

- Número de oxidación del Aluminio, Al: 0
- Número de oxidación del Potasio, K: 0

3.2 El número de oxidación del oxígeno es -2, excepto en los peróxidos que es -1. Ejemplo.

- * Número de oxidación del oxígeno en H₂O -2
- * Número de oxidación del oxígeno en H₂O₂ -1

3.3 El número de oxidación del hidrógeno es +1, exceptuando en los hidruros (combinación metal - Hidrógeno), en los que presenta número de oxidación -1. Ejemplos:

- * El número de oxidación del hidrógeno en HBr: +1
- * El número de oxidación del hidrógeno en CaH₂: -1

3.3 El número de oxidación de los metales alcalinos en todos sus compuestos es +1, mientras que el de los metales alcalinos térreos es +2, y los de la familia del aluminio es +3. Ejemplo:

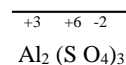
- * Número de oxidación del sodio en Na₃PO₄ +1
- * Número de oxidación del calcio en CaSO₄ +2

3.5 El número de oxidación de los halógenos en sus compuestos metálicos binarios es -1. Ejemplos:

- * El estado de oxidación del cloro en CCl₄ -1
- * El estado de oxidación del bromo en NaBr -1

3.6 La suma de los números de oxidación de todos los átomos constituyentes de una molécula es cero (0), ya que las moléculas son eléctricamente neutras. Ejemplo:

$$+6 + 18 - 24 = 0$$



Link de refuerzo:

<https://www.youtube.com/watch?v=aLtoDR9HvXI>

4. COMPOSICION PORCENTUAL

Por definición, son los gramos de cada elemento constituyente presentes en 100 gramos del compuesto.

Ejemplo:

Determine la composición porcentual del ácido clorhídrico. HCl

Solución:

Podemos determinar la composición porcentual de cada elemento mediante la siguiente relación.

$$\% X = \left(\frac{X1}{Y \text{ compuesto}} \right) \times 100$$

Dónde: %X = Peso del elemento X en el compuesto

X1 = Gramos del elemento X contenidos en el compuesto

Y compuesto = gramos del compuesto.

Entonces, determinamos el peso molecular del compuesto.

$$H = 1 \times 1 = 1 \text{ u.m.a}$$

$$Cl = 35,4 \times 1 = \frac{35,4 \text{ u.m.a}}{36,4 \text{ u.m.a} = \text{g/mol}}$$

Reemplazando

$$\% H = \left(\frac{\text{Peso de H}}{\text{Peso del HCl}} \right) \times 100 = \left(\frac{1g}{36,4g} \right) \times 100 = 2,7\% \text{ de H}$$

$$\% Cl = \left(\frac{\text{Peso del Cl}}{\text{Peso del HCl}} \right) \times 100 = \left(\frac{35,4g}{36,4g} \right) \times 100 = 97,2\% \text{ de Cl}$$

Respuesta:

El ácido clorhídrico contiene 2,7% de H y 97,2% de Cl.

5. FORMULA QUIMICA

Es la representación por medio de símbolos de cada uno de los elementos que hacen parte de la molécula. Cada uno de los símbolos va acompañado de un subíndice en su parte inferior derecha que indica el número relativo de átomos que hay en la molécula. Estas pueden ser:

Formula empírica o mínima

Indica el número relativo de los átomos de cada uno de los elementos presentes en una molécula. Por Ejemplo el peróxido de hidrogeno, H_2O_2 , presenta fórmula empírica $(HO)_n$ donde n= número entero.

¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 31,96% de potasio; 28,68% de cloro; 39,34% de oxígeno?

Solución:

Según los datos del problema, por cada 100g del compuesto se encuentra 31,96g de K; 28,68g de Cl_2 y 39,34g de O_2 . Para hallar el número de moles

Peso atómico del K= 39 u.m.a = g/mol

$$31,96g \text{ de K} \times \frac{1 \text{ mol de K}}{39g \text{ de K}} = 0,81 \text{ moles de K}$$

Peso atómico del Cl = 35,4 u.m.a = g/mol

$$28,68g \text{ de Cl} \times \frac{1 \text{ mol de Cl}}{35,4g \text{ de Cl}} = 0,81 \text{ g m}$$

Peso atómico del O = 16 u.m.a = g/mol

$$39,34g \text{ de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16g \text{ de O}} = 2,45 \text{ moles de O}$$

Se reducen los tres valores a número sencillos dividiendo por el menor cociente obtenido, así:

$$0,81/0,81 = 1; \quad 0,81/0,81 = 1 \quad \text{y} \quad 2,45/0,81 = 3$$

R/ La fórmula empírica es: $(KClO_3)_n$.

5.2 Forma molecular

Indica el número total de átomo, de los elementos presentes en una molécula. Por ejemplo H_2O_2 peróxido de hidrogeno. Para determinar la fórmula molecular de un compuesto es necesario conocer la fórmula empírica y el peso molecular.

Ejemplo:

Cuál es la fórmula molecular de una sustancia cuyo análisis elemental dio una fórmula empírica $(CH)_n$, si su peso molecular es de 78 g/mol

Solución:

Determinar el peso molecular de la fórmula mínima, para conocer el peso de un mol.

Peso molecular del CH

$$C = 12 \times 1 = 12 \text{ u.m.a}$$

$$H = 1 \times 1 = 1 \text{ u.m.a}$$

$$\frac{13 \text{ u.m.a} = \text{g/mol}}$$

En consecuencia, el valor de n se puede obtener de la siguiente operación.

$$(CH)_n = 78 \text{ g/mol}$$

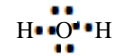
$$13 \text{ g/mol} \times n = 78 \text{ g/mol}$$

$$\text{Despejando } n = \frac{78}{13} \frac{\text{g/mol}}{\text{g/mol}}$$

$$n = 6$$

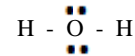
5.3 Formula electrónica

Indica todos los electrones de valencia de los átomos de una molécula, participe o no en el enlace. Por ejemplo la fórmula electrónica del agua es:



5.4 Formula estructural

Nos representa cómo están unidos los átomos en una molécula. Por ejemplo: el agua tiene como fórmula estructural.



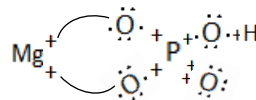
Link de refuerzo:

<https://www.youtube.com/watch?v=5e26ulYeJnU>

TALLER DE APLICACIÓN PRÁCTICA

Conteste las siguientes preguntas de selección múltiple con única respuesta y justifíquelas debidamente teniendo en cuenta su fundamento teórico.

Conteste las preguntas 1 a 4 teniendo en cuenta la siguiente información:



- Del enlace que une los átomos H y O, es válido afirmar que:
 - Es covalente, porque sus propiedades periódicas tienen un valor alto.
 - Es iónico, porque el hidrógeno es electropositivo y el oxígeno electronegativo.
 - Es covalente, porque la diferencia de electronegatividad es superior a 1,7.
 - Es iónico, porque la diferencia de la electronegatividad es menor a 1,7.
- De la fórmula electrónica representada, es válido afirmar que corresponde a la fórmula molecular:
 - $Mg(HPO_4)_2$
 - $MgHPO_4$
 - MgP_2HO_4
 - MgH_2PO_4
- Los números de oxidación que unen a cada uno de los átomos presentes en la molécula son:
 - +2, +1, +3, -8
 - +3 +1, +5, -2
 - +1, +1, +6, -2
 - +2, +1, +5, -2
- Del enlace $P \overset{\cdot \cdot}{\underset{\cdot \cdot}{O}}$, podemos afirmar que:
 - Es polar y normal.
 - Es covalente, porque poseen idéntica electronegatividad.
 - Es covalente, porque poseen poca diferencia en la electronegatividad.

- D. Es iónico, porque el fósforo cede un par de electrones al oxígeno.

Responda las preguntas 5 a 12 de acuerdo con la siguiente información:

En la siguiente tabla se indican las electronegatividades de algunos elementos:

Elementos	Electronegatividad
Li	0,98
Na	0,93
Be	1,57
Mg	1,31
B	2,04
Al	1,61
C	2,56
Si	1,90
N	3,34
P	2,19
O	3,44
S	2,73
F	3,98
Cl	3,16

5. Es conocido que uno de los factores que más influye en el valor del punto de fusión de un sólido, es la naturaleza de su enlace; es decir, entre más alta sea su diferencia de electronegatividad mayor será su punto de fusión y viceversa. De acuerdo con lo anterior, podemos afirmar que el compuesto que funde a menor temperatura es:
- A. LiCl
B. NaF
C. LiF
D. NaCl
6. El compuesto que funde a mayor temperatura es:
- A. NaCl
B. NaF
C. LiCl
D. LiF
7. De las siguientes moléculas podemos afirmar que el compuesto que presenta mayor carácter iónico es:
- A. Al_2O_3
B. LiCl
C. BeO
D. NaF
8. El compuesto que presenta menor carácter iónico es:
- A. BeO
B. LiCl
C. Al_2O_3
D. NaF
9. De acuerdo con la información de la tabla, podemos afirmar que el enlace que une a los átomos de la molécula B_2O_3 es:
- A. Covalente, porque el boro comparte sus electrones periféricos con el oxígeno.
B. Iónico, porque hay transferencia de electrones del boro al oxígeno.
C. Covalente polar, porque las electronegatividades de los átomos son iguales.
D. Iónico, porque la diferencia de electronegatividad es inferior a 1,7.
10. De acuerdo con la tabla, se presenta enlace covalente triple no polar y simple, polar, normal, respectivamente en las moléculas:
- A. N_2 y Cl_2O
B. O_2 y SO
C. N_2 y NaCl
D. Cl_2 y CO_2
11. Del enlace químico que une a los átomos de la molécula: MgCl_2 , podemos afirmar que:

- A. Es covalente, porque se comparte un par de electrones.
B. Es iónico, porque el magnesio gana un par de electrones y el cloro los cede.
C. Es covalente, porque se establece por transferencia de electrones.
D. Es iónico, porque el magnesio posee baja energía de ionización y el cloro alta afinidad electrónica.

12. Es correcto afirmar que una sustancia de carácter covalente es:
- A. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
B. Al_2O_3
C. CO_2
D. MgF_2
13. La configuración electrónica para el catión Ga^{+3} con número atómico 34 es:
- A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$
B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$
C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
14. Los números de oxidación de X y Z en las moléculas: $\text{Al}_2(\text{HXO}_3)_3$ y Z_2 Son respectivamente:
- A. +9 y -1
B. +3 y 0
C. +9 y 0
D. -3 y -2

Conteste las preguntas 15 y 16 con base en la información del siguiente cuadro:

Elementos	Al	P	Na	O	C
Peso atómico g/mol	26,9	30,9	22,9	16	12
Compuestos	AlPO_4		Na_2CO_3		
Peso molecular g/mol	121,8		105,8		

Por lo tanto podemos afirmar que:

15. El porcentaje de fósforo en el compuesto AlPO_4 es:
- A. Mayor que el aluminio y oxígeno.
B. Menor que el aluminio y oxígeno.
C. Mayor que el oxígeno pero menor que el aluminio.
D. Mayor que el aluminio pero menor que el oxígeno.
16. Los compuestos AlPO_4 y Na_2CO_3 presentan como característica fundamental en su composición porcentual:
- A. El porcentaje de fósforo es menor que el del carbono.
B. El porcentaje de aluminio es mayor que el del sodio.
C. Igual porcentaje de oxígeno.
D. El porcentaje de sodio menor que el del fósforo.

Conteste las preguntas 17 y 18 con base en la siguiente información.

Elementos	H	S	O
Composición porcentual	2%	32,6%	65,3%
Peso atómico g/mol	1	32	16
Peso molecular g/mol	98		

17. El compuesto presenta como fórmula empírica o mínima:
- A. $(\text{H}_2\text{SO}_4)_n$
B. $(\text{HSO})_n$
C. $(\text{H}_3\text{SO}_3)_n$
D. $(\text{H}_2\text{SO}_2)_n$
18. El compuesto presenta como fórmula molecular:
- A. H_6SO_3
B. H_2SO_4
C. H_3SO_4
D. HSO_4

