



INSTITUCION EDUCATIVA

REINO DE BELGICA

Planeación de actividades

Página 1 de
7

NOMBRE DEL DOCENTE: Leyda Rodríguez Lemos

ÁREA O ASIGNATURA: _____ **GRADO** __Decimo__ **GRUPO** 10°1 (S):

TEMA(S): __Enlaces Químicos

DIA __24__ **MES** __Marzo__ **AÑO** __2020__

INDICADOR(ES) A DESARROLLAR:

Identifica por que los átomos se enlazan de distintas maneras en la naturaleza

ENLACES QUIMICOS

Unión química entre dos átomos enlazados, considerando las interacciones entre los electrones de valencia de enlazamiento químico.

Los compuestos están formados por agrupaciones de átomos, moléculas o iones (con carga positiva o negativa) manifestándose en todos ellos una fuerza de unión, fenómeno llamado enlace químico.

La configuración electrónica cumple un rol muy importante; al configurar el nivel más externo de los átomos, llamados nivel de valencia, donde se encuentran electrones de valencia que tiende a alcanzar mayor estabilidad adoptando la configuración de un gas noble.

La mayoría de las sustancias las sustancias que encontramos en la naturaleza están formadas por átomos unidos. Las fuerzas que mantienen unidos los átomos en las distintas sustancias se denominan enlaces químicos.

Los átomos se unen porque, al estar unidos, adquieren una situación más estable que cuando estaban separados. Esta situación suele darse cuando el número de electrones que poseen los átomos en su último nivel es igual a 8, estructura que coincide con la de los elementos del grupo 18 o gases nobles. Los gases nobles tienen muy poca tendencia a formar compuestos y suelen encontrarse en la naturaleza como átomos aislados. Los átomos se unen para formar enlaces porque así consiguen que su último nivel tenga 8 electrones, la misma configuración electrónica que los átomos de los gases nobles. Este principio recibe el nombre de regla del octeto.

TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS:

ENLACE IÓNICO O ELECTROVALENTE:

Existe entre dos átomos cuando uno de ellos (X) pierde un electrón quedando cargado positivamente (X+), y el otro (Y) gana un electrón resultando ser cargado negativamente (Y-); éstos átomos se atraen por fuerzas electrostáticas y forman compuestos iónicos (X+; Y-). Esto es debido a las atracciones electrostáticas entre partículas químicas iónicas:

Cationes (+): Partículas químicas cargados electropositivamente.



**INSTITUCION EDUCATIVA
REINO DE BELGICA**

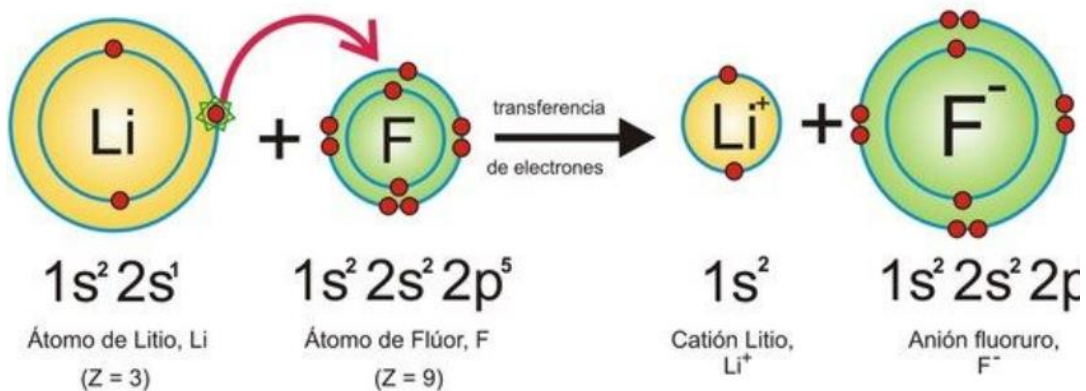
Planeación de actividades

**Página 2 de
7**

Aniones (-): Partículas químicas cargadas electronegativamente.

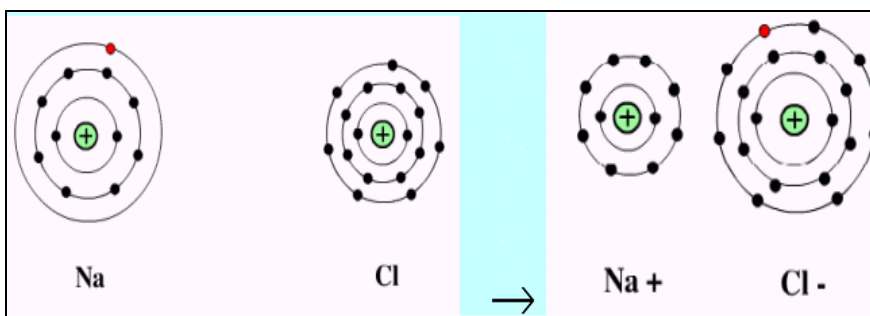
Ejemplo:

Mediante los enlaces iónicos se forman compuestos químicos, conocidos como iónicos; por ejemplo, el fluoruro de litio se forma cuando un átomo de litio le cede al flúor el único electrón que tiene en su último nivel, lográndose así que los átomos de litio y flúor se estabilicen y se transformen en iones; el litio, por haber perdido un electrón, se convierte en un anión.



El litio tiene en su última capa (capa S) un electrón, el F (Flúor) tiene en su última capa (capa p) 5 electrones. Se unen mediante un enlace iónico cediendo el litio el único electrón de su última capa al flúor, con lo que el flúor tiene ahora 6 átomos en su última capa (más cerca de los 8 ideales).

Ejm: Molécula Iónica del Cloruro de Sodio





Características:

- Está formado por metal + no metal
- No forma moléculas verdaderas, existe como un agregado de aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos).
- Los metales ceden electrones formando por cationes, los no metales aceptan electrones formando aniones

ENLACE COVALENTE:

Se producen cuando dos átomos enlazados comparten 1, 2 y hasta 3 pares de electrones de enlace. Es producto del comportamiento de uno o más electrones entre dos átomos, debido a la poca diferencia de su electronegatividad, por lo que forma que cada uno alcance su configuración electrónica. En el enlace covalente, uno o más pares de electrones son compartidos entre dos átomos, siendo que el enlace es el producto de las fuerzas de atracción de los respectivos núcleos sobre los pares de electrones compartidos. Los compuestos que los tienen se llaman compuestos covalentes.

Características:

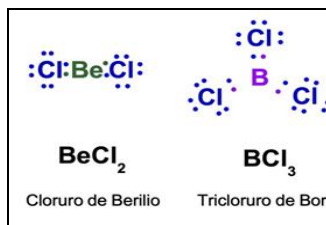
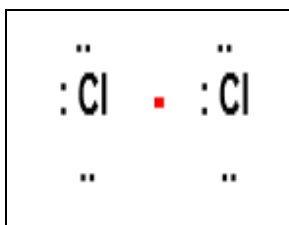
Está basado en la compartición de electrones. Los átomos no ganan ni pierden electrones, COMPARTEN.

Está formado por elementos no metálicos. Pueden ser 2 o 3 no metales. Pueden estar unidos por enlaces sencillos, dobles o triples, dependiendo de los elementos que se une

Al unirse con otro átomo de cloro ambos comparten su electrón desapareado y se forma un enlace covalente sencillo entre ellos. Este enlace se representa mediante una línea entre los dos átomos.

Ejemplo: con elementos que existen como moléculas diatómicas.

Cl₂, cloro molecular, formado por dos átomos de cloro. Como es un no metal, sus átomos se unen por enlaces covalentes.



Los enlaces covalentes se dividen en:

Enlace covalente simple: se forma cuando dos átomos comparten solo un par de electrones. Cl₂



Enlace **covalente doble**: se forma cuando dos átomos comparten dos pares de electrones. Ejemplo dióxido de carbono CO_2 Enlace covalente triple: se forma cuando dos átomos comparten tres pares de electrones. Ejemplo el acetileno C_2H_2

Enlace metálico Los enlaces metálicos se presentan entre elementos metálicos, debido a que tienen pocos electrones en su última capa de valencia, por lo general 1 y 3. Un ejemplo de enlace metálico es el que se presenta entre iones positivos (catión) del sodio Na^+ . Los iones positivos resultantes se ordenan en el espacio formando la red metálica. Los estudiantes determinan en los siguientes compuestos a qué tipo de enlace corresponde.

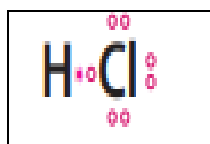
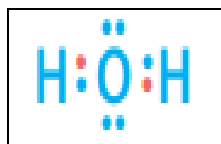
Estructuras de Lewis

Lewis determinó una forma para poder representar enlaces covalentes, basándose en los electrones de valencia de cada átomo.

Aquí se verán alrededor de 5 pasos sencillos para lograr una representación de Lewis de manera correcta:

1. Contar los electrones de valencia de todos los átomos involucrados. Este número es el total de electrones a representar.
2. Dibujar el átomo central (o los átomos centrales) con sus electrones de valencia alrededor (representados por x o puntos).
3. Dibujar el resto de los átomos alrededor del átomo central, haciendo coincidir un electrón de valencia de este último (del átomo central) con un electrón de valencia del átomo secundario.
4. Contar el número de electrones alrededor de cada átomo. Los átomos H, Li y Be deben estar rodeados por dos electrones (correspondientes a los electrones del enlace) y los demás elementos deben estar rodeados por ocho electrones. Si se cumple el primer caso, entonces se dice que se cumple con la regla del dueto, y si se cumple el segundo caso, se dice que se cumple con la regla del octeto.
5. Si no se cumplen las reglas anteriores (paso 4) entonces tiene que hacerlas calzar. Si le sobran electrones, rompa algunos enlaces y si le faltan forme nuevos enlaces hasta que se cumplan las reglas.

Ejemplos





Actividad

1. Dibuje la estructura de Lewis para los siguientes compuestos indicando el tipo de enlace. Escribe sobre la línea el nombre del compuesto.

a) K_2S _____

b) Cs_2O _____

c) CaI_2 _____

d) Al_2O_3 _____

2. En una hoja oficio elabore un mapa conceptual que defina que es un enlace químico, sus clases y de ejemplos de los diferentes tipos de enlaces.

3. Resuelve

a) ¿Qué nos dice la regla del octeto?

b) ¿Cuántos electrones tienden a tener los átomos en su último nivel?

c) ¿Qué ocurrirían si no existieran los enlaces químicos?

4. elabore un cuadro comparativo de los tipos de enlace químico sus características estructura.

5. Para los siguientes compuestos elabore un cuadro con la siguiente información:

Nombre, configuración electrónica para cada uno de los elementos Estructura de Lewis, Tipo de enlace.

a) KF

b) HCl

c) CO_2

g) Na_2SO_4

i) H_3PO_4

k) H_2O

d) NH_3

e) H_2SO_4

f) $AlBr_3$

h) $Al_2(SO_4)_3$

j) $CaCO_3$

l) CH_4

ENLACES Y/O TEXTOS PARA PROFUNDIZAR LA TEMÁTICA

<https://www.todamateria.com/enlaces-quimicos/>

<https://concepto.de/enlace-quimico/>

<https://www.pixton.com/br/comic/zsanloyf>

Libros caminos del saber 10

Hola química 10

Química Santillana 1



**INSTITUCION EDUCATIVA
REINO DE BELGICA**

Planeación de actividades

**Página 6 de
7**



INSTITUCION EDUCATIVA
REINO DE BELGICA

Planeación de actividades

Página 7 de
7