**II.** Relaciona las siguientes columnas:

1. Enlace formado por compartimiento de pares de electrones entre dos átomos con electronegatividades diferentes. ( )
2. Enlace formado por compartimiento de pares de electrones entre átomos iguales. ( )
3. Enlace formado por transferencia de electrones de un átomo al otro. ( )

A) enlace covalente puro

B) enlace metálico

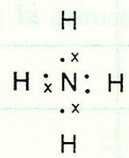
C) enlace iónicode pares

D) enlace covalente polar

## Actividad 4.7 Enlace covalente múltiple y coordinado. Estructuras de Lewis

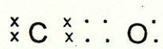
**I.** Relaciona las siguientes columnas:

1. Enlace formado cuando los electrones compartidos entre dos átomos son procionados por uno sólo de los átomos. ( )
2. Enlace formado entre dos átomos que comparten dos pares de electrones. ( )
3. Compuesto que presenta enlace covalente coordinado. ( )
4. Compuestos cuyos átomos se unen por enlace covalente múltiple. ( )

A) 

B)

C) covalente coordinado

D) 

E) covalente doble





**II.** Responde breve y claramente lo siguiente, fundamentando tu respuesta con las estructuras electrónicas de Lewis.

1. ¿Por qué el enlace entre los átomos de oxígeno en el $O_2$ es más fuerte que entre los átomos de hidrógeno en el $H_2$?

2. Muestra el enlace covalente coordinado presente en el $SO_3^{2-}$.

3. Representa el enlace covalente múltiple entre el "S" y un "O" del $SO_3$.

4. Representa las estructuras electronicas de lewis para los siguientes compuestos y señala el enlace múltiple y/o coordinado que presentan.

a) $CO_2$

b) $NO_2$

c) $N_2$

d) $NH_3$

e) $HNO_3$

f) $H_2SO_4$

## Actividad 4.8 Clasificación de los enlaces químicos

I. Escribe un cuadro sinóptico o mapa conceptual que muestre la clasificación de los enlaces, sus características y ejemplos.





## Actividad 4.9 Estructura molecular y polaridad

I. Responde lo siguiente con base en la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones.

1. Completa la siguiente tabla y determina la geometría molecular de los compuestos. Un dibujo vale más que mil palabras. Muestra dibujos en las columnas 5 y 6

| MOLECULA | ATOMO CENTRAL | ESTRUCTURA DE LEWIS | NUMERO DE PARES DE ELECTRONES ALREDEDOR DEL ATOMO CENTRAL | GEOMETRIA DE LOS PARES DE ELECTRONES | GEOMETRIA MOLECULAR |
|---|---|---|---|---|---|
| HF | | | | | |
| $BeH_2$ | | | | | |
| $H_2O$ | | | | | |
| $BCl_3$ | | | | | |
| $NH_3$ | | | | | |
| $CH_4$ | | | | | |
| $CH_3Cl$ | | | | | |

2. Basándote en la geometría molecular de cada compuesto, determina cuáles de las moléculas anteriores presentan polaridad.

## Actividad 4.10 Propiedades y enlace

I. Contesta adecuadamente los siguientes cuestionamientos

1. Investiga las propiedades que se solicitan para completar la tabla y determina el tipo de enlace más probable entre los átomos que forman esas sustancias.

| SUSTANCIA | ESTADO DE AGREGACION | TEMPERATURA DE FUSION | TEMPERATURA DE EBULLICION | FORMA EN QUE CONDUCEN ELECTRICIDAD | DUCTILIDAD Y MALEABILIDAD | TIPO DE ENLACE |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $Br_2$ | | | | | | |
| NaF | | | | | | |
| $CO_2$ | | | | | | |
| $H_2O$ | | | | | | |
| Al | | | | | | |
| HCl | | | | | | |





2. Relaciona las siguientes columnas:

1. Sólido dúctil y maleable que conduce la corriente eléctrica ( )
2. Sustancia gaseosa que no conduce la corriente eléctrica ( )
3. Sólido no conductor del calor y la electricidad. ( )
4. Sólido que al estar disuelto o fundido, es conductor de corriente eléctrica. ( )
5. Líquido no conductor de la corriente eléctrica. ( )

A) $I_2$
B) Ag
C) $Br_2$
D) NaF
E) $N_2$
F) Hg

## Actividad 4.11 Atracciones intermoleculares

I. Responde breve y claramente lo siguiente:

1. Explica qué tipo de enlace intermolecular se presenta en moléculas polares y menciona ejemplos.

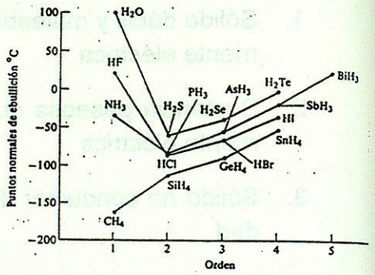
2. Describe en qué tipo de moléculas se presentan las interacciones conocidas como fuerzas de Dispersión de London y compara en la serie $Cl_2$ , $Br_2$ y $I_2$ la intensidad de este tipo de interacción, de acuerdo a sus características.

3. Investiga en la gráfica las temperaturas de ebullición de las sustancias en cada serie y predice cuál sustancia presentará enlace de hidrógeno en cada una de las series.

A) $H_2Te$ $H_2Se$ $H_2S$ $H_2O$

B) HI HBr HCl HF

C) $NH_3$ $PH_3$ $AsH_3$ $SbH_3$




Puntos normales de ebullición de algunos compuestos binarios de hidrógeno.

4. Explica cuándo se presentan los enlaces intermoleculares conocidos como puentes de hidrógeno.

5. Selecciona de cada par de compuestos, el que presente un enlace de hidrógeno más fuerte, fundamentando tu respuesta.

A) HCl y HF

B) $NH_3$ y $PH_3$

C) $H_2O$ y $H_2S$





# AUTOEVALUACION

I. Selecciona la mejor opción.

1. Número de electrones de valencia de un átomo de cualquier elementode la familia de los halógenos

A) 7 B) 4 C) 6 D) 8 E) 5

2. La estructura electrónica de Lewis para el ion óxido

A) $:\bigcirc:$ B) $:\overset{..}{\bigcirc}:$ C) $:\overset{..}{\underset{..}{\bigcirc}}:^{2-}$

D) $:\overset{..}{\underset{..}{\bigcirc}}:^{2+}$ E) ninguna de las anteriores

3. Un compuesto iónico está formado de:

A) átomos con electrones móviles
B) cationes y aniones
C) elementos no metálicos solamente
D) elementos metálicos solamente
E) electrones compartidos entre dos átomos.

4. Un enlace covalente en el que se comparten dos pares de electrones entre los átomos es llamado:

A) enlace covalente simple
B) enlace covalente coordinado
C) enlace covalente polar
D) enlace covalente doble
E) enlace covalente triple

5. ¿Cuál de las siguientes moléculas es polar?

A) $N_2$ B) $F_2$ C) HCl D) $CCl_4$ E) $O_2$

6. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es iónico?

A) NaCl B) CaO C) CO D) CsF E) $BeF_2$

7. La geometría molecular del metano, $CH_4$ , es:

A) cuadrada planar B) romboédrica plana C) angular
D) tetraédrica E) piramidal

8. Fuerzas intermoleculares que existen entre las moléculas de $I_2$, las cuales determinan que se presente como sólido.

A) dispersión de London
B) dipolo-dipolo
C) puentes de hidrógeno
D) dipolo inducido-dipolo inducido
E) A y D son correctos

9. Los metales son buenos conductores del calor y la electricidad porque:

A) son duros
B) son dúctiles
C) contienen electrones de valencia móviles
D) son maleables
E) son suaves





10. La estructura electrónica de Lewis para el $H_2S$, es:

A) H : H : S :

B) H : S : H

C) : S : H : H

D) H : S :
H

E) B y D son correctas

II. Relaciona correctamente las columnas.

11. Tendencia de los átomos a adquirir la configuración de gas noble para estabilizarse ( )

12. Se encuentran en el nivel de energía más alto de un átomo. ( )

13. Representación mediante puntos de los electrones de valencia alrededor del símbolo de un elemento ( )

14. Se enlazan por compartimiento de un par de electrones y sus átomos tienen diferente electronegatividad. ( )

15. Su unión se debe a la fuerza de atracción entre iones de cargas opuestas ( )

16. Sus átomos comparten tres pares de electrones entre ellos para cumplir con la Regla del Octeto ( )

A) HCl
B) estructura de Lewis
C) CO
D) Regla del Octeto
E) electrones de valencia
F) $N_2$
G) NaF

# V FORMULAS Y NOMBRES QUIMICOS. EL LENGUAJE QUIMICO

## GUIA DE UNIDAD

| DOSIFICACION DE TEMAS | TEMAS Y SUBTEMAS | EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES | RECURSOS DIDACTICOS |
|---|---|---|---|
| 2.5 Días-6 h. | **3. REGLAS DE NOMENCLATURA PARA COMPUESTOS**<br><br>Acidos: hidrácidos y oxiácidos<br>Sales: haluros, oxisales, ácidos, básicas e hidratadas<br>Bases o hidróxidos<br>Oxidos: básicos y ácidos | LC 5.4 Diagrama de compuestos binarios y ternarios<br><br>ACT 5.8<br>LC 5.5 Lista de ácidos<br>ACT 5.9, 5.10 y 5.11<br><br>ACT 5.12<br>ACT 5.13<br>ACT 5.14 | Guía: Pág. 263<br><br>Libro: 4.4 Pág. 67<br><br>Guía: Pág. 264<br><br>Libro: 24.4 Pág.466;24.5 Pág.467<br>Libro:24.8 Pág.470; 16.10 Pág.312<br><br>Libro: 24.6 Pág. 468 |
| 0.5 Días-1 h. | **4. SUSTANCIAS INORGANICAS DE :**<br><br>*Uso común*<br>*Uso doméstico*<br>*Uso industrial* | ACT 5.15<br><br>LE 5.3 Limpiadores y blanqueadores<br><br>AUTOEVALUACION | Guía: Pág. 305<br><br>Guía: Pág. 186 |



# V FORMULAS Y NOMBRES QUIMICOS. EL LENGUAJE QUIMICO

## GUIA DE UNIDAD

| DOSIFICACION DE TEMAS | TEMAS Y SUBTEMAS | EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES | RECURSOS DIDACTICOS |
|---|---|---|---|
| 2 Días-4 h. | **1. IONES Y ATOMOS**<br><br>Carga ionica de elementos<br>Iones monoatómicos y poliatómicos<br>Reglas para nombrar y escribir iones<br>Fórmulas qumicas | LC 5.1 Compuestos de uso común<br>ACT 5.1 y 5.2<br>ACT 5.3<br><br>LC 5.2 Lista de cationes<br>ACT 5.4 y 5.5<br>LC 5.3 Lista de Aniones<br>ACT 5.6 | Libro: 4.2 Pág. 62<br>Guía: Pág. 258<br><br>Libro: 4.1 Pág. 61; 4.3 Pág.64<br><br>Guía: Pág. 259<br><br>Guía: Pág. 261 |
| 0.5 Día-1h. | **2. CLASIFICACION DE COMPUESTOS**<br><br>De acuerdo al número de elementos<br>*Binarios*<br>*Ternarios*<br>*Poliatómicos*<br>Según sus propiedades<br>*Acidos*<br>*Sales*<br>*Bases o hidróxidos*<br>*Oxidos* | ACT 5.7<br><br>LE 5.1 Materiales peligrosos en el hogar<br><br>LE 5.2 Polvo de hornear | Libro: 4.4 Pág. 67<br><br>Guía: Pág. 303<br><br>Guía: Pág. 304 |