

Pauta Examen QIM-100E

Pregunta 1: Selección múltiple (30 puntos)

| | |
|-----|----------|
| 1.1 | A (Nula) |
| 1.2 | D |
| 1.3 | D |
| 1.4 | B |
| 1.5 | E |
| 1.6 | B |

6 puntos c/u, total: 30 puntos

Pregunta 2 (30 puntos)

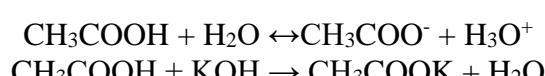
a) Una mezcla de 3.9 moles de NO y 0.89 moles de CO₂ se hizo reaccionar en un matraz de dos litros a 100°C, de acuerdo con la siguiente ecuación:



Calcule el valor de K_c si se sabe que en el equilibrio hay 0.10 moles de CO₂.

b) 0,50 gramos de un ácido HA, de masa molecular 100 g mol⁻¹, se disolvieron en H₂O (HA ↔ H⁺ + A⁻) para obtener 125 mL de disolución cuyo pH = 2,00. ¿Cuál es el grado de disociación del ácido HA?

c) En el laboratorio, un estudiante de ingeniería desea obtener una disolución buffer con un pH = 4,569. Calcular qué volumen de disolución 0,1 mol L⁻¹ de KOH se debe añadir a 500 mL de disolución de ácido acético 0,1 mol L⁻¹. (Para el ácido acético, $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$). Considerese que:



Desarrollo

a) (10 puntos)

| | NO (g) | + | CO ₂ (g) | ↔ | NO ₂ (g) | + | CO (g) |
|------------|--------|---|---------------------|---|---------------------|---|--------|
| Inicial | 3.9 | | 0.89 | | --- | | --- |
| Cambio | -x | | -x | | x | | x |
| Equilibrio | 3.9-x | | 0.89-x | | x | | x |

Si en el equilibrio hay 0.1 moles de CO₂ entonces: 0.89 - x = 0.1

x = 0.79 moles (3 puntos)

Las concentraciones en el equilibrio (en mol/L) son:

$$[\text{NO}] = (3.9-0.79)/2 = 1.55 \text{ (1 punto)}$$

$$[\text{CO}_2] = (0.89-0.79)/2 = 0.05 \text{ (1 punto)}$$

$$[\text{NO}_2] = (0.79)/2 = 0.395 \text{ (1 punto)}$$

$$[\text{CO}] = (0.79)/2 = 0.395 \text{ (1 punto)}$$

$$K_c = (0.395)*(0.395)/(1.55)*(0.05) = 2.01 \text{ (3 puntos)}$$

b) (10 puntos)

Primero es necesario calcular la concentración inicial del ácido

$$C = \frac{n}{V} \quad (1)$$

El número de moles estará dado por: $n = \frac{m}{M} = \frac{0.50 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 0.0050 \text{ mol}$ **(2 puntos)**

Reemplazando los valores de volumen y número de moles en la ecuación (1):

$$C = \frac{0.0050 \text{ mol}}{0.125 \text{ L}} = 0.04 \text{ mol/L}$$
 (2 puntos)

Considerando: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$ y que $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

Reemplazando $\text{pH}= 2$ se obtiene que: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,01 \text{ mol/L}$ **(2 puntos)**

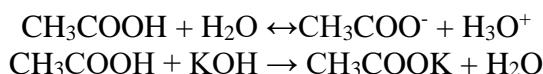
Por lo tanto el grado de disociación estará dado por:

$$\text{Grado de disociación} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]_0} = \frac{0.01}{0.04} = 0.25$$
 (4 puntos)

Nota: Cualquier otro método que conduzca al resultado se deben considerar 10 puntos

c) (10 puntos)

Considerando que el buffer queda descrito por las ecuaciones:



Además, la base añadida reacciona completamente con el ácido por lo tanto la ecuación de Henderson- Hasselbach será:

$$4.569 = 4.74 + \log \frac{[\text{mol}_{\text{sal}} + \text{mol}_{\text{OH}^-}]}{[\text{mol}_{\text{ácido}} - \text{mol}_{\text{OH}^-}]}$$

Inicialmente no hay moles de sal

Los moles de ácido estarán dados por: $C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = C * V$

Por lo tanto: $n = 0.1 \text{ mol/L} * 0.5 \text{ L} = 0.05 \text{ mol}$ de CH_3COOH **(2 puntos)**

Los moles de OH^- estarán dados por $0.1 * V$, donde V es el volumen de KOH añadido. **(2 puntos)**

Reemplazando en la ecuación:

$$4.569 = 4.74 + \log \frac{[0+0.1*V]}{[0.05 - 0.1*V]} \quad (\text{3 puntos})$$

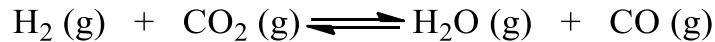
Despejando el volumen:

$$V = 0.23 \text{ L} = 230 \text{ mL de disolución KOH } 0.1 \text{ mol/L añadida} \quad (\text{3 puntos})$$

Nota: Cualquier otro método correcto que conduzca al resultado se deben considerar 10 puntos

Pregunta 3 (20 puntos)

Dada el siguiente equilibrio a 25 °C:



- a) Calcule el ΔG° para esta reacción
- b) Calcule el valor de la constante de equilibrio K_p
- c) Calcule ΔG bajo condiciones de 100 °C y presiones parciales de H₂, CO₂, H₂O, y CO de 10 atm, 20 atm, 0,02 atm y 0,01 atm respectivamente

Desarrollo

a) (5 puntos)

| Sustancia | ΔG_f° (kJ/mol) |
|----------------------|-----------------------------|
| CO ₂ (g) | -394,4 |
| H ₂ O (g) | -228,6 |
| CO (g) | -137,2 |

$$\Delta G^\circ = \left(-228,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + \left(-137,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) - \left[-394,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 0 \right] = 28,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

(5 puntos)

b) (5 puntos)

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_c$$

Pero dado que $\Delta n = 0$, $K_c = K_p$

$$\therefore \Delta G^\circ = -RT \ln K_p = - \left(8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \times 298,15 \text{ K} \times \ln K_p \right)$$

$$\Delta G^\circ = -2425,2 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \ln K_p$$

De a) sale el valor de ΔG° :

$$28600 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = -2425,2 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \ln K_p$$

$$\ln K_p = -11,8$$
$$K_p = 7,5 \times 10^{-6} \text{ (5 puntos)}$$

c) (10 puntos)

Para condiciones no estándar

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$\Delta G = 28600 \frac{J}{mol} + \left(8,314 \frac{J}{mol \cdot K} \times 373,15 K \times \ln \frac{P_{H_2O} P_{CO}}{P_{H_2} P_{CO_2}} \right)$$

$$\Delta G = 28600 \frac{J}{mol} + \left(8,314 \frac{J}{mol \cdot K} \times 373,15 K \times \ln \frac{(0,02)(0,01)}{(10)(20)} \right)$$

$$\Delta G = 28600 \frac{J}{mol} + \left(3102,4 \frac{J}{mol} \times -13,8 \right)$$

$$\Delta G = -14213 \frac{J}{mol} = -14,21 \frac{kJ}{mol} \text{ (10 puntos)}$$

Pregunta 4 (20 puntos)

Se diseña una celda galvánica utilizando las siguientes semiceldas en medio básico:
 I_2/I ($E^0 = 0,54$ V) y $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ ($E^0 = 1,33$ V).

Determinar:

a) El potencial de la pila, en caso que:

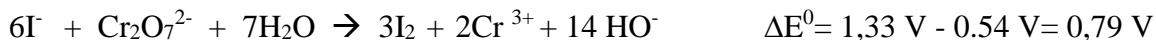
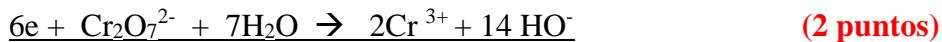
$$[OH^-] = 1 \text{ mol L}^{-1}, [I_2] = 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}, [I^-] = 0,05 \text{ mol L}^{-1} \text{ y } [Cr_2O_7^{2-}] = [Cr^{3+}] = 0,01 \text{ mol L}^{-1}$$

b) La energía libre de Gibbs en condiciones estándar, ΔG^0

Desarrollo

a)

Determinar reacción de reducción y oxidación: **2 puntos**



Determinar el potencial estándar: 2 puntos

$$\Delta E = 0,79V - \frac{0,0592}{6} \log \frac{(HO^-)^{14} * (Cr^{3+})^2 * (I_2)^3}{(I^-)^6 * (Cr_2O_7^{2-})}$$

Plantear la ecuación de Nernst correctamente: 3 puntos

$$\Delta E = 0,79 - \frac{0,0592}{6} \log \frac{(1)^{14} * (0,01)^2 * (1 * 10 - 6)^3}{(0,05)^6 * (0,01)}$$

$$\Delta E = 0,91 \text{ V} \quad \text{(2 puntos)}$$

b) $\Delta G^0 = -nF\Delta E^0$

$$\Delta G^0 = -6 \text{ mol} \times 96500 \text{ coulomb/mol} \times 0,79 \text{ V} \quad (\text{3 puntos})$$

$$\Delta G^0 = -457 \text{ kJ} \quad (\text{2 puntos})$$

Nota: Considera 5 puntos por procedimiento y respuesta correcta.