Pauta Interrogación 3

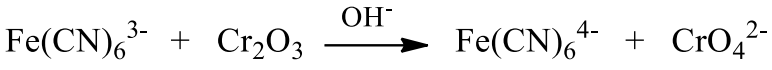
Pregunta 1 (30 puntos)

1.1	D
1.2	E
1.3	B
1.4	C
1.5	C
1.6	D

5 puntos c/u = 30 puntos

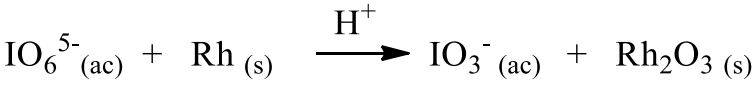
Pregunta 2 (10 puntos)

a) Para la siguiente reacción en solución acuosa:



Balanceé la ecuación en medio básico

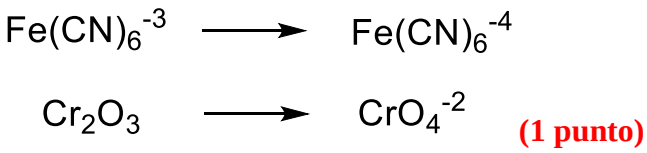
b) Balancee la siguiente ecuación redox en medio ácido:



Desarrollo

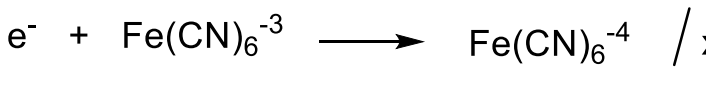
a)

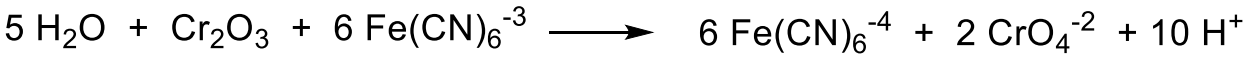
Los cambios redox son:



(1 punto)

Balanceando:





(2 puntos)

Para transformar a medio básico:

$$5\ H_2O + Cr_2O_3 + 6\ Fe(CN)_6^{-3} \longrightarrow 6\ Fe(CN)_6^{-4} + 2\ CrO_4^{-2} + 10\ H^+$$

$$10\ OH^- \longrightarrow 10\ OH^-$$

$$5\ H_2O + Cr_2O_3 + 6\ Fe(CN)_6^{-3} + 10\ OH^- \longrightarrow 6\ Fe(CN)_6^{-4} + 2\ CrO_4^{-2} + 10\ H_2O$$

Simplificando:

$$Cr_2O_3 + 6\ Fe(CN)_6^{-3} + 10\ OH^- \longrightarrow 6\ Fe(CN)_6^{-4} + 2\ CrO_4^{-2} + 5\ H_2O$$

(3 puntos)

b)

$$IO_6^{5-} \longrightarrow IO_3^-$$

$$Rh \longrightarrow Rh_2O_3$$ **(1 punto)**

Balanceando:

$$2e^- + 6\ H^+ + IO_6^{5-} \longrightarrow IO_3^- + 3\ H_2O \quad / \times 3$$

$$3\ H_2O + 2\ Rh \longrightarrow Rh_2O_3 + 6\ H^+ + 6e^-$$

$$3\ H_2O + 2\ Rh + 18\ H^+ + 3\ IO_6^{5-} \longrightarrow Rh_2O_3 + 6\ H^+ + 3\ IO_3^- + 9\ H_2O$$

Simplificando:

$$2\ Rh + 12\ H^+ + 3\ IO_6^{5-} \longrightarrow Rh_2O_3 + 3\ IO_3^- + 6\ H_2O$$

(3 puntos)

Pregunta 3 (20 puntos)

En el laboratorio, un estudiante de ingeniería preparó una disolución buffer mezclando 150 mL de una disolución de ácido acético (CH_3COOH) al 15 % m/m (densidad: 1.02 g/mL) y 12 g de acetato de sodio ($NaCH_3COO$). Posteriormente, su compañero de grupo vertió, por accidente, 15 mL de una disolución de HCl (de concentración desconocida) sobre el buffer. En un experimento adicional, se determinó que el pH de la disolución buffer inicial había descendido en 0.05 al agregar el ácido. Determine la concentración de la disolución de HCl.

Desarrollo

1.- Cálculo del pH del buffer inicial

Ecuación (1): $$pH = pK_a + log\frac{[sal]}{[ácido]}$$

$$Concentración\ acetato\ de\ sodio = \frac{moles\ acetato\ de\ sodio}{Volumen\ disolución}$$

Moles de acetato de sodio = masa/masa molar = 12 g/ 82.04 g/mol = 0.146 mol

Reemplazando en la ecuación:

$$C_{acetato\ de\ sodio} = \frac{0.146\ mol}{0.15\ L} = 0.97\ mol/L$$ **(3 puntos)**

$$C_{ácido\ acético} = \frac{mol_{ácido}}{V_{disolución}}$$

Masa disolución = 150 mL x 1.02 g/mL = 153 g

15% m/m => 0.15 x 153 = 22.95 g de CH_3COOH en 150 mL de disolución

Moles CH_3COOH = 22.95 g 60 g/mol = 0.38 mol

Reemplazando

$$C_{ácido\ acético} = \frac{0.38\ mol}{0.15\ L} = 2.53\ mol/L$$ **(3 puntos)**

Nota: La concentración de ácido acético también puede calcularse utilizando directamente la expresión de % m/m y los valores de masa molar y densidad:

15% m/m => $\frac{15\ g_{ácido}}{100\ g_{disolución}} = \frac{0.25\ mol}{0.098\ L} = 2.55\ mol/L$

Reemplazando los valores en la ecuación (1)

pH del buffer inicial: $pH = 4.74 + log\frac{0.97}{2.5} = 4.33$ **(5 puntos, por calcular pH del buffer inicial)**

La concentración de HCl añadido puede calcularse de diversos modos. Se presentan a continuación 2 metodologías, por favor leer la nota al final de la respuesta:

1.-

pH del buffer luego de añadir HCl: 4.33-0.05 = 4.28

$$pH = pK_a + log\frac{[sal-H+]}{[ácido+H+]} \quad => \quad 4.28 = 4.74 + log\frac{[sal]}{[ácido]}$$

$$4.28 = 4.74 + log\frac{[sal]}{[ácido]}$$

Ecuación (2): $0.347 = \frac{[NaCH_3COO]}{[CH_3COOH]}$

$0.347 = \frac{[NaCH_3COO]}{[CH_3COOH]}$ **(3 puntos)**

Cantidad de moles de cada especie:

CH_3COOH = 0.38 mol

$NaCH_3COO$ = 0.146 mol

HCl = 0.015 L * X, **donde X representa la concentración de la disolución de HCl añadida**

Al añadir HCl, éste reacciona completamente con la base conjugada por lo tanto:

$CH_3COOH \leftrightarrow$	CH_3COO^-	+ H^+
0.38	0.146	0.015X
0.38 + 0.015X	0.146-0.015X	-0.015X
0.38 + 0.015X	0.146-0.015X	-----

(3 puntos)

Reemplazando los valores en la ecuación (2)

$$0.347 = \frac{0.146 - 0.015X}{0.38 + 0.015X}$$

$$0.347 = \frac{[0.146-0.015X]}{[0.38+0.015X]}$$

0.132 + 0.005X = 0.146 – 0.015X

X = 0.7 mol / L **(3 puntos) Este valor, dependiendo del cálculo que se realice puede variar entre 0.7 mol/L y 0.9 mol/L. Por favor considerar este rango al momento de corregir.**

2.- Utilizando la ecuación de Henderson-Hasselbalch y considerando la cantidad de moles de cada especie:

$$4.28 = 4.74 + log\frac{[mol_{sal}-mol_{H+}]}{[mol_{ácido}+mol_{H+}]}$$ **(3 puntos)**

Siendo X la cantidad de moles de H+ añadidos la ecuación queda:

$$4.28 = 4.74 + log\frac{[0.146-X]}{[0.38+X]}$$ **(3 puntos)**

X = 0,0105 mol de HCl. Dividiendo por los 15 mL (0.015 L) se tiene que:

C_{HCl} = 0,7 mol/L **(3 puntos) Este valor, dependiendo del cálculo que se realice puede variar entre 0.7 mol/L y 0.9 mol/L. Por favor considerar este rango al momento de corregir.**

Nota: Cualquier otra metodología que conduzca al correcto cálculo de la concentración de HCl añadido. Se debe considerar 9 puntos.

Pregunta 4 (20 puntos)

Un estudiante de ingeniería desea reducir el MnO_4^- a Mn^{+2}. Para realizar esta reducción él diseña una celda galvánica mediante los siguientes reactivos: MnO_4^- (0.02 mol L^{-1}), Mn^{+2} (0.025 mol L^{-1}), $Cr_2O_7^{-2}$ (0.01 mol L^{-1}) y Cr^{+3} (0.1 mol L^{-1}) y H^+ (X mol L^{-1}) y obtuvo un potencial de la celda a 25 °C de ΔE= 0.17885 V.

a) Calcular la concentración de protones $[H^+]$.

b) Determine la contante de equilibrio a 25 °C.

$E° = Cr_2O_7^{-2} / Cr^{+3} = +1.33$ V $E° = MnO_4^- / Mn^{+2} = 1.51$ V

Desarrollo

a) Lo primero es escribir las ecuaciones de reducción y reducción y balancearlas.

Semi reacción de Red: $8\,H^+ + 5e + MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$ /*6 E° = 1.51 V **(2 puntos)**

Semi reacción de Oxid: $Cr^{+3} + 7\,H_2O \rightarrow Cr_2O_7^{-2} + 14\,H^+ + 6e$ /*5 E° = -1.33 V **(2 puntos)**

Ecuación global:

$10Cr^{+3} + 11\,H_2O + 6MnO_4^- \rightarrow 5\,Cr_2O_7^{-2} + 22\,H^+ + 6Mn^{+2}$ ΔE° = 0.18 V

(2 puntos, ecuación balanceada y potencial)

Aplicando la ecuación de Nerst:

$$0.17885 = 0.18 - \frac{0.0592}{30}\, Log\, \frac{(\mathbf{Mn+2})^{6} * (H+)^{22} * (\mathbf{Cr2O7-2})^{5}}{(Cr+3)^{10} * (\mathbf{MnO4-})^{6}}$$

Reemplazando los valores: $0.17885 = 0.18 - \frac{0.0592}{30}\, Log\, \frac{(\mathbf{0.025})^{6} * (X)^{22} * (\mathbf{0.01})^{5}}{(0.1)^{10} * (\mathbf{0.02})^{6}}$ **(2 puntos)**

Despejando **[H+] = 1.0 mol L^{-1}** (valor cercano a 1, se considera correcta) **(5 puntos)**

b) En el equilibrio el potencial de la pila es cero

$0.18 = \frac{0.0592}{30} \; Log \; K$ **(2 puntos, ecuación con valores reemplazados)**

Log K = 91.22

K = 1.66*10 ^{91} (5 puntos)

Pregunta 5 (20 puntos)

El arbusto *Pieris Japónica* crece en suelos con un pH inferior a 3,5. Un agricultor decide plantar está especie en su terreno, pero antes, envía a analizar una muestra de suelo al laboratorio para determinar el pH y otros parámetros. Se determina que la muestra de suelo contiene un ácido monoprótico HA de concentración 8 g/L y masa molar 0,078 kg/mol. Sabiendo que $K_{aHA} = 3{,}5 \times 10^{-8}$. Determine:

a) Las concentraciones en el equilibrio de las distintas especies en disolución.

b) El pH de la muestra de suelo e **indique** al agricultor si su terreno es óptimo para sembrar *Pieris Japónica*. Justifique su respuesta.

c) El porcentaje de disociación (α) de HA.

Desarrollo

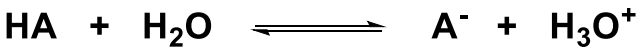
a) **8 puntos en total**

1- Se debe calcular la concentración inicial de HA

$$M = \frac{n}{v\ (L)} \qquad M = \frac{\frac{8g}{78g/mol}}{1\ L} \qquad \boxed{M = 0{,}1\ M}$$

1 punto

2- Se expresa la ecuación en términos de concentraciones de cada especie en disolución (inicial, en el cambio y en el equilibrio).



Inicial	0,1	-----	-----
Cambio	-X	+X	+X
Equilibrio	0,1-X	X	X

$$Ka = \frac{[H3O+]\,[A-]}{[HA]} \Rightarrow Ka = \frac{[X]^2}{[0{,}1-X]}$$

Como Ka << 0,1 se desprecia X

$$Ka = \frac{[X]^2}{[0{,}1]}$$

2 puntos

$$X = \sqrt{Ka * 0{,}1}$$

$X = 5{,}92\ x\ 10^{-5}$ **2 puntos**

3- Calcular las concentraciones de todas las especies en disolución.

$[HA] = 0{,}099\ M$ **1 punto**

$[H^+] = 5{,}92\ x\ 10^{-5} M$ **1 punto**

$[A^-] = 5{,}92\ x\ 10^{-5} M$ **1 punto**

b) 4 puntos en total

pH = -log [H_30^+] = - log [5,92 x 10^{-5}] = **4,23** →.

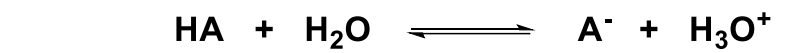
3 puntos

Justificación: como el pH es mayor a 3,5 el terreno no es óptimo para sembrar Pieris Japónica (**1 punto**)

c) 8 puntos en total

Primera forma de resolver el problema

1- Todas las especies en disolución se expresan en función de su grado de disociación (α).



Inicial	0.1	-----	-----
Cambio	-0,1 x α	+0,1 x α	+0,1 x α
Equilibrio	0,1 x (1-α)	0,1 x α	0,1 x α

$$Ka = \frac{[H3O+]\,[A-]}{[HA]}$$

$$Ka = \frac{0{,}1\ x \propto^2}{1-\propto}$$

2 puntos

2- Despejando se obtiene una ecuación de segundo grado la cual debe ser despejada para obtener α.

$0{,}1\alpha^2 + Ka\alpha - Ka = 0$ ⟹ $\alpha = \frac{-3{,}5E-8 \pm \sqrt{(3{,}5E-8)^2 - 4*0{,}1*3{,}5E-8}}{2*0{,}1}$

$\alpha = 5{,}84 \times 10^{-4}$

% ionización= 0,058%

(6 puntos)

El valor de 0.058% indica que si el ejercicio se realiza utilizando la aproximación (despreciando el valor de X), también es válido

Segunda forma de resolver el problema

Se puede obtener simplemente de la fórmula de porcentaje de ionización (α).

$$\% \, ionización = \frac{[H+]}{[HA]} x \, 100$$

$$\% \, ionización = \frac{[5{,}922 \; x \, 10{-}5]}{[0{,}1]} x \, 100$$

2 puntos

$$\% \, ionización = 0{,}059\%$$ **6 puntos**

Tercera forma de resolver el problema

Se puede obtener simplemente mediante una regla de 3 simple

$5{,}9 \times 10^{-5}$ M → 100 %

0,1 M → X

2 puntos

X= 0,059 % **6 puntos**

***Sólo el valor del % de ionización, sin desarrollo o explicación del cálculo del ejercicio, se considera malo = 0 puntos.**