

OPCIÓN A

PROBLEMA 1.- El ácido sulfúrico, H_2SO_4 , reacciona con el cobre para dar sulfato de cobre (II), dióxido de azufre y agua.

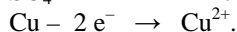
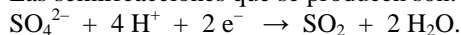
- ajusta esta reacción por el método del ión-electrón.
- Calcula la masa de sulfato de cobre (II) que se puede obtener cuando 2 mL de ácido sulfúrico del 96 % de riqueza en masa y densidad $1,84 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ reacciona con 1,27 g de cobre.

DATOS: $A_r(\text{Cu}) = 63,5 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$.

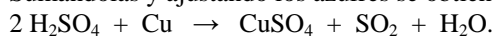
Solución:

a) La reacción que se produce es: $H_2SO_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Las semirreacciones que se producen son:



Sumándolas y ajustando los azufres se obtiene la reacción global ajustada:



b) La molaridad de la disolución de partida es:

$$1,84 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{96 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} = 18,02 \text{ M}$$

Los moles en los 2 mL son: $n = M \cdot V = 18,02 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,002 \text{ L} = 0,036 \text{ moles}$, luego, si 2 moles de ácido producen 1 mol de sal, los moles de sal que se obtienen son la mitad, es decir, 0,018 moles, a los que corresponden la masa: $0,018 \text{ moles} \cdot \frac{159,5 \text{ g sal}}{1 \text{ mol sal}} = 2,87 \text{ g}$.

Resultado: b) 2,87 g.

PROBLEMA 2.- En el equilibrio de disociación catalítica del etano C_2H_6 a 900 K, este se encuentra disociado en un 23 % cuando la presión total de equilibrio es 0,75 atm. Si el equilibrio que se establece es: $C_2H_6(\text{g}) \rightleftharpoons C_2H_4(\text{g}) + H_2(\text{g})$ calcula:

- La presión parcial de cada compuesto en el equilibrio.
- Las constantes K_p y K_c .
- Las concentraciones molares de eteno e hidrógeno en el equilibrio.

DATOS: $R = 0,062 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) Si se parte de n moles de etano y se disocian el $0,23 \cdot n$ moles, en el equilibrio quedarán $0,77 \cdot n$ moles de etano, $0,23$ moles de eteno y $0,23$ moles de hidrógeno. Los moles totales de gases en el equilibrio son $1,23 \cdot n$ moles, y sus fracciones molares son:

$$\chi_{C_2H_6} = \frac{0,77 \cdot n}{1,23 \cdot n} = 0,626; \quad \chi_{C_2H_4} = \chi_{H_2} = \frac{0,23 \cdot n}{1,23 \cdot n} = 0,187;$$

Sus presiones parciales son $P(C_2H_6) = 0,626 \cdot 0,75 \text{ atm} = 0,47 \text{ atm}$;

$P(C_2H_4) = P(H_2) = 0,187 \cdot 0,75 \text{ atm} = 0,14 \text{ atm}$.

$$\text{b) } K_p = \frac{P(C_2H_4)}{P(C_2H_6)} = \frac{0,14}{0,47} = 0,298 \text{ y } K_c = \frac{K_p}{R \cdot T} = \frac{0,298}{0,082 \cdot 900} = 3,97 \cdot 10^{-4}$$

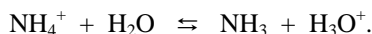
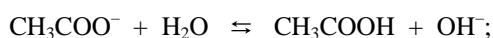
$$\text{c) } C = \frac{P}{R \cdot T} = \frac{0,14 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 900 \text{ K}} = 0,00189 \text{ M}$$

Resultado: a) $P_p(C_2H_6) = 0,47 \text{ atm}$; $P_p(C_2H_4) = P_p(H_2) = 0,14 \text{ atm}$; b) $K_p = 0,298$ y $K_c = 3,97 \cdot 10^{-4}$; c) $0,00189 \text{ M}$.

CUESTIÓN 3.- En un laboratorio aparece un frasco sin etiqueta que contiene una sal. Existe la duda de si se trata de acetato de potasio o cloruro de amonio. Razona de qué sal se trata si al disolverla en agua se obtiene una disolución cuyo pH es 8,1.

Solución:

Se disuelve la sal y, debido a que los iones K^+ y Cl^- son el ácido y la base conjugada, muy débiles de la base KOH y el ácido HCl, muy fuertes, no sufren hidrólisis, se procede a hidrolizar los iones acetato y amonio para determinar el que produce iones hidróxido, OH^- , que será la sal que se encuentre en el frasco por producir el pH indicado.



Luego, en el frasco se encuentra la sal acetato de potasio.

OPCIÓN B

PROBLEMA 1. El amoníaco se disuelve en agua de acuerdo con el siguiente equilibrio:

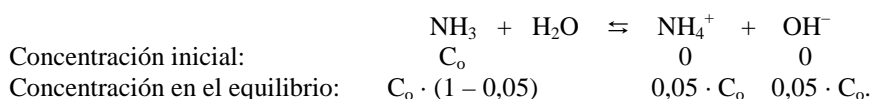
$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$. Se tiene una disolución acuosa de amoníaco en la que éste se encuentra ionizado un 5 %. Calcula:

- La concentración inicial de amoníaco.
- La concentración de todas las especies en el equilibrio.
- El pH de la disolución:

DATOS: $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Solución:

a) Llamando C_o a la concentración inicial de la disolución acuosa del amoníaco, y siendo el grado de ionización del amoníaco 0,05, las concentraciones iniciales y en el equilibrio de las distintas especies son:



Llevando estos valores de concentración a la constante de basicidad del amoníaco, despejando C_o y operando se obtiene el valor:

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,05^2 \cdot C_o^2}{0,95 \cdot C_o} \Rightarrow C_o = \frac{1,8 \cdot 0,95 \cdot 10^{-5}}{0,05^2} = 0,0068 \text{ M.}$$

b) La concentración de cada especie en el equilibrio es: $[NH_3] = 0,95 \cdot 0,0068 = 0,0065 \text{ M}$;
 $[NH_4^+] = [OH^-] = 0,05 \cdot 0,0068 = 0,00034 \text{ M}$.

c) Se determina el pOH de la disolución y de la expresión $pH + pOH = 14$, de obtiene el valor del pH.

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,00034 = 3,47, \text{ por lo que el pH es: } pH = 14 - 3,47 = 10,53.$$

Resultado: a) $[NH_3]$ 0,0068 M; b) $[NH_3] = 0,0065 \text{ M}$; $[NH_4^+] = [OH^-] = 0,00034 \text{ M}$; c) $pH = 10,53$.

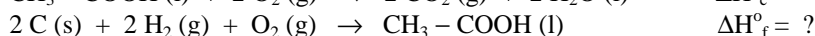
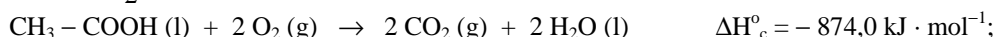
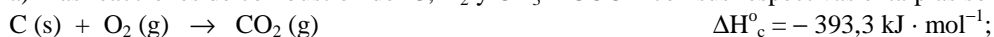
PROBLEMA 2.- Sabiendo que las entalpías estándar de formación del CO_2 (g) y del H_2O (l) son $-393,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $-285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, respectivamente, y que el calor de combustión del ácido acético líquido, a 25°C , es $-874,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$:

- Escribe las reacciones correspondientes a los procesos citados y la de formación del ácido acético líquido.
- Calcula la entalpía estándar de formación del ácido acético líquido.
- Calcula a energía que se desprenderá al obtener 25 L de CO_2 (g), medidos a 740 mm Hg de presión y 25°C , mediante la combustión del ácido acético líquido.

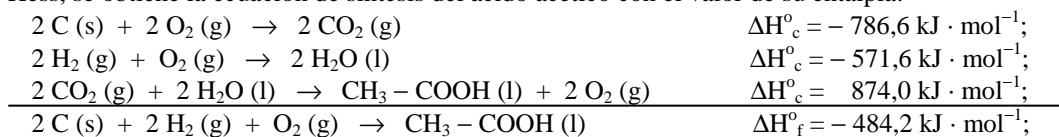
DATOS: $R = 0,062 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

a) Las reacciones de combustión del C, H_2 y $CH_3 - COOH$ con sus respectivas entalpías son:



b) Multiplicando las ecuaciones de combustión del C e H por 2, incluida sus entalpías, invirtiendo la ecuación de combustión del CH₃ – COOH, cambiando el signo a su entalpía, y sumándolas, ley de Hess, se obtiene la ecuación de síntesis del ácido acético con el valor de su entalpía:



c) Los moles correspondientes a los 25 L de CO₂ (g) en las condiciones indicadas, se obtienen de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{740 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot 25 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 1,02 \text{ moles.}$$

Si la obtención de dos moles de CO₂ (g) desprende 874,0 kJ, los 1,02 moles desprenderán:

$$1,02 \text{ moles} \cdot \frac{-874 \text{ kJ}}{2 \text{ moles}} = 445,74 \text{ kJ.}$$

Resultado: b) $\Delta H_f^\circ = -484,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; c) 445,74 kJ.

CUESTIÓN 2.- Sea la siguiente reacción electroquímica espontánea a 25 °C:



- Escribe la notación de la pila representada en la ecuación.
- Indica cuál es el electrodo con el mayor valor de E°.

Solución:

a) La notación de la pila es: Cd (s) | Cd²⁺ (ac 1 M) || Ag⁺ (ac 1 M) | Ag (s).

b) El electrodo con mayor valor de su potencial normal estándar en una pila es el que actúa como cátodo.