

UNIDAD 5. ENLACE QUÍMICO

¿Qué fuerzas mantienen unidos los elementos en los compuestos?

DESEMPEÑO ESPERADO. El estudiante reconoce las fuerzas que mantienen unidos los elementos en los compuestos, encuentra fórmulas electrónicas y estructurales y predice la proporción en que los elementos se combinan en algunos compuestos.

1. INTRODUCCIÓN

La materia está constituida en su mayor parte por compuestos formados, a su vez, por agrupaciones de átomos unidos por fuerzas lo suficientemente intensas para que dichas agrupaciones puedan ser consideradas unidades estructurales. Los átomos se unen para formar compuestos porque al aproximarse a distancias muy pequeñas sus nubes electrónicas interactúan. Como consecuencia de estas interacciones se generan fuerzas de atracción o enlaces químicos (Figura 1). En esta unidad vamos a intentar comprender, primeramente, la naturaleza del enlace químico, es decir, por qué se forman las moléculas y de qué clase o tipo es la fuerza que las mantiene estables.

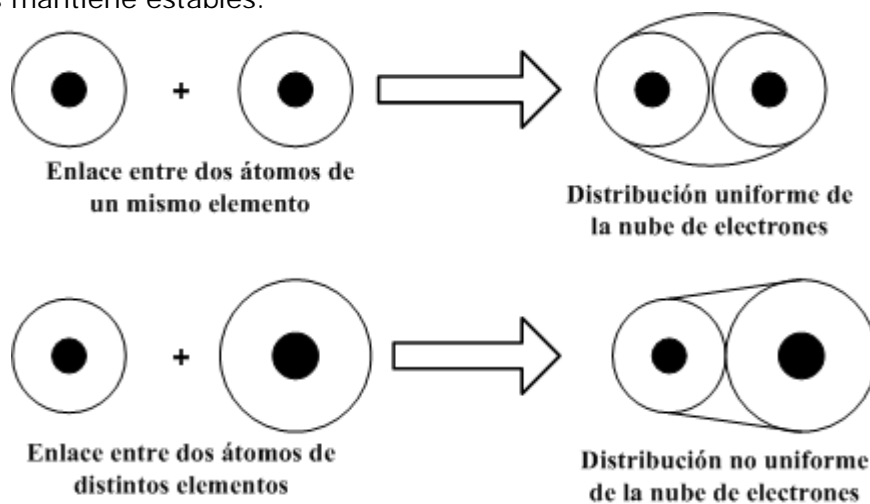
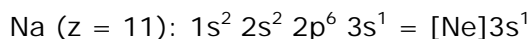


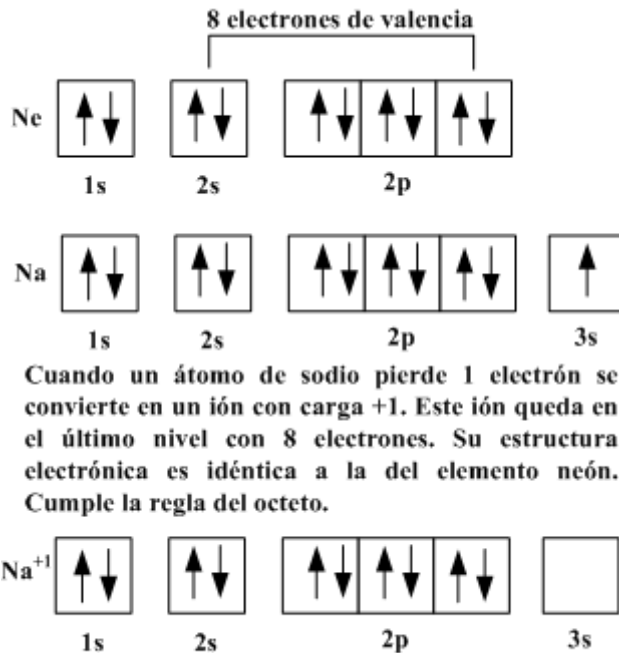
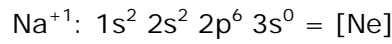
Figura 1

Una segunda cuestión que debemos explicar es por qué los átomos se combinan en proporciones determinadas, es decir, la razón por la que el número de enlaces que puede formar un átomo es fijo y relativamente limitado. En otras palabras, porqué el hidrógeno molecular, H_2 , el agua, H_2O , el cloruro de hidrógeno, HCl , son moléculas estables y no lo son H_3 , H_3O , H_2Cl , etc.

2. REGLA DEL OCTETO.

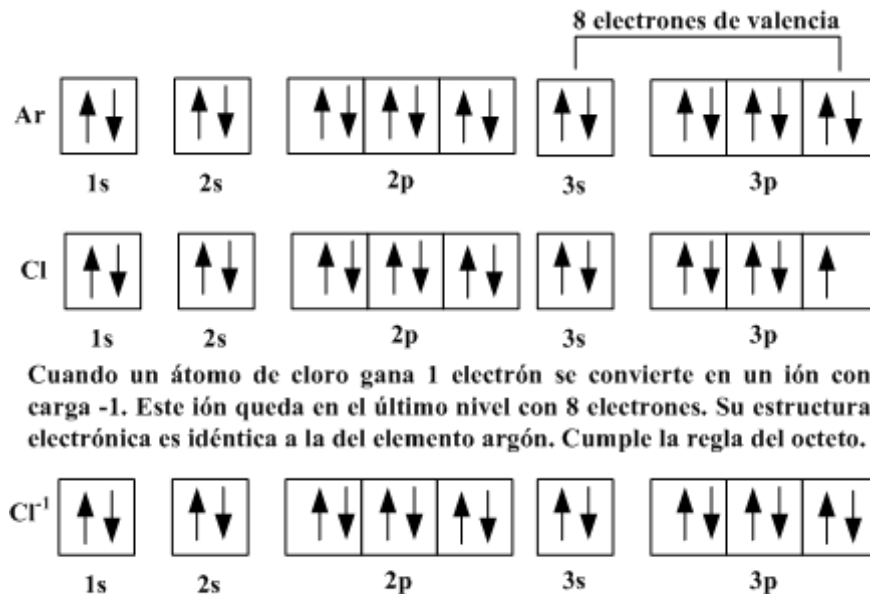
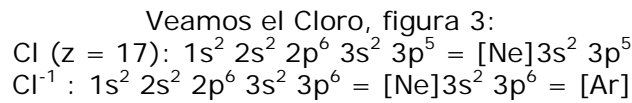
Debido a que los electrones de las capas internas se mantienen atraídos con más fuerza por el núcleo, no suelen participar en la formación de enlaces entre los átomos y son los electrones de valencia los que participan, generalmente, en dicho proceso. Para resaltar la importancia de dichos electrones de valencia y ganar tiempo se suelen escribir las configuraciones electrónicas de los elementos en forma abreviada, que consiste en indicar el gas noble anterior al elemento en el sistema periódico entre corchetes y escribir únicamente los electrones de valencia de los electrones más externos. Ejemplos:





Cuando un átomo de sodio pierde 1 electrón se convierte en un ión con carga +1. Este ión queda en el último nivel con 8 electrones. Su estructura electrónica es idéntica a la del elemento neón. Cumple la regla del octeto.

Figura 2



Cuando un átomo de cloro gana 1 electrón se convierte en un ión con carga -1. Este ión queda en el último nivel con 8 electrones. Su estructura electrónica es idéntica a la del elemento argón. Cumple la regla del octeto.

Figura 3

Actividad de Refuerzo 1.

Escribir, utilizando la notación del ejemplo anterior, la estructura electrónica de los iones:

Br⁻¹: _____
 Mg⁺²: _____

O⁻²: _____

Al⁺³: _____

¿Por qué se consideran estos iones como los más estables que se pueden formar?

3. SÍMBOLOS DE LEWIS.

El químico Gilbert Newton Lewis introdujo un simbolismo muy útil que consiste en representar por un punto (o cualquier otro símbolo, x, ▶, etc.) cada uno de los electrones de valencia rodeando al símbolo del elemento. Una representación así se conoce como símbolo de Lewis. Veamos, en la figura 4, los símbolos de Lewis de algunos elementos:

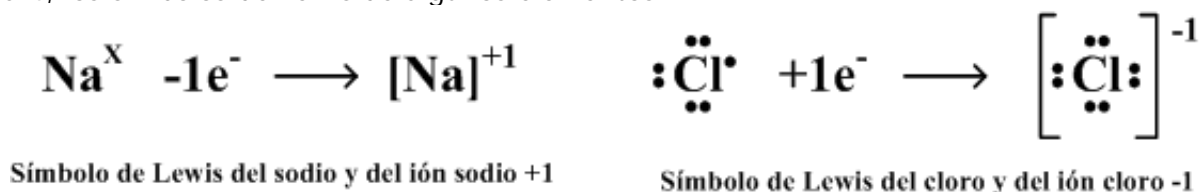


Figura 4

El átomo de carbono merece un estudio especial (forma parte de una familia muy grande de compuestos orgánicos), por cuanto las teorías que aquí mencionamos, para explicar el símbolo de Lewis, modernamente han sufrido algunos cambios ante las evidencias experimentales obtenidas con el estudio a través de rayos X.

Veamos la estructura electrónica del carbono: C (z = 6): 1s² 2s² 2p².

Es decir tiene 4 electrones de valencia. De acuerdo con el principio de Pauli y Hund, los electrones de valencia se distribuyen así (figura 5, estado normal):

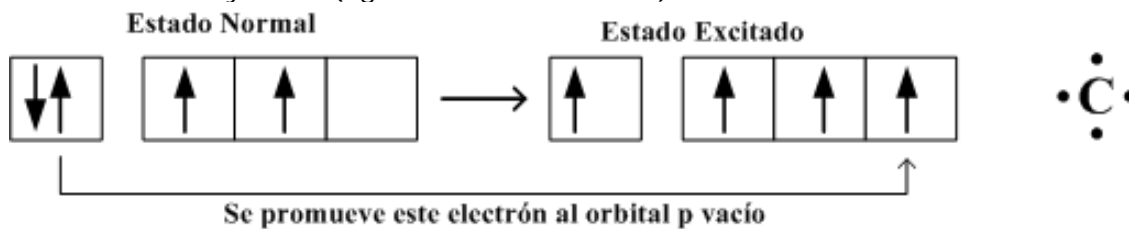


Figura 5. Promoción de electrones y símbolo de Lewis en el átomo de carbono

Experimentalmente se ha podido demostrar que el átomo de carbono tiene 4 electrones libres (desapareados) y no dos, como se observa en su estado normal (ver figura 5). Lo último que se sabe sobre la estructura del carbono es que los 4 orbitales (un orbital s y 3 orbitales p) son equivalentes; hablaremos de esto en el módulo sobre el átomo de carbono.

Actividad de Refuerzo 2.

Escribir el símbolo de Lewis de las partículas siguientes:

Bario⁺²: _____; Azufre⁻²: _____; Nitrógeno: _____; Aluminio: _____

Como sabemos, los gases nobles, excepto el helio, tienen 8 electrones de valencia. Es decir los orbitales están completamente llenos de electrones y no pueden recibir, ni perder más electrones.

El completar 8 electrones en la capa más externa es sinónimo de estabilidad para la estructura del elemento. Por esta razón los gases nobles reciben el nombre de inertes y no forman casi compuestos.

La observación de este hecho llevó a Lewis a proponer la siguiente regla: en la formación de un compuesto, un átomo tiende a perder, ganar o compartir electrones hasta que el número de estos en su capa de valencia (donde se encuentran los electrones de valencia) sea igual a ocho. La regla anterior se conoce como regla del octeto. Esta regla nos permite observar, si en la formación de un compuesto un átomo pierde, gana o comparte electrones. Veamos como un átomo de sodio y un átomo de cloro intercambian sus electrones para formar la sal de cocina. Ver figura 6.

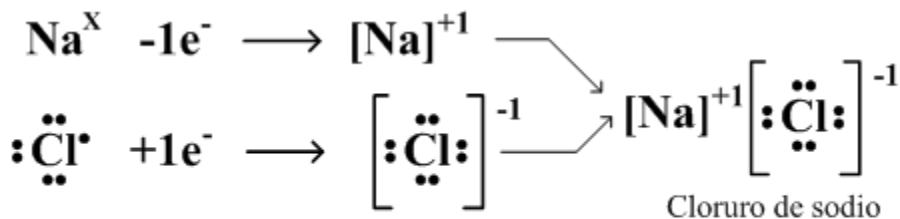
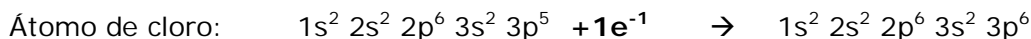
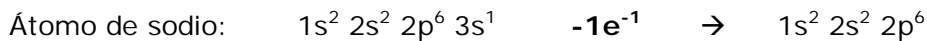


Figura 6. Formación del compuesto iónico, NaCl.

El sodio y el cloro se combinan en una proporción de 1:1 para formar el compuesto, cloruro de sodio. Observe que las dos especies cargadas tienen 8 electrones en su último nivel.

Actividad de Refuerzo 3.

Encuentre el ión más estable que forman los elementos azufre y magnesio. Sugerencia: Estos elementos deben ganar o perder electrones hasta completar en el último nivel la estructura de un gas inerte.

4. ENLACE QUÍMICO.

Es el conjunto de fuerzas que mantienen unidos los átomos, iones y moléculas cuando forman distintas agrupaciones estables.

En la formación de un enlace se presentan dos posibilidades: que los elementos que forman el enlace GANEN Y PIERDAN electrones (los elementos deben tener la posibilidad de transferir los electrones), o que compartan sus electrones. En cualquiera de los dos casos, los elementos en el compuesto cumplen la regla del octeto.

5. ELECTRONEGATIVIDAD.

Se denomina electronegatividad a la tendencia relativa de un átomo a adquirir electrones cuando se encuentra combinado químicamente con otro átomo. La electronegatividad cambia en la Tabla Periódica en forma similar al potencial de ionización.

Actividad de Refuerzo 4.

- A. Consulte en un texto de química la electronegatividad de los elementos y anexe una fotocopia en el cuaderno en el tema correspondiente.
- B. ¿Por qué los gases inertes no tienen electronegatividad?

- C. En la parte superior derecha de la Tabla se encuentran los elementos que presentan _____ (mayor, menor) electronegatividad y en la parte inferior izquierda los elementos que tienen _____ (mayor, menor) electronegatividad.
- D. Los elementos de los grupos I y II forman fácilmente iones _____ (positivos, negativos) y los de los grupos VI y VII forman iones _____ (positivos, negativos).

En la tabla de la columna derecha escriba en orden decreciente los elementos de mayores electronegatividades.

Elemento								
Electronegatividad								

6. ENLACE IÓNICO O ELECTROVALENTE.

Se presenta cuando un elemento pierde electrones (es decir se oxida) y otro elemento gana electrones (es decir se reduce). Ambos procesos deben conducir a la formación de iones positivos (cationes) y negativos (aniones) respectivamente. Estos iones son más estables que los elementos de donde provienen y deben cumplir la regla del octeto.

Para Linus Pauling un enlace es iónico cuando la diferencia de electronegatividad de los elementos que forman el enlace es mayor o igual de 1.7 y covalente cuando esta diferencia es menor de 1.7. El cloruro de magnesio se forma cuando el magnesio pierde dos electrones, que deben ser recibidos por dos átomos de cloro porque cada uno solamente puede recibir un electrón. Ver figura 7

Actividad de Refuerzo 5.

En los pares de elementos siguientes, defina si el enlace es iónico o covalente.

- a. Na – Cl b. H – Cl c. H – S d. H – O e. O – O

Actividad de Refuerzo 6.

Indique el proceso de formación del compuesto que forma el calcio y el oxígeno. ¿En qué proporción se combinan?

Actividad de Refuerzo 7.

Investigar las propiedades de los compuestos iónicos.

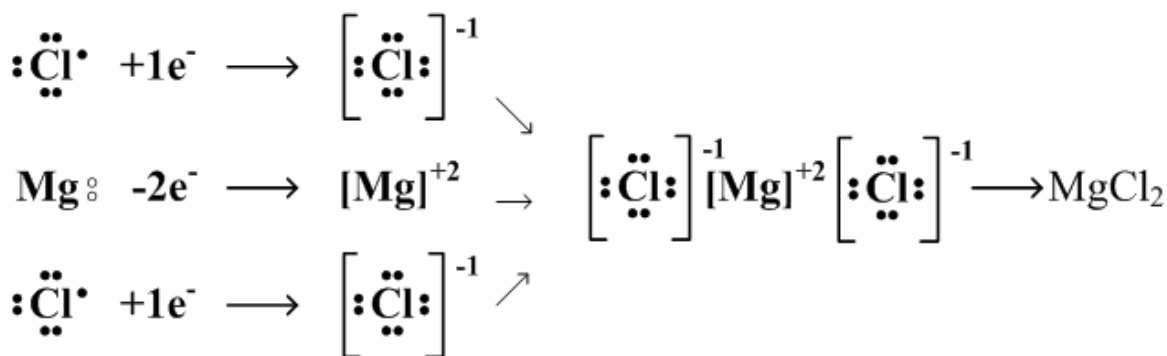


Figura 7. Formación del compuesto iónico, cloruro de magnesio.

7. ENLACE COVALENTE.

Se forma cuando los elementos que dan lugar al compuesto comparten pares de electrones, de tal manera que completan ocho electrones en su último nivel. Linus Pauling manifiesta que se forma un enlace covalente cuando la diferencia de electronegatividad de los elementos que forman el compuesto es menor de 1,7.

Ejemplo: Formación de la molécula de hidrógeno, H₂.



Figura 8. El par de electrones compartido se representa por un guión, conocido como enlace covalente sencillo.

El par de electrones compartido se representa por un guión (Este es el símbolo para representar un enlace covalente).

Ejemplo: Formación de la molécula de cloro, Cl₂.

Observe los dos átomos de cloro. En el compuesto cumplen la regla del octeto. Ver figura 9.



Figura 9. El electrón desapareado en cada átomo de cloro es compartido para formar la molécula. Nuevamente el par de electrones compartido es el guión, que corresponde a un enlace covalente sencillo

El oxígeno tiene dos electrones libres o desapareados, igualmente 6 electrones de valencia. Veamos como comparte sus electrones para formar la molécula de O₂. Ver figura 10.

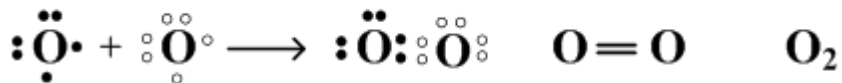


Figura 10. Los dos electrones desapareados son compartidos para formar la molécula de oxígeno. El oxígeno no puede existir en estado atómico (muy inestable), en estado molecular cumple la regla del octeto (muy estable).

El nitrógeno tiene tres electrones libres y cinco electrones de valencia. Veamos (figura 11) cómo se forma la molécula de N₂.

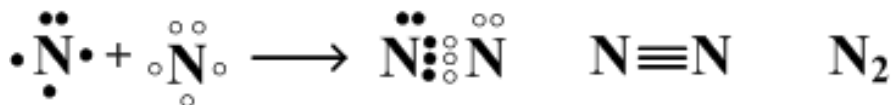


Figura 11. Los 3 electrones desapareados del átomo de nitrógeno son compartidos. En la molécula, se comparten tres pares de electrones. Se forma un enlace covalente triple.

Actividad 8.

En los compuestos siguientes verificar el cumplimiento de la regla del octeto: H₂S, CO₂, HCN, HCCl₃.

8. CLASES DE ENLACE COVALENTE.

- 1. Sencillo:** Se comparte 1 par de electrones. Ver ejemplo: H_2 y Cl_2 .
- 2. Doble:** Se comparten dos pares de electrones. Ver ejemplo: O_2
- 3. Triple:** Se comparten tres pares de electrones. Ver ejemplo: N_2
- 4. Coordinado o Dativo:** Se presenta cuando un elemento aporta los dos electrones para compartirlos con otro elemento y formar el enlace.

Consideremos el ejemplo siguiente:

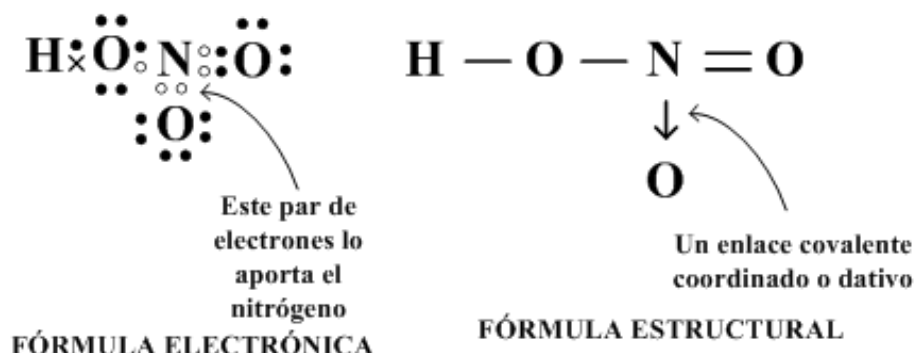


Figura 12. Cuando el par de electrones lo aporta un solo elemento para compartirlo, se forma un enlace covalente dativo

Utilice colores diferentes para marcar los electrones de cada elemento. Observe el par de electrones del nitrógeno que comparte con el oxígeno. Este enlace covalente se llama dativo porque un elemento (N) aporta los dos electrones para compartirlos con otro elemento (O). Observe como queda, utilizando el simbolismo de guiones, la fórmula estructural. La flecha es un enlace covalente que se simboliza así, para significar que un elemento dona el par de electrones (el que está en la cola de la flecha) para compartirlos, con el elemento que está en la punta de la flecha.

Actividad de Refuerzo 9.

Trabaje los casos: HNO_2 y $HClO_2$ mostrando la fórmula electrónica y estructural. Si hay enlaces coordinados o dativos, utilice el símbolo ya indicado en el ejemplo anterior.

9. ENLACE COVALENTE POLAR/APOLAR (NO POLAR).

En una molécula, como por ejemplo H_2 , el par de electrones que comparten se encuentran equidistantes de los núcleos de los dos átomos (Figura 1 y 8), porque la electronegatividad igual en los dos átomos los atrae con una fuerza igual pero de sentido contrario. En este caso se dice que el enlace $H - H$ es un enlace covalente **apolar**.

Veamos el caso de la molécula de HCl , ácido clorhídrico. El cloro (más electronegativo) atrae el par de electrones compartido más fuertemente adquiriendo carga parcial negativa (se representa δ^-) y el hidrógeno adquiere carga parcial positiva (δ^+). El enlace covalente $H - Cl$ es un enlace **polar**. Finalmente la molécula presenta dos polos (dipolo) con carga opuesta. Este dipolo se puede representar vectorialmente, su dirección del elemento menos electronegativo al más electronegativo. Concluimos entonces que un enlace covalente es polar cuando la diferencia de electronegatividades de los elementos que forman el enlace es diferente de cero y menor o igual

que 1,7 y apolar cuando la diferencia es igual a cero. La distribución desigual de la nube de electrones en la molécula es parecida a la figura 1 inferior. Véase la figura 13.

Cuando no se conoce la electronegatividad, se puede averiguar si un enlace es iónico o covalente, por la posición de los elementos en la tabla periódica:

9.1. IÓNICO:

Si se encuentran distantes en la tabla. Caso, por ejemplo, de elementos de los grupos IA, IIA formarán enlace iónico con elementos de los grupos VIA y VIIA.

9.2. COVALENTE POLAR:

Si se encuentran cerca de la tabla. Ejemplo, elementos de los grupos VA, VIA y VIIA.

9.3. COVALENTE APOLAR:

Si se forma entre dos átomos de la misma clase o que tengan la misma electronegatividad (Cl, N).

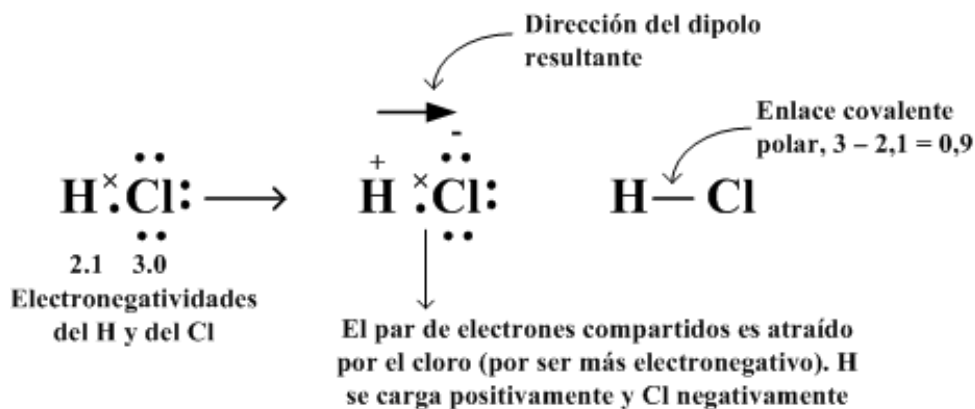


Figura 13. Se forma un enlace covalente polar cuando la diferencia de electronegatividades es menor o igual a 1,7 y mayor que cero.

Actividad de Refuerzo 10.

- (A) En los compuestos A, B, C y D (ver figura 14) decir si los enlaces son polares o apolares.
- (B) Entre los pares de elementos E, F y G (ver figura 14) decir cuál presenta el enlace más polar.

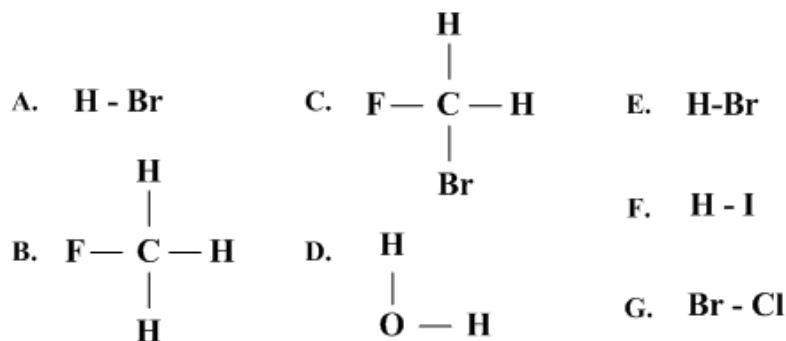
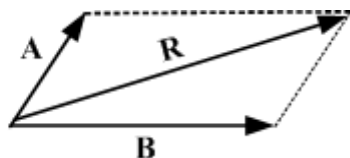


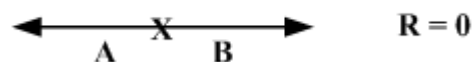
Figura 14. Fórmulas estructurales para la Actividad de Refuerzo 10

10. POLARIDAD DE COMPUESTOS.

Así como los enlaces covalentes pueden ser polares o apolares, los compuestos covalentes pueden ser polares o apolares. Para saber si un compuesto es polar (o apolar), debemos acudir al álgebra vectorial. Un vector, es una propiedad física que tiene punto de apoyo, magnitud, dirección y sentido.



Los dipolos son vectores, es decir, tienen magnitud, dirección y sentido. Observe como se suman los vectores A y B. El punto de apoyo es común para los dos vectores y se dibuja un paralelogramo. La resultante, es la diagonal y es la suma de los dos dipolos.

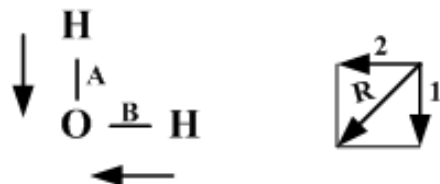


Aquí tenemos dos dipolos, A y B, que tienen igual magnitud, igual dirección, pero sentido opuesto. Al sumarlos la resultante es cero.

Figura 15. Suma de vectores utilizando el método gráfico del paralelogramo.

Por ejemplo, la distancia recorrida por un móvil, la velocidad de una partícula, la fuerza de gravedad. Como el enlace químico es una fuerza, se le considera también un vector. Si la suma vectorial de los dipolos de los enlaces es igual a cero, la molécula es apolar, en cualquier otro caso es polar. Veamos el caso de la molécula de agua:

La molécula de agua presenta dos enlaces covalentes polares, la suma vectorial de los dos dipolos es una resultante (R) con dirección Sur-Oeste (SO). Esta dirección cambia permanentemente debido a las fuerzas de atracción y repulsión al interior de las mismas. La molécula de agua es polar.



Los enlaces covalentes A y B en la molécula de agua son polares. Los dipolos de estos enlaces son respectivamente 1 y 2. Al sumarlos vectorialmente, la diagonal R es la resultante, lo cual nos indica que la molécula de agua es polar. La dirección del dipolo resultante es Sur-Oeste (SO).

Figura 16. Método para hallar la polaridad de un compuesto.

Veamos la molécula de cloruro de berilio, BeCl_2 :



Los enlaces covalentes en la molécula son polares. Los dipolos de estos enlaces, señalados como 1 y 2 se suman vectorialmente. La resultante es cero. Es decir, la molécula es apolar.

Figura 17. Dipolo resultante en BeCl_2

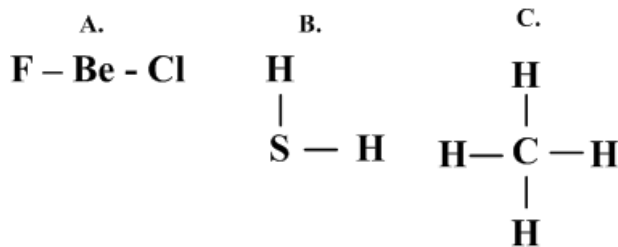


Figura 18

Actividad de Refuerzo 11.

En los compuestos siguientes (figura 18) decir si la molécula es polar o apolar.

11. FÓRMULAS.

Una fórmula es la representación por medio de símbolos de cada uno de los elementos que hacen parte de un compuesto o molécula. Existen cuatro clases de fórmulas en química:

11.1. Empírica.

Muestra solamente la proporción de elementos presentes en el compuesto. Se obtiene a partir de la composición centesimal del compuesto o a partir de la fórmula molecular, dividiendo los subíndices numéricos de la fórmula molecular por un número entero hasta obtener la fórmula mínima. Ejemplo: Benceno, fórmula molecular = C_6H_6 ; fórmula empírica = CH (se dividió por 6 la Fórmula molecular).

11.2. Molecular.

Muestra la cantidad real de elemento presente en el compuesto. Cuando la molecular no se puede dividir para obtener la mínima, entonces la molecular y la empírica son iguales. Ejemplos: H_2O , H_2SO_4 , C_2H_4 , etc.

La técnica para hallar fórmulas mínimas (o empíricas) y moleculares se estudió en el módulo de teoría atómica.

11.3. Electrónica.

Conocida también como fórmula de Lewis, muestra los electrones de valencia distribuidos en el compuesto. Para construir fórmulas electrónicas se deben tener presentes una serie de reglas que no se estudiarán aquí. Básicamente se debe observar el cumplimiento de la regla del octeto, en los compuestos que contienen hidrógeno, este comparte dos electrones, si el compuesto contiene hidrógeno y oxígeno, el hidrógeno se une casi siempre al oxígeno, el oxígeno puede formar dos enlaces covalentes, un enlace doble o uno dativo, etc.

11.4. Estructural.

Muestra los electrones compartidos (enlaces covalentes) representados por guiones. Los electrones sin compartir no se escriben. Es decir, solamente presenta los enlaces en forma de guiones.

Actividad de Refuerzo 12.

Hallar la fórmula empírica, electrónica y estructural de los compuestos siguientes: CO_2 , HNO_3

Actividad de Refuerzo 13.

La regla del octeto tiene algunas excepciones. Hay elementos que forman compuestos con menos de un octeto y otros con más de un octeto. Investigue dos casos de compuestos que tengan menos de un octeto y dos que tengan más de un octeto.

12. VALENCIA

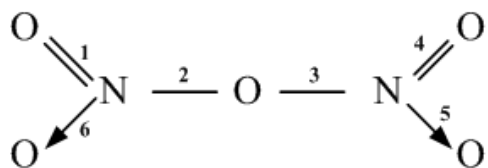


Figura 19.

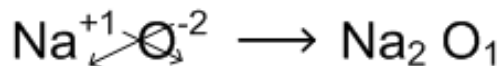
Es la capacidad de combinación de un elemento. Es el número de electrones que un elemento puede dar, recibir o compartir. En una fórmula estructural se puede determinar observando los enlaces covalentes así:

- 1 enlace doble equivale a dos simples.
- 1 enlace triple equivale a tres simples.
- 1 enlace coordinado equivale a dos simples.

Podemos demostrar que la valencia del nitrógeno es 5 y la del oxígeno 2.

13. PREGUNTAS EXPLICADAS

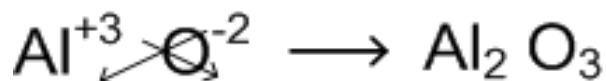
- El elemento con número atómico 11 es Na, sodio, se une con el elemento oxígeno, O, de número atómico 8. La fórmula del compuesto y el tipo de enlace es



El 1 como subíndice se omite

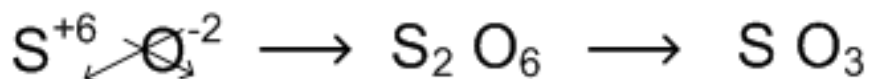
Sodio es elemento del grupo IA y Oxígeno del grupo VIA. Están muy separados en la tabla, el enlace es iónico. Como el compuesto eléctricamente es neutro, la suma de cargas positivas y negativas debe ser cero. Esta neutralidad se logra intercambiado el número que corresponde al valor absoluto de la carga, como se indica por medio de las flechas.

- El elemento con $Z=13$ es Aluminio, se une con el elemento Oxígeno, $Z=8$. La fórmula del compuesto es:



Están muy separados en la tabla. Al grupo IIIA con O grupo VIA. El enlace sigue siendo iónico. Observe como se hace el intercambio de cargas para conseguir el subíndice.

- El elemento S con $Z=16$ se une con el elemento O con $Z=8$. Veamos la fórmula del compuesto.



Los subíndices se deben simplificar

Ambos elementos son del grupo VIA, están muy cerca, el enlace es covalente polar. El intercambio de cargas tiene ahora una novedad, la simplificación cuando estos se pueden simplificar.

RESPONDA LAS PREGUNTAS 4, 5, Y 6 TENIENDO EN CUENTA LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

Elemento	Grupo	Período	Z	Electronegatividad
A	IA	5	37	0,8
B	IIA	3	12	1,3
C	IVA	3	14	1,9
D	VIA	4	34	2,6
E	VIIA	3	17	3,0

4. Entre los pares de elementos A-D y B-E la clase de enlace más probable y su fórmula respectiva sería
 Iónico los dos, AD y BE
 Iónico y covalente respectivamente, A₂D y BE₂
 Covalente los dos, A₂D y B₂E.

Iónico los dos, A₂D y BE₂

El compuesto formado por A y D debe ser iónico (grupos IA y VIA), primero muy distantes en la tabla y la diferencia de electronegatividad es 1,8. A forma ión con carga +1 y D con carga -2. El compuesto debe ser A₂D. B es grupo IIA, forma iones con carga +2 y E, grupo VIIA forma iones con carga -1. El compuesto debe ser BE₂. Respuesta correcta D.

5. De acuerdo con su ubicación en la tabla periódica, el comportamiento más probable para adquirir la estabilidad, sería
- A y B cederían electrones dando iones negativos, C compartiría electrones y D y E recibiría electrones formando iones negativos.
 - A y B cederían electrones formando iones positivos, C, D y E recibirán electrones formando aniones.
 - A y B recibirán electrones originando iones positivos, C compartiría sus electrones de valencia y D y E cederían electrones formando iones negativos.
 - A y B cederían electrones formando cationes, C compartiría electrones y D y E recibiría electrones formando aniones.

Cuando un átomo cede o pierde electrones se transforma en un catión, es decir, en un ión positivo. Cuando gana o recibe electrones se convierte en un ión cargado negativamente o anión. Los metales siempre pierden electrones, el no metal al estar unido al metal siempre se volverá negativo, porque siempre debe haber elementos que pierdan y otros reciben. C está en el grupo IVA, generalmente comparte electrones, pero también puede perder o ganar electrones. Opción correcta D.

6. Teniendo en cuenta el número de electrones de valencia, se organizarían en orden creciente así
- A, B, C, D, E
 - B, C, E, D, A
 - E, D, C, B, A
 - A, D, E, C, B

Los electrones de valencia son los electrones que tiene el átomo en el último nivel. Este número coincide con el grupo al que pertenece el elemento en la tabla. A pertenece al grupo IA, tiene un electrón de valencia. El orden creciente es A, B, C, D, E. Respuesta correcta A.

14. ¿CÓMO SE DETERMINA LA CARGA APARENTE QUE UN ELEMENTO PARECE TENER EN UN COMPUESTO? ESTADO O ÍNDICE DE OXIDACIÓN

Desempeño Esperado: El estudiante aplica las reglas para determinar el estado de oxidación de algunos elementos en compuestos, iones y sustancias elementales.

Se ha inventado un sistema de contabilidad arbitrario para seguirle la pista a los electrones en las reacciones en las cuales hay transferencia de estos, tal seguimiento es a través del **estado de oxidación**. El estado de oxidación compara la carga de un átomo en estado libre (no combinado), con su carga real en un compuesto, por ejemplo, cuando el sodio metálico (carga neta 0) se

combina con cloro (carga neta 0), para formar cloruro de sodio, NaCl, cada átomo de sodio pierde 1 electrón y se convierte en un catión Na^{+1} , y cada átomo de cloro gana 1 electrón y se convierte en un anión Cl^{-1} . Ahora, el Na^{+1} tiene estado de oxidación +1, porque tiene 1 electrón menos que el átomo de sodio, y el Cl^{-1} tiene estado de oxidación -1, porque tiene un electrón más que el átomo de cloro.

El estado de oxidación o número de oxidación, de un átomo es la expresión del número de electrones que el átomo ha ganado, ha perdido o ha compartido al unirse con otros átomos. Reglas prácticas para hallar el número de oxidación:

Podemos usar el siguiente conjunto de **reglas para determinar números de oxidación**:

- El número de oxidación de un elemento en estado libre (no combinado) es cero. Ejemplos, el O en el O_2 ; el Ar, el Fe, el F en el F_2 , el P en el P_4 y el S en el S_8 , tienen estado de oxidación cero (0).
- El número de oxidación de un ión monoatómico (1 átomo), es igual a la carga real del ión. Ejemplos: el número de oxidación de Ba^{+2} es +2; el del Al^{+3} es +3; el del I^{-1} es -1 y el del Na^{+1} es +1.
- El número de oxidación del hidrógeno es +1, a menos que esté combinado con un metal (hidruro), en cuyo caso presenta número de oxidación -1. Ejemplos, en HCl, es +1; en CaH_2 , es -1; en NaH, es -1
- El número de oxidación del oxígeno es -2, excepto en los peróxidos, que es -1 y en el fluoruro de oxígeno, OF_2 , es +2. Ejemplos, en HNO_3 , es -2; en CO, es -2; en el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , es -1; en el peróxido de sodio, Na_2O_2 , es -1
- El número de oxidación de los metales siempre es positivo, el de los metaloides y no metales, puede ser positivo o negativo. Ejemplos, Na = +1; Fe = +2 y +3; Cl = -1, +1, +3, +5 y +7
- El número de oxidación de los metales alcalinos (Grupo IA) siempre es +1.
- El número de oxidación de los metales alcalinotérreos (Grupo IIA), siempre es +2.
- En los compuestos binarios (compuestos de dos elementos), los átomos de los halógenos (Grupo VIIA), tienen estado de oxidación -1. Ejemplos, en NaF, en FeCl_2 , en CaBr_2 , y en FeI_2 , el estado de oxidación del F, el Cl, el Br y el I es -1
- La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de una molécula es cero, porque las moléculas son eléctricamente neutras. Ejemplos:

$\begin{array}{r} +3 \quad -1 \\ \text{Au} \quad \text{Cl}_3 \\ +3 + (-1)3 = +3 - 3 = 0 \end{array}$	$\begin{array}{r} +2 \quad +6 \quad -2 \\ \text{Ba} \quad \text{S} \quad \text{O}_4 \\ +2 + (+6) + (-2)4 = +2 + 6 - 8 = +8 - 8 = 0 \end{array}$
--	---
- La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de un ión poliatómico (más de un átomo), es igual a la carga total del ión. Ejemplos:

$\begin{array}{r} +5 \quad -2 \\ \text{P} \quad \text{O}_4^{-3} \\ +5 + (-2)4 = +5 - 8 = -3 \end{array}$
--

Actividad de Refuerzo 14.

- Asigna el número de oxidación a cada uno de los elementos en los siguientes iones o moléculas:
 - H_2SO_4
 - KMnO_4
 - H_3BO_3

- d. Al(OH)_3 e. LiNO_3 f. CBr_4

2. En el sulfato ácido de potasio, KHSO_4 , los estados de oxidación del K y del S son respectivamente:

- A. +1 y +4 C. +1 y +6
 B. -1 y +6 D. +1 y -6

Actividad de Refuerzo 15.

1. Asigna el número de oxidación a cada uno de los elementos en los siguientes iones o moléculas:

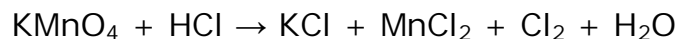
- a. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ b. HPO_4^{-2} c. CrCl_3 d. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$
 e. Au^{+3} f. NH_4OH

2. En los compuestos SO_3 y Li_2O_2 , los estados de oxidación del azufre y del oxígeno son respectivamente:

- A. +1 y -2 C. +6 y -2
 B. +3 y -1 D. +6 y -1

Actividad de Refuerzo 16.

Escriba los estados de oxidación de todos los elementos en la reacción siguiente:



Señale el (los) elemento(s) cuyo estado de oxidación aumentó al pasar de reactivo a producto.

Señale el (los) elemento(s) cuyo estado de oxidación disminuyó al pasar de reactivo a producto.

Para recordar: El elemento cuyo estado de oxidación aumenta, se oxida, es decir pierde electrones; y el elemento cuyo estado de oxidación disminuye, se reduce, es decir gana electrones.

El cambio en el estado de oxidación es el número de electrones ganados y perdidos. ¿Cuántos electrones se ganaron y perdieron en esta reacción?

