

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Justifica a partir del modelo establecido para el enlace metálico:

- Los (en general) elevados puntos de fusión de los metales.
- La ductilidad y maleabilidad que presentan.
- La conductividad eléctrica y térmica en estado sólido.

Solución:

a) Los metales, según el modelo de la nube electrónica, forman una red cristalina en la que los átomos metálicos han cedido sus electrones de valencia, los cuáles se mueven a través de los huecos que existen entre los iones del cristal. La existencia de los iones en la red cristalina son los responsables de los elevados puntos de fusión de los metales, pues su fuerza de unión y, por tanto, la estabilidad de la red van a depender de la fuerza atractiva de los mismos. En general, mientras menor sea el volumen del metal mayor es la fuerza atractiva de los cationes y, por ello, mayor su punto de fusión.

b) La ductilidad de un metal es su capacidad para ser deformado y transformado en alambres, mientras que la maleabilidad es la propiedad de los metales a ser laminados en chapas delgadas. Ambas propiedades se deben a que los desplazamientos de los cationes no provocan ni rotura de enlaces ni mayor aproximación entre ellos.

c) El modelo de bandas asigna a cada metal bandas de valencias llenas o parcialmente llenas que se superponen a bandas vacías, por lo que los electrones, debido a la escasa diferencia de energía que hay entre ellas, se mueven hacia las bandas vacías al aplicar un campo eléctrico al metal.

La conductividad térmica se debe a la movilidad de los electrones, y si se calienta en exceso hasta una determinada temperatura, algunos electrones adquieren suficiente energía como para abandonar el metal, produciéndose lo que se conoce como efecto termiónico.

PROBLEMA 2.- El pH de una disolución que contiene $2,35 \cdot 10^{-3}$ moles de ácido acético disueltos en agua hasta un total de 0,25 L de disolución es 3,4.

- Calcula la constante de acidez del ácido acético.
- Determina el grado de disociación del ácido.
- Indica el carácter del pH de una disolución 0,1 M de acetato de sodio.

Solución:

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

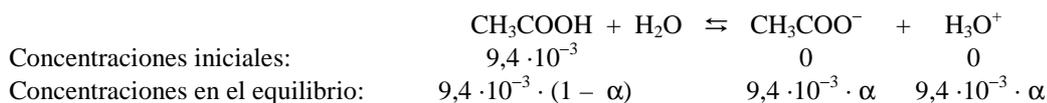
$$\text{a) La concentración inicial de la disolución es: } M = \frac{\text{moles}}{\text{litros}} = \frac{2,35 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{0,25 \text{ L}} = 9,4 \cdot 10^{-3} \text{ M}.$$

Al ser el pH de la disolución 3,4 la concentración de iones H_3O^+ y CH_3COOH en el equilibrio de ionización es: $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,4} = 10^{0,6} \cdot 10^{-4} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, mientras que la de $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 9,4 \cdot 10^{-3} - 3,98 \cdot 10^{-4} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

Sustituyendo estas concentraciones en la constante ácida del acético y operando:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{3,98 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ M}}{9 \cdot 10^{-3} \text{ M}} = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ M}.$$

b) Llamando α al grado de disociación del ácido en disolución, las concentraciones de cada una de las especies al inicio y en el equilibrio son:



La concentración H_3O^+ en el equilibrio es igual al producto de la concentración inicial del ácido por el grado de disociación: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} = 9,4 \cdot 10^{-3} \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{3,98 \cdot 10^{-4}}{9,4 \cdot 10^{-3}} = 0,4234$, que en tanto por

ciento es: $\alpha = 42,34 \%$.

c) La sal acetato de sodio se encuentra totalmente disociada en disolución acuosa, por lo que la concentración del ión acetato, CH_3COO^- , es 0,1 M, y por ser la base conjugada relativamente fuerte del ácido débil acético, CH_3COOH , sufre hidrólisis según la ecuación:

$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$, y por producir un incremento en la concentración de iones hidróxidos, el pH de la disolución es básico.

Resultado: a) $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$; b) $\alpha = 42,34 \%$; c) pH básico.

PROBLEMA 3.- El sulfuro de cadmio (II) reacciona con ácido nítrico para dar nitrato de cadmio (II), azufre elemental y monóxido de nitrógeno.

- a) **Ajusta la reacción por el método del ión-electrón.**
 b) **Calcula los gramos de sulfuro de cadmio (II) necesarios para preparar 22 g de nitrato de cadmio (II).**

DATOS: $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$; $A_r(\text{Cd}) = 112,4 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$.

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:

Semirreacción de oxidación: $\text{S}^{2-} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}$

Semirreacción de reducción: $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$.

Para eliminar los electrones intercambiados en ambas semirreacciones, se multiplica la primera por 3, la segunda por 2 y se suman, obteniéndose la ecuación iónica ajustada:

$3 \text{S}^{2-} - 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{S}$

$2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$.

$3 \text{S}^{2-} + 2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$.

Teniendo presente que los 8H^+ corresponden a 8 moléculas de HNO_3 , llevando los coeficientes a la ecuación molecular, después de incluir el nitrato de cadmio (II), queda ésta ajustada:

$3 \text{CdS} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{NO} + 3 \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$.

b) Para obtener los gramos de CdS necesarios, se multiplican los 22 g de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ por su factor de conversión mol-gramos, la relación molar moles de CdS-Cd(NO₃)₂ (3 a 3), deducida de la ecuación molecular, y por el factor de conversión gramos-mol de CdS:

$$22 \text{ g Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cd}(\text{NO}_3)_2}{236,4 \text{ g Cd}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{3 \text{ moles CdS}}{3 \text{ moles Cd}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{144,4 \text{ g CdS}}{1 \text{ mol CdS}} = 13,44 \text{ g de CdS.}$$

Resultado: b) 13,44 g de CdS.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Explica brevemente por qué:

- a) **La energía reticular del cloruro de sodio es mayor que la del bromuro de potasio.**
 b) **La molécula de cloruro de berilio es apolar.**
 c) **El amoníaco es una base de Brönsted.**
 d) **El punto de ebullición del agua es más alto que el del sulfuro de hidrógeno.**

Solución:

a) La energía reticular de los compuestos iónicos es directamente proporcional al producto de las cargas de sus iones, e inversamente proporcional a la distancia que los separa. Como la carga de los iones en ambas sales, NaCl y KBr, son iguales y los radios de los iones K^+ y Br^- son mayores que los de Na^+ y Cl^- , se deduce fácilmente que es la razón por la que la energía reticular del compuesto NaCl es mayor que la del KBr.

b) Ello es debido a que la geometría de la molécula es lineal, con el átomo de Be en el centro y los de Cl en los extremos, y esto hace que el momento dipolar resultante de los momentos dipolares de enlaces sea cero.

c) El par de electrones no compartidos del nitrógeno en la molécula de amoníaco, es el causante de su carácter básico, pues es el que utiliza el N para unirse mediante un enlace covalente dativo al protón que le cede una sustancia ácida.

d) La razón se encuentra en que las moléculas de agua se unen entre sí, en estado líquido, por los llamados enlaces de hidrógeno, mientras que las moléculas de sulfuro de hidrógeno se unen entre sí por débiles fuerzas de Van der Waals. El enlace de hidrógeno se debe a que los átomos de hidrógeno se unen a un átomo muy electronegativo y de muy pequeño radio, por lo que los enlaces O – H se encuentran muy polarizados ($O^{\delta-} - H^{\delta+}$), y la fuerza atractiva entre este tipo de dipolos es muy fuerte, superior a la que se produce entre dipolos normales.

PROBLEMA 2.- La entalpía estándar de formación del dióxido de carbono gaseoso es $-393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, la del agua líquida $-285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y la del metano gaseoso $-748,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) **¿Cuál es la entalpía estándar de combustión del gas metano?**

b) **¿Cuántas calorías se intercambian al quemar 10 g de CH_4 ? ¿Se absorben o se desprenden?**

DATOS: $1 \text{ J} = 0,24 \text{ calorías}$.

Solución:

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a) La ecuación termoquímica ajustada correspondiente a la reacción de combustión del metano es: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H_c^\circ = ?$

El calor de reacción estándar (calor de combustión estándar) se obtiene de la expresión:

$$\Delta H_c^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^\circ(\text{CH}_4);$$

$$\Delta H_c^\circ = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 2 \cdot (-285,8) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-748,0) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -217,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Cuando se queman 10 g de CH_4 se multiplican por su factor de conversión mol-gramos, por la relación molar energía-mol y por el factor de conversión cal-kJ:

$$10 \text{ g } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mole } \text{CH}_4}{16 \text{ g } \text{CH}_4} \cdot \frac{-217,1 \text{ kJ}}{1 \text{ mole } \text{CH}_4} \cdot \frac{0,24 \cdot 1000 \text{ cal}}{1 \text{ kJ}} = -32.565 \text{ cal.}$$

El signo (-) indica que el calor es desprendido.

Resultado: a) $\Delta H_c^\circ = -217,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $Q = -32.565 \text{ cal}$.

PROBLEMA 3.- Una disolución de hidróxido de calcio contiene 0,165 g de soluto por cada 200 mL de disolución. Calcula:

a) **El producto de solubilidad del hidróxido de calcio.**

b) **El pH de la disolución.**

DATOS: $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución: C.

$$M[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{a) La solubilidad del hidróxido de calcio es: } [\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{0,165 \text{ g}}{74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,00223 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}, \text{ y}$$

como el equilibrio de solubilidad es: $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$, resulta que el producto de solubilidad del hidróxido es:

$$P_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2 = S \cdot (2 \cdot S)^2 = 0,00223 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (2 \cdot 0,00223)^2 \text{ moles}^2 \cdot \text{L}^{-2} = 1,22 \cdot 10^{-5} \text{ moles}^3 \cdot \text{L}^{-3}$$

b) Al ser la concentración de $\text{OH}^{-} = 2 \cdot 0,00223 = 0,00446 \text{ M}$, de la relación $[\text{H}_3\text{O}^{+}] \cdot [\text{OH}^{-}] = K_w$ se obtiene la concentración de H_3O^{+} , y de ella el pH de la disolución:

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = \frac{K_w}{[\text{OH}^{-}]} = \frac{10^{-14}}{0,00446} = 2,24 \cdot 10^{-12}, \text{ y el pH:}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}] = -\log 2,24 \cdot 10^{-12} = 12 - \log 2,24 = 12 - 0,35 = 11,65$$

Resultado: a) $P_s = 1,22 \cdot 10^{-5} \text{ moles}^3 \cdot \text{L}^{-3}$; b) $\text{pH} = 11,65$.