

**UNIDAD 4: ENLACE QUÍMICO****CUESTIONES:**

- 1.-Escribe la configuración electrónica de los gases nobles, y basándote en ella explica por qué son tan estables.
- 2.-¿Por qué los compuestos iónicos son conductores de la corriente eléctrica en disolución y no en estado sólido?
- 3.-¿Cuál será la electrovalencia de los siguientes elementos: Al, K, Br, Ne?  
Indica la proporción en la que se encontrarán en un cristal iónico los átomos de :
  - a) Na y S
  - b) Ca y Cl
  - c) Sr y O
- 4.-Calcular la energía reticular del NaCl a partir de los siguientes valores energéticos:  
Energía de sublimación del Na 107,5 KJ/mol  
Energía de disociación del Cl<sub>2</sub> 121,5 KJ/mol  
Energía de ionización del Na 403,7 KJ/mol  
Afinidad electrónica del cloro -364,5 KJ/mol  
Calor de formación del NaCl -411 KJ/mol
- 5.-Calcular la energía reticular del KCl sabiendo que en la formación a partir de sus elementos se liberan 437 kJ/mol. Datos: Es(K) = 89 kJ/mol; Ei (K) = 418 kJ/mol; Ed(Cl<sub>2</sub>) = 244 kJ/mol; Eaf (Cl) = -348 kJ/mol
- 6.-De los compuestos iónicos que pueden formarse con los iones Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>, Na<sup>+</sup> y K<sup>+</sup>, cuyos radios respectivos son 195, 216, 98 y 133 pm, ¿cuál tendrá mayor energía reticular?
- 7.-Di cuál(es) de estas propiedades solo se dan en un sólido iónico:
  - a) Temperatura de fusión baja.
  - b) Conducen la electricidad en estado sólido.
  - c) Se disuelven en agua y producen una disolución que contiene principalmente moléculas.
  - d) Cuando se funden, conducen la electricidad.
- 8.-Según la teoría de bandas, discutir qué conductividad podrá esperarse en el caso del Al.
- 9.- ¿Qué metal tiene mayor punto de fusión: el Mg o el Al? Justificar la respuesta.
- 10.-Razonar si son ciertas o falsas las afirmaciones referentes a los metales:
  - a) La red cristalina de los metales está formada por iones positivos y negativos.
  - b) Los electrones de valencia se encuentran deslocalizados.
  - c) La red cristalina está formada sólo por iones positivos.
  - d) La dureza de los metales se explica suponiendo que los átomos metálicos se encuentran unidos por enlaces metálicos.
- 11.- Los elementos químicos A y B tienen número atómico 20 y 35, respectivamente. Indique razonadamente: (a) los iones más estables que formarán cada uno; (b) las propiedades del compuesto formado por A y B.

- 12.-** Al disolver en agua cloruro de hidrógeno, HCl, se produce una disolución en la que están presentes los iones  $\text{H}^+(\text{aq})$  y  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ . Si lo hace el cloruro sódico, NaCl, en su disolución están presentes los iones  $\text{Na}^+(\text{aq})$  y  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ . ¿Quiere esto decir que las dos sustancias son iónicas?
- 13.-** Dibujar la estructura de Lewis e indicar si las siguientes moléculas tendrán o no enlaces múltiples: HCN;  $\text{CS}_2$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $\text{OF}_2$ ;  $\text{H}_2\text{CO}$
- 14.-** Representar el ion  $\text{OH}^-$  mediante un diagrama de puntos. Hacer un recuento de electrones para comprobar que tiene una carga negativa.
- 15.-** Describir la configuración electrónica de los átomos de cloro ( $Z=17$ ) y de oxígeno ( $Z=8$ ) y deducir de ahí su electrovalencia y su covalencia.
- 16.-** Utilizando la teoría de hibridación de orbitales, explicar las estructuras y geometrías de las moléculas de etino, agua y amoníaco.
- 17.-** Describe mediante la teoría de orbitales híbridos la geometría de las moléculas de HCl y de CO.
- 18.-** Indicar el número de pares de electrones enlazantes y no enlazantes en el entorno del átomo central de las siguientes moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{PBr}_3$ ,  $\text{BCl}_3$ , CO.
- 19.-** a) Escribir las estructuras de Lewis para cada uno de los siguientes iones o moléculas:  $\text{CH}_3$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{C}_2\text{H}_4$ .  
b) Explicar la geometría esperada para las moléculas de  $\text{CH}_3$  y de  $\text{PCl}_3$  mediante la TRPECV
- 20.-** Relaciona los elementos de las columnas mediante el método de RPECV:
- |                         |                |
|-------------------------|----------------|
| 1. HI                   | a. Angular     |
| 2. $\text{SiF}_4$       | b. Lineal      |
| 3. $\text{PCl}_3$       | c. Piramidal   |
| 4. $\text{F}_2\text{O}$ | d. Tetraédrica |
- 21.-** Describe la geometría de la molécula de  $\text{NH}_3$  mediante TRPECV y su polaridad. Deduce el tipo de fuerza intermolecular que presenta.
- 22.-** Para la molécula de  $\text{S Cl}_2$ , describe su geometría mediante:
- un diagrama de Lewis y la TRPECV
  - Orbitales híbridos.
  - Explica su polaridad y el tipo de fuerzas intermoleculares.
- 23.-** Dada la siguiente tabla de productos de ebullición, explicar las anomalías que se observan en la misma:
- |                       |          |
|-----------------------|----------|
| $\text{H}_2\text{O}$  | 100 °C   |
| $\text{H}_2\text{S}$  | -59,6 °C |
| $\text{H}_2\text{Se}$ | -42,5 °C |
| $\text{H}_2\text{Te}$ | -1,8 °C  |
- 24.-** Si queremos evaporar el yodo,  $\text{I}_2$ , tenemos que calentarlo, es decir, comunicarle energía para:
- Romper el enlace I-I de las moléculas.

- b) Expulsar uno (o varios) electrones.
- c) Romper el enlace entre las moléculas I<sub>2</sub>.
- d) Ninguna respuesta es correcta.

**25.-** Explica qué tipo de enlace químico debe romperse o qué fuerzas de atracción deben vencerse para:

- a) Fundir cloruro de sodio.
- b) Hervir agua.
- c) Fundir hierro.
- d) Evaporar nitrógeno líquido.

**26.-** Elegir, de cada uno de los siguientes pares de sustancias, el que tenga mayor punto de ebullición. Explicar en cada caso la razón de la elección.

- a) HF o HCl.
- b) Br<sub>2</sub> o ICl.
- c) CH<sub>4</sub> o C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>.
- d) C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> o CH<sub>3</sub>OH.

**27.-** Ordenar de mayor a menor, el carácter iónico de las siguientes moléculas: NaCl, LiBr, MgCl<sub>2</sub>, NaBr, CCl<sub>4</sub>.