**GUIA DE RETROALIMENTACIÓN N°14 QUÍMICA**

**8º BÁSICO**

**Nombre\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Curso:\_\_\_\_\_\_\_ Fecha: \_\_\_\_**

**Objetivo de Aprendizaje:**

**Instrucciones:**

* OA 14
* Usar la tabla periódica como un modelo para predecir las propiedades relativas de los elementos químicos basados en los patrones de sus átomos, considerando:
* -el número atómico
* -la masa atómica
* -la conductividad eléctrica
* -la conductividad térmica
* -el brillo
* -los enlaces que se pueden formar

**Instrucciones:**

Realiza la lectura de los contenidos, encontrarás un resumen de los contenidos que tratará la guía y video, encontrarás imágenes y ejemplos que te ayudarán a desarrollar la actividad propuesta. Observa el video que se presenta en el LINK <https://youtu.be/U9LBVOyv_y4> encontrarás un resumen del contenido que te ayudará a resolver los ejercicios de la guía a través de ejemplos dados.

EL ENLACE Y LA ELECTRONEGATIVIDAD

 En la guía anterior aprendimos a representar la formación de enlaces iónicos entre metales y no metales y la formación de enlaces covalentes entre no metales, usando la estructura de Lewis.

En esta guía aprenderemos a reconocer el tipo de enlace usando la diferencia de electronegatividad.



- El enlace iónico se forma cuando los átomos participantes presentan una apreciable diferencia de electronegatividad (ΔEN) igual o mayor a 1,7 produciéndose la transferencia de uno o varios electrones desde el átomo de menor al que posee mayor electronegatividad. Debido a ello, uno de los átomos pierde electrones, formando un catión, y el otro gana electrones formando un anión, estableciéndose una fuerza electrostática que los enlaza y da origen a los compuestos iónicos.

El enlace covalente se forma cuando los átomos participantes tienen electronegatividades similares o iguales, produciendo una diferencia que puede ser igual o superior a cero y menor a 1,7. Así, a diferencia del enlace iónico, no se forman iones, puesto que los electrones no se transfieren de un átomo a otro; por el contrario, se comparten

**ENLACE COVALENTE APOLAR**

En el enlace covalente apolar se pueden dar varias situaciones:

1. los átomos que se unen son iguales, como por ejemplo Cl2 la diferencia de electronegatividad es cero. Según la tabla la E.N. del cloro es 3,0.

 Cl-Cl ∆E.N.= 3,0-3,0= 0

1. Los átomos que se unen poseen electronegatividades similares y la diferencia de electronegatividad es muy cercana a cero, como por ejemplo CH4 (0,4). Según la tabla la E.N. del carbono es 2,5 y la del hidrógeno es 2,1.

 CH4 ∆E.N.= 2,5-2,1= 0,4

1. Cuándo los átomos que se unen son diferentes y posea enlaces polares, pero la molécula es apolar debido a su estructura (molécula lineal), por ejemplo, CO2. Según la tabla la E.N. del carbono es 2,5 y el oxígeno es 3,5.

 CO2 ∆E.N.= 3,5-2,5= 1,0

 A pesar que posee dos enlaces polares, por su estructura estos se anulan (dos vectores con la misma magnitud y sentidos contrarios se anulan).

La molécula s apolar por simetría.



Todas las moléculas covalentes que tienen un átomo central que ha ocupado todos sus electrones de valencia para el enlace unido a 2,3 o 4 átomos iguales (del mismo elemento) son apolares por su estructura.

Tabla N°1



ENLACE COVALENTE POLAR

En el enlace covalente polar la diferencia de electronegatividad es mayor a 1,7 y su estructura permite que la molécula sea polar (los vectores se suman y no se anulan), por ejemplo, en la molécula de agua H2O.



En este caso los vectores se suman, no se anulan.

Se cumple: - elementos diferentes

* átomo central con electrones libres

En general podemos guiarnos por la siguiente tabla de diferencia de electronegatividad:

 TABLA N°2



 ACTIVIDAD

Para desarrollar la siguiente actividad debes usar la tabla periódica para obtener el valor de la electronegatividad.

1.- Determina la diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman las moléculas y clasifica el tipo de enlace según la tabla N°2.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| MOLÉCULA | ∆E.N. | TIPO DE ENLACE |
| 1. NaCl
 | ∆E.N.= 3,0-0,9= 2,1 |  IÓNICO |
| 1. F2
 | ∆E.N.= 4,0-4,0= 0,0 | COVALENTE APOLAR |
| 1. H2O
 | ∆E.N.=3,5 -2,1= 1,4 | COVALENTE POLAR |
| 1. HCl
 | ∆E.N.= 3,0-2,1= 0,9 | COVALENTE POLAR |
| 1. KF
 | ∆E.N.= 4,0-0,8= 3,2 | IÓNICO |
| 1. N2
 | ∆E.N.= 3,0-3,0= 0,0 | COVALENTE APOLAR |
| 1. CO
 | ∆E.N.= 3,5-2,5= 1,0 | COVALENTE POLAR |
| 1. NH3
 | ∆E.N.= 3,0-2,1= 0,9 | COVALENTE POLAR |

2.-Analiza las siguientes imágenes. Estas representan la estructura de Lewis para dos moléculas. Ver tabla N° 1

Según la estructura ¿estas moléculas son polares o apolares?



\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_POLAR\_\_ (átomo central con electrones libres, piramidal)\_\_\_\_\_\_\_



\_\_\_\_APOLAR\_\_\_(Tetraédrica, 4 elementos iguales alrededor del carbono)\_\_



 \_\_\_\_POLAR (Tetraédrica, con 3 elementos iguales, pero uno diferente)\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_