



INSTITUCIÓN EDUCATIVA LENINGRADO

Resol. No.2285 de mayo 02 de 2011 Jornada Diurna

Resol. No. 3212 de Julio 01 de 2011 Jornada Nocturna

NIT 816.002.832-0 DANE 166001002886



TALLER No 6

NOMBRE DEL TALLER: Enlace Químico

- **ÁREA:** Química
- **DOCENTE:** Edison Arias
- **GRUPO:** 10-A
- **FECHA:** Junio- Julio 2024

FASE DE PLANEACIÓN O PREPARACIÓN

COMPETENCIA:

Comprende las relaciones entre las propiedades y estructura de la materia con la formación de iones y moléculas.

EVIDENCIA DE APRENDIZAJE:

Especifica las características de la estructura electrónica de los átomos que propician la formación de enlaces iónicos o covalentes. Reconoce la tendencia que muestran los átomos a adquirir un octeto electrónico en sus niveles más externos y su aplicación en la formación de enlaces. Establece diferencias entre enlace iónico y covalente, y predice qué tipo de enlace se establece más probablemente entre una pareja dada de elementos.

FASE DE EJECUCIÓN O DESARROLLO

INSTRUCCIONES:

Hacer lectura crítica, escribir conceptos fundamentales, resolver los ejemplos y luego las actividades de aprendizaje.

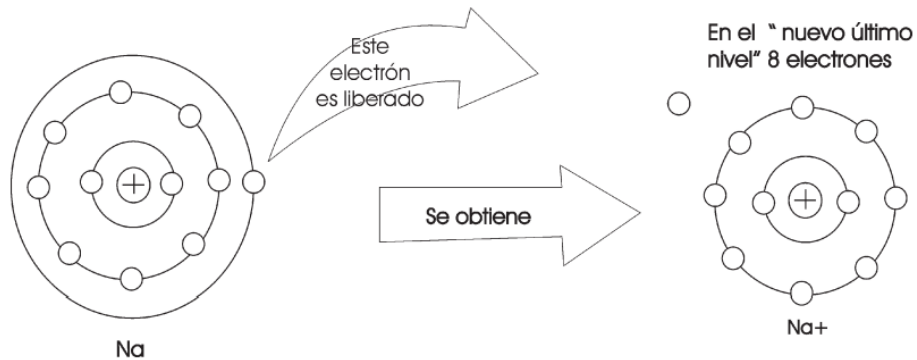
TEORÍA: ¿ CUÁLES SON LAS FUERZAS QUE MANTIENEN UNIDOS A LOS ÁTOMOS Y A LAS MOLÉCULAS ?

Desde hace casi dos siglos, Jhon Dalton postuló que los átomos se unen entre sí para formar moléculas. Dicha unión se hace posible por ciertas fuerzas de atracción que se establecen entre los átomos, a las cuales damos hoy el nombre de **enlace químico**. Existen ciertas características que permiten que los átomos puedan participar en la formación de enlaces, características que están íntimamente ligadas a la configuración electrónica del nivel de valencia. Así mismo, todos los elementos de la tabla periódica poseen la tendencia a completar ocho electrones en su último nivel de energía (ya sea ganando o perdiendo electrones); a dicho fenómeno se le conoce como **regla o ley del octeto**.

Los elementos **del grupo VIIIA** de la tabla periódica « **gases nobles** », no son activos químicamente, ya que presentan ocho electrones de valencia en su último nivel, lo cual los hace sumamente estables.

¿Cómo se configura un octeto? Existen tres maneras como los átomos pueden alcanzar un octeto electrónico en el nivel de valencia: cediendo, adquiriendo o compartiendo electrones.

Cediendo electrones. Los electrones pueden liberarse, cuando el nivel de valencia tiene uno o dos electrones; éstos están relativamente «suelos», es decir, se requiere poca cantidad de energía para liberarlos de la atracción del núcleo. Si esto ocurre, el nivel de valencia desaparece como tal, siendo reemplazado por el último nivel, que por lo general presenta ocho electrones. Veamos el siguiente ejemplo con el sodio Na:



Todo átomo tiene carga eléctrica neutra. Cuando se libera o cede un electrón, tal equilibrio se destruye; en el ejemplo anterior el sodio queda con 11 protones en el núcleo y sólo 10 electrones. El protón de exceso se representa con carga neta de +1, por lo cual la partícula se simboliza Na+.

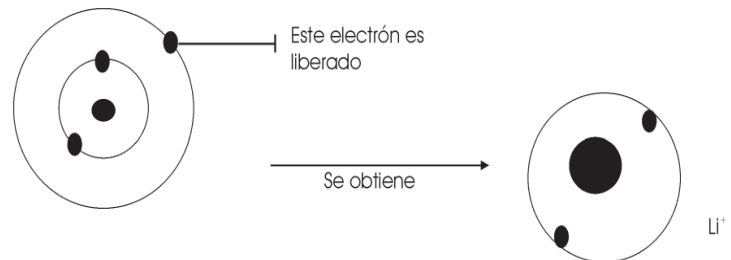
Las partículas de carga eléctrica reciben el nombre de **iones**. Los de carga positiva Ca^+ K^+ Rb^+ , reciben el nombre de **cationes** y los de carga negativa F^- O^{2-} Cl^- , reciben el nombre de **aniones**.

Ejemplo.

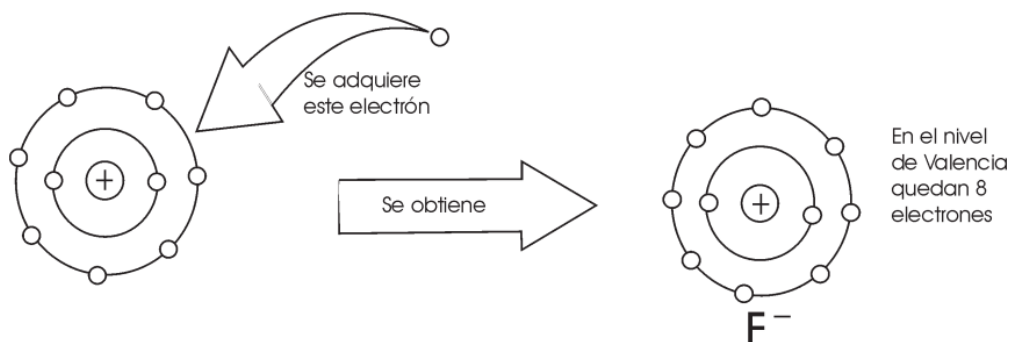
Litio $Z = 3$

$1S^2 2S^1$

Pierde 1 electrón y el ion formado es Li^+



Adquiriendo electrones. El caso contrario ocurre con los elementos de los grupos VI A y VII A. Para los átomos de estos elementos es muy difícil perder sus 6 ó 7 electrones de valencia; en cambio, alcanza fácilmente su estabilidad cuando adquiere 2 ó 1 electrón. Veamos el siguiente ejemplo:

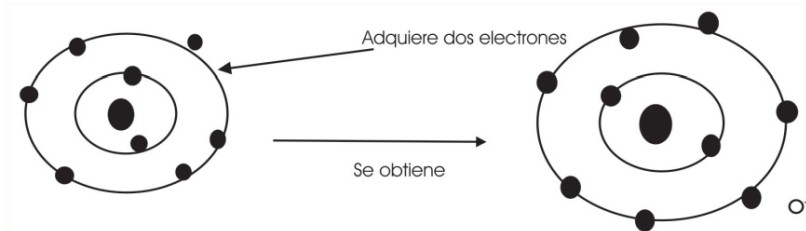


Ejemplo.

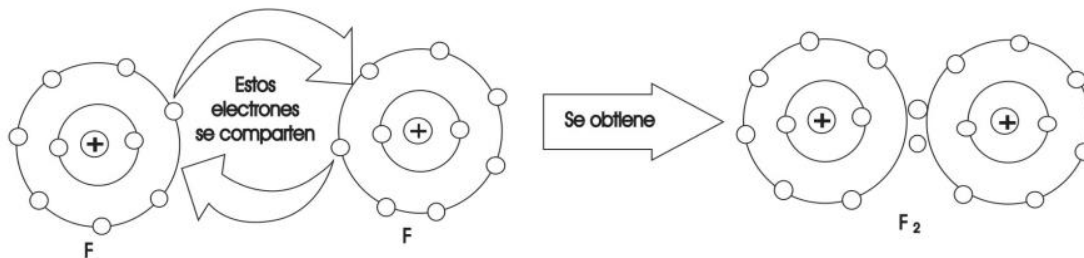
Oxígeno $Z = 8$

$1S^2 2S^2 2P^4$

El último nivel de energía posee 6 electrones; por lo tanto debe ganar 2 electrones para completar el octeto.



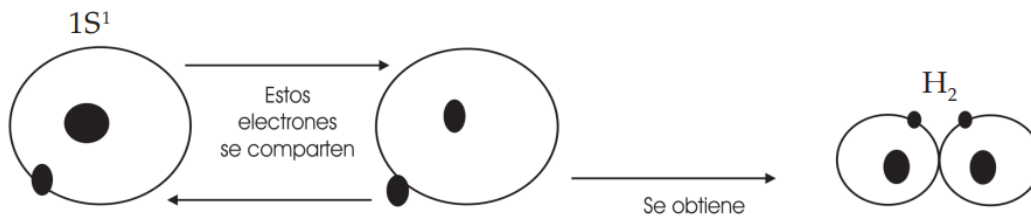
Compartiendo electrones. Si un átomo de flúor se encuentra con otro, la tendencia de ambos es a adquirir electrones; es fácil suponer que ninguno de ellos se somete a ceder un electrón al otro para que complete su octeto. Sin embargo, este objetivo se alcanza para ambas partes cuando se comparten dos electrones (uno aportado por cada átomo). Ver el siguiente ejemplo:



En este caso no hubo formación de iones, cada partícula formada conserva el número de protones y electrones; dicha partícula es una molécula F_2

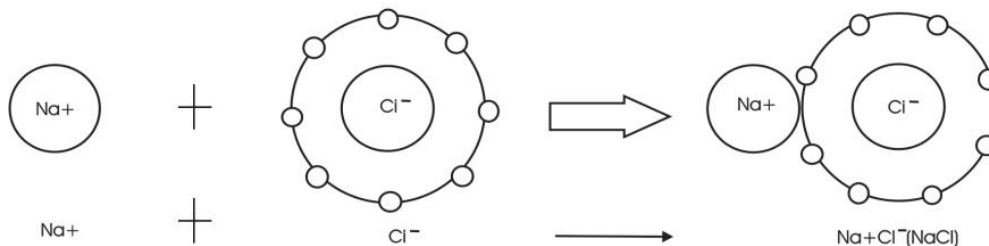
Ejemplo.

Hidrógeno $Z = 1$



Un enlace iónico es un tipo de enlace químico que se forma entre dos átomos cuando uno de ellos cede uno o más electrones y el otro los acepta. Este intercambio de electrones genera dos iones con cargas opuestas: un catión (ion positivo) y un anión (ion negativo). La atracción electrostática entre estas cargas opuestas mantiene unidos a los iones en el enlace iónico.

Analiza qué ocurre cuando el sodio se pone en presencia del cloro bajo condiciones adecuadas, lo cual se aprecia en el siguiente gráfico:



Otra forma para determinar el tipo de enlace, es consultando en la tabla periódica, los valores de la electronegatividad² para los átomos involucrados en el enlace. Cuando la diferencia entre valores de la electronegatividad es igual a 1.7 ó mayor, indica que se forma enlace iónico. Analicemos el siguiente ejemplo:

Potasio	Cloro	→	Cloruro de potasio
K	+ Cl		
Electronegatividad		→	Enlace iónico
0.8	3.0		

Entonces $3.0 - 0.8 = 2.2$ Esta diferencia indica que el enlace formado es iónico.

Un enlace covalente es un tipo de enlace químico que se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones. Este tipo de enlace ocurre típicamente entre átomos no metálicos con electronegatividades similares

Cuando la diferencia entre valores de electronegatividad¹ se encuentra entre 0 y 1.6 el enlace formado es covalente. Analicemos el siguiente ejemplo:

Bromo	Cloro	→	BrCl
Br	Cl	→	Cloruro de bromo
Electronegatividad			
2.8	3.0		

Entonces: $3.0 - 2.8 = 0.2$ Esta diferencia indica que el enlace formado es covalente.

¿Qué es un símbolo electrónico? Es la representación de los electrones de valencia de un elemento químico, utilizando símbolos (puntos o cruces). Esta representación recibe el nombre de Estructura de Lewis.

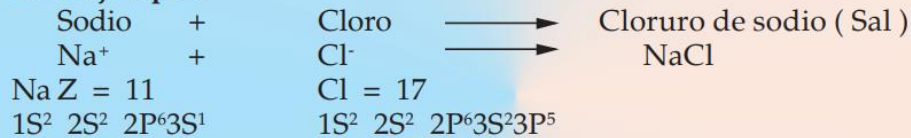
Ejemplo:

Calcio = Ca^+
 Ca $Z=20$
 $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 4\text{S}^2$

En el último nivel hay dos electrones de valencia y su estructura de Lewis se representa así:



Otro ejemplo:



En el último nivel de valencia hay

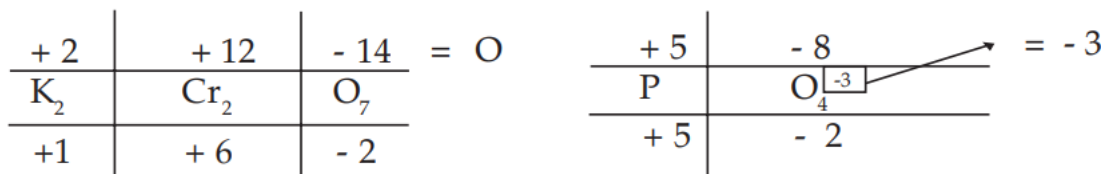
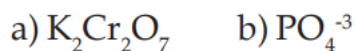
↓ ↓
1 electrón 7 electrones
Su estructura de Lewis es



Número o estado de oxidación. Se define como número de oxidación de un átomo en una molécula, la carga eléctrica que presentan los electrones, al momento de formarse un enlace. Este número también conocido como estado de oxidación puede tomar diversos valores para un mismo átomo, según la molécula o ión con la cual se estén uniendo. Se pueden utilizar varias reglas que no requieren la escritura de la fórmula electrónica, ni la consulta de los valores de electronegatividad. Estas reglas son las siguientes:

1. El número o estado de oxidación de cualquier elemento en estado libre (no combinado) es siempre de cero. Ejemplo:
F₂ : Número de oxidación = 0
S₈ : Número de oxidación = 0
2. El número de oxidación de un ión es igual a la carga real del ión. Ejemplo: Ba²⁺ : Número de oxidación = + 2
I⁻ : Número de oxidación = - 1
3. El número de oxidación del hidrógeno en todos sus compuestos es +1 (excepto en la combinación de un no metal con el hidrógeno, en los cuales presenta número de oxidación -1)
4. El número de oxidación del oxígeno es -2.
5. El número de oxidación de los metales alcalinos (grupo IA) en todos sus compuestos es +1.
6. El número de oxidación de los metales alcalinotérreos (grupo IIA) en todos los compuestos es +2.
7. El número de oxidación de los halógenos (grupo VIIA) en sus compuestos metálicos binarios es -1.
8. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de una molécula es cero, ya que las moléculas son eléctricamente neutras.
9. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un ion poliatómico es igual a la carga del ion.

Determina el número de oxidación de todos los átomos en los siguientes iones o moléculas:





FASE DE EVALUACIÓN

ACTIVIDAD A EVALUAR: Actividades de Aprendizaje

1. Realiza la distribución electrónica de los siguientes elementos, determinando la cantidad de electrones en el último nivel de energía. Sodio, berilio, boro, carbono, nitrógeno, oxígeno, flúor, neón.
2. ¿Cuál de los elementos del ejercicio anterior cumple la ley del octeto ? explica tu respuesta.
3. Representa por medio de la distribución electrónica el ion que se forma en los siguientes elementos, y grafica el proceso. Boro, calcio, potasio, galio, estroncio y rubidio.
4. Representa por medio de la distribución electrónica el ion que se forma en los siguientes elementos, y grafica el proceso. Azufre, bromo, fósforo, selenio y yodo.
5. Representa por medio de la distribución electrónica la molécula que se forma en los siguientes elementos, y grafica el proceso. Oxígeno, nitrógeno, carbono y bromo.
6. Consultando los valores de electronegatividad en la tabla periódica, identifica qué tipo de enlace se presenta entre las siguientes parejas de elementos: Carbono – Fósforo, Hidrógeno – Azufre, Litio – Flúor, Bario – Nitrógeno, Oxígeno – Hidrógeno, Yodo – Yodo, Carbono – Azufre, Fósforo – Oxígeno
7. , ¿ cuáles de las siguientes parejas de elementos pueden formar enlace iónico ? Justifica tus respuestas y escribe las estructuras de Lewis para los enlaces formados:
K y S - Fe y O - C y H - Ca y Cl - Mg y O - N y C - Na y Br H y P - Ca y S.
8. Representa por medio de las estructuras de Lewis la formación de enlaces covalentes para obtener las siguientes moléculas: Agua H₂O, yoduro de hidrógeno HI, amoníaco NH₃ tetracloruro de carbono CCl₄ , sulfuro de hidrógeno H₂S
9. Determina el número de oxidación de todos los átomos en todos los iones y moléculas

