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 CO_2 se hizo reaccionar en un matraz de dos litros a 100°C, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$NO\ (g) + CO_2\ (g) \leftrightarrow NO_2\ (g) + CO\ (g)$$

Calcule el valor de K_c si se sabe que en el equilibrio hay 0.10 moles de CO_2.

b) 0,50 gramos de un ácido HA, de masa molecular 100 g mol^{-1}, se disolvieron en H_2O ($HA \leftrightarrow H^+ + A^-$) 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, Ka = 1,8 x 10^{-5}). Considere que:

$$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$$
$$CH_3COOH + KOH \rightarrow CH_3COOK + H_2O$$

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 CO_2 entones: 0.89- x = 0.1

x = 0.79 moles (3 puntos)

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

[NO] = (3.9-0.79)/2 = 1.55 **(1 punto)**

$[CO_2]$ = (0.89-0.79)/2 = 0.05 **(1 punto)**

$[NO_2]$ = (0.79)/2 =0.395 **(1 punto)**

[CO] = (0.79)/2 = 0.395 **(1 punto)**

Kc = (0.395)*(0.395)/ (1.55)*(0.05) = **2.01** **(3 puntos)**

b) (10 puntos)

Primero es necesario calcular la concentración inicial del ácido

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

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

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

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

Considerando: $HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^-$ y que $pH = -\log [H_3O^+]$

Reemplazando pH= 2 se obtiene que: $[H_3O^+] = 0{,}01$ mol/L **(2 puntos)**

Por lo tanto el grado de disociación estará dado por:

$Grado\ de\ disociación = \frac{[H_3O^+]}{[HA]_0} = \frac{0.01}{0.04} = 0.25$ **(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:

$$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$$
$$CH_3COOH + KOH \rightarrow CH_3COOK + H_2O$$

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

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

Inicialmente no hay moles de sal

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

Por lo tanto: n = 0.1 mol/L * 0.5 L = 0.05 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:

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

Despejando el volumen:

V = 0.23 L = 230 mL de disolución KOH 0.1 mol/L añadida **(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 ºC:

$$H_2\,(g) \;+\; CO_2\,(g) \rightleftharpoons H_2O\,(g) \;+\; CO\,(g)$$

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 ºC y presiones parciales de H_2, CO_2, H_2O, 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_2O (g)	**-228,6**
CO (g)	**-137,2**

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

(5 puntos)

b) (5 puntos)

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

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

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

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

De **a)** sale el valor de ΔG°:

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

$lnK_p = -11{,}8$

$K_p = 7{,}5 \times 10^{-6}$ **(5 puntos)**

c) (10 puntos)

Para condiciones no estándar

$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + RTlnQ$$

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

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

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

$\Delta G = -14213\ \frac{J}{mol} = -14{,}21\ \frac{kJ}{mol}$ **(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 mol L^{-1}, $[I_2] = 10^{-6}$ mol L^{-1} $[I^-]$ = 0,05 mol L^{-1} y $[Cr_2O_7^{2-}] = [Cr^{3+}]$ = 0,01 mol L^{-1}

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

Desarrollo

a)

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

$6I^- \rightarrow 3I_2 + 6e$ **(2 puntos)**

$6e + Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O \rightarrow 2Cr^{3+} + 14\ HO^-$ **(2 puntos)**

$6I^- + Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O \rightarrow 3I_2 + 2Cr^{3+} + 14\ HO^-$ **(2 puntos)**

$6I^- \rightarrow 3I_2 + 6e$ E^0 (ánodo) = 0,54 V

$6e + Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O \rightarrow 2Cr^{3+} + 14\ HO^-$ E^0 (cátodo) = 1,33 V

$6I^- + Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O \rightarrow 3I_2 + 2Cr^{3+} + 14\ HO^-$ ΔE^0= 1,33 V - 0.54 V= 0,79 V

Determinar el potencial estándar: 2 puntos

$$\Delta E = 0{,}79V - \frac{0.0592}{6}\ Log\ \frac{(\mathbf{HO-})^{14} * (\boldsymbol{Cr3+})^2 * (\mathbf{I2})^3}{(I-)^6 * (\mathbf{Cr2O72-})}$$

Plantear la ecuación de Nernst correctamente: 3 puntos

$$\Delta E = 0{,}79 - \frac{0.0592}{6}\ Log\ \frac{(1)^{14} * (0.01)^2 * (1 * 10 - 6)^3}{(0.05)^6 * (0.01)}$$

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

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

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

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

Nota: Considere 5 puntos por procedimiento y respuesta correcta.