

Práctica calificada IV - QUÍM

1. (10,0 p) La demanda química de oxígeno (DQO) es un parámetro que mide la cantidad de sustancias susceptibles de ser oxidadas en aguas continentales (ríos, lagos, etc.). Su valor es un indicador del grado de contaminación en el agua, principalmente por materia orgánica. La determinación de la demanda química de oxígeno se realiza de la siguiente manera:

- La muestra que contiene materia orgánica se coloca en un recipiente de vidrio y se le añade una mezcla de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) y ácido sulfúrico (H_2SO_4).
- La solución obtenida se calienta a $150^\circ C$ por un periodo de 2 horas. Durante ese tiempo la materia orgánica será oxidada por el agente oxidante agregado.
- Finalmente, se determina la cantidad en exceso de $K_2Cr_2O_7$ que no reaccionó con la materia orgánica, por medio de una reacción estequiométrica con Fe^{2+} , el cual pasa de color verde a naranja/marrón cuando pierde un electrón.

a. (2,0 p) Para realizar un experimento de DQO se prepara una solución de ácido sulfúrico mezclando 50 mL de una solución acuosa 2 M de H_2SO_4 , con 75 mL de otra solución acuosa 1 M de H_2SO_4 . Determine la concentración molar de la solución de ácido sulfúrico obtenida.

Disolución A:

Disolución B:

Pregunta 1a: 2,0

$$Vol_A = 50 \text{ mL}$$
$$M_A = \frac{2 \text{ mol}}{L} H_2SO_4 \checkmark$$

$$Vol_B = 75 \text{ mL}$$
$$M_B = \frac{1 \text{ mol}}{L} H_2SO_4 \checkmark$$

$$n_A = 50 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{2 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol} \checkmark$$

$$n_B = 75 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,075 \text{ mol} \checkmark$$

Por tanto, el número de moles en la dis final será $n_f = (0,1 + 0,075) \text{ mol}$
 $= 0,175 \text{ mol } H_2SO_4 \checkmark$

Consegiendo los volúmenes aditivos: $V_f = (50 + 75) \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}$
 $= 0,125 \text{ L} \checkmark$

Así $\Rightarrow M_f = \frac{0,175 \text{ mol } H_2SO_4}{0,125 \text{ L dis}} = 1,4 \frac{\text{mol } H_2SO_4}{1 \text{ L dis}} = 1,4 \text{ M} \checkmark$

Jorge Francisco
Barreto Falla
20201278

- b. (3,0 p) Para continuar con el análisis, se mide 20 mL de la solución **ácida** preparada anteriormente y se disuelve en ella 0,2942 g de $K_2Cr_2O_7$. Luego, se agrega esta mezcla a la muestra que contiene la materia orgánica y se calienta a 150 °C durante 2 horas. Transcurrido ese tiempo se hace reaccionar el exceso de $K_2Cr_2O_7$ con una solución acuosa de Fe^{2+} . Escriba las **semirreacciones de oxidación y reducción** que ocurren en este último paso, si se sabe que el $K_2Cr_2O_7$ en solución acuosa se encuentra disociado en los iones K^+ y $Cr_2O_7^{2-}$; este último es el que participa del proceso REDOX pasando a Cr^{3+} , mientras que el ion Fe^{2+} pasa a Fe^{3+} . Obtenga la ecuación global balanceada aplicando el método del ion – electrón e identifique los agentes reductor y oxidante.

Jorge Francisco
Barreto Falla
20201278

Pregunta 1b: 3,0

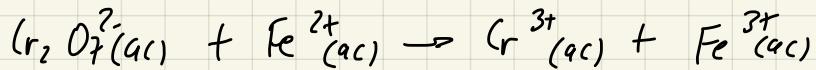
① Se miden:

$$20 \text{ mL d.s.} \cdot \frac{1 \text{ L d.s.}}{1000 \text{ mL d.s.}} \cdot \frac{1,4 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L d.s.}} = 0,028 \text{ mol } H_2SO_4$$

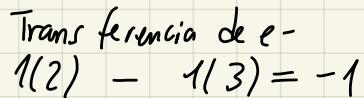
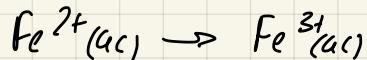
② Y el número de moles de $K_2Cr_2O_7$

$$0,2942 \text{ g } K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7}{(39 \cdot 2) + 52 \cdot 2 + 7 \cdot 16 \text{ g}} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol } K_2Cr_2O_7$$

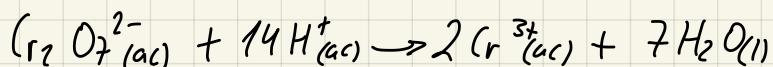
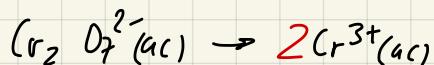
③ Despues, el exceso reacciona con disolución acuosa de Fe^{2+}



④ Será en medio ácido por haber disuelto inicialmente $K_2Cr_2O_7$ en H_2SO_4 (Ácido)...

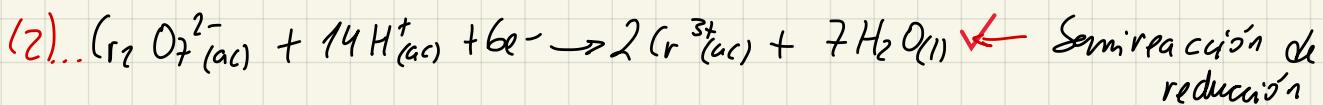


✓ Agente reductor: Fe^{2+} , por perder $1e^-$, oxidándose a Fe^{3+} ✓



Transferencia de e^-

$$(1(-2) + 14(+1)) - (2(3) + 7(0)) = +6e^-$$

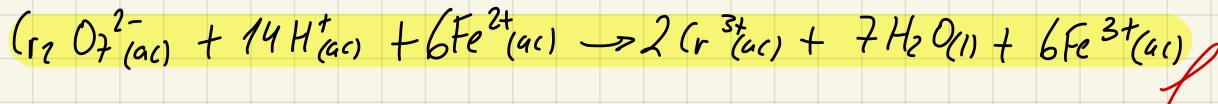
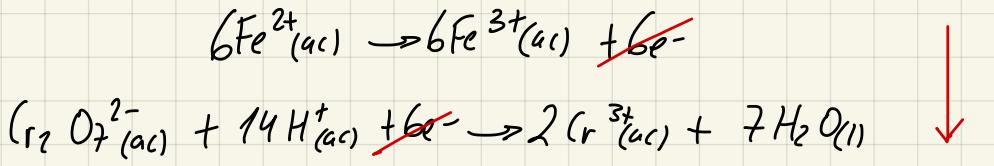


✓ Agente oxidante: $Cr_2O_7^{2-}$, por ganar $6e^-$ y reducirse a Cr^{3+} ✓

Así...

$$(1) \times 6$$
$$(2) \times 1$$

Jorge Francisco
Barreto Falla
20201278



- c. (5,0 p) Determine la concentración molar de materia orgánica en los 20 mL de solución, si el exceso de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ reaccionó con 20 mL de solución acuosa 0,24 M de Fe^{2+} . Consideré que la reacción entre la materia orgánica y el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ se da en una proporción estequiométrica de 1 : 1.

① Disolución de Fe^{2+}

Pregunta 1c: 5,0

$$\text{Vol} = 20 \text{ mL}$$
$$M = 0,24 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

② Entonces, el número de moles de Fe^{2+}

$$20 \text{ mL dis Fe}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ L dis}}{1000 \text{ mL dis}} \cdot \frac{0,24 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ L dis}} = 4,8 \times 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+} \checkmark$$

③ Así, el número de moles en exceso de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que reaccionó con el Fe^{2+}

$$4,8 \times 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mol } (\text{r}_2\text{O}_7)^{2-}}{6 \text{ mol Fe}^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol } (\text{r}_2\text{O}_7)^{2-}} = 8 \times 10^{-4} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \checkmark$$

④ Considerando . . .

(3,0 p) Para continuar con el análisis, se mide 20 mL de la solución ácida preparada anteriormente y se disuelve en ella 0,2942 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Luego, se agrega esta mezcla a la muestra que contiene la materia orgánica y se calienta a 150 °C durante 2 horas. Transcurrido ese tiempo se hace reaccionar el exceso de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ con una solución acuosa de Fe^{2+} . Escriba las semirreacciones de oxidación y

⑤ Entonces el número de moles que reaccionó con la materia orgánica fue

$$1 \times 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 - 8 \times 10^{-4} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 2 \times 10^{-4} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \checkmark$$

(Hallado en 1.b)

⑥ Así, la concentración molar de la materia orgánica es:

$$M = \frac{2 \times 10^{-4} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mol materia orgánica}}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{20 \text{ mL dis} \cdot \frac{1 \text{ L dis}}{1000 \text{ mL dis}}} \checkmark$$

$$= 0,01 \frac{\text{mol de materia orgánica}}{\text{L dedis}} \checkmark$$

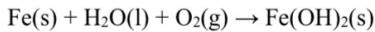
Jorge Francisco
Barreto Falla
20201278

$$= 0,01 \text{ M} \checkmark$$

2. (10,0 p) En la industria, la oxidación del hierro es un problema crítico ya que se asocia a la degradación de herramientas y estructuras. Además, como los productos de oxidación son más pesados que el metal, su acumulación puede incrementar el peso total de una estructura.

Jorge Francisco
Barreto Falla
20201278

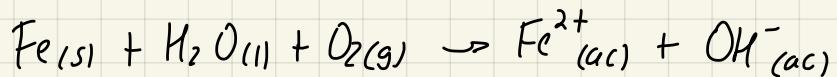
a. (2,0 p) Una forma de representar la reacción de oxidación del hierro es la siguiente:



Las semirreacciones involucradas son las siguientes:

- (i) $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}\text{(ac)}$
- (ii) $\text{H}_2\text{O(l)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{OH}^-\text{(ac)}$

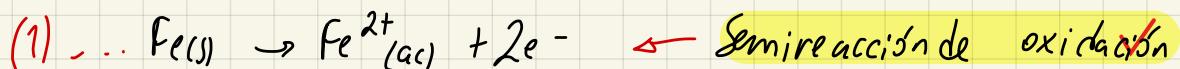
Aplique el método del ion – electrón para balancear la reacción e identifique la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como los agentes oxidante y reductor.



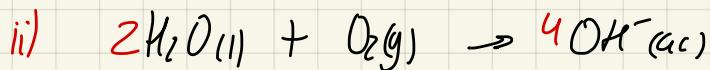
Pregunta 2a: 1,75

(calculamos la transferencia de e-)

$$1(0) - 1(2) = -2e^-$$



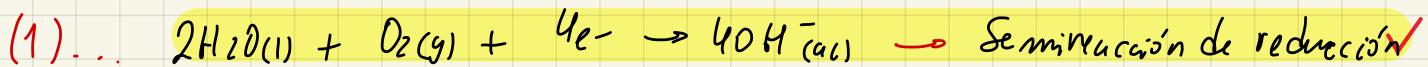
✓ Agente reductor: ✓ Fe, ya que pierde $2e^-$, oxidándose a Fe^{2+}



$$\begin{matrix} H = & 4 & / & 4 \\ O = & 4 & / & 4 \end{matrix}$$

Transferencia de electrones

$$(2(0) + 1(0)) - 4(-1) = +4e^-$$

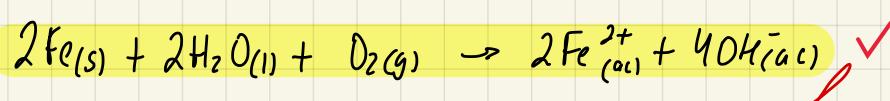
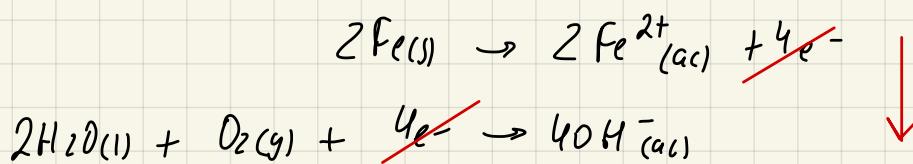


✓ Agente oxidante: ~~H₂O~~, ya que gana $4e^-$, reduciéndose a OH^-

Por tanto...

(1) x 2
(2) x 1

Agente oxidante sería el O₂



- b. (2,0 p) Calcule la cantidad en moles de O₂ que se requirió para la oxidación del 5% de una estructura de 1 tonelada de peso de hierro por encontrarse en contacto con agua de mar.

Jorge Francisco
Barreto falla
20201278

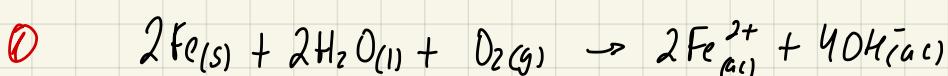
mol O₂ 5% de 1 ton de Fe

$$\frac{1 \text{ tonelada Fe}}{1 \text{ tonelada Fe}} \cdot \frac{1000 \text{ kg Fe}}{1 \text{ tonelada Fe}} \cdot \frac{100 \text{ g Fe}}{1 \text{ kg Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,845 \text{ g Fe}} \cdot \frac{5}{100} \cdot \frac{\checkmark 1 \text{ mol O}_2}{\cancel{2 \text{ mol Fe}}} =$$

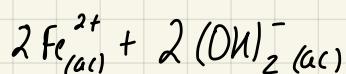
Pregunta 2b: 2,0

$$447,668 \text{ mol O}_2 \text{ (g)}$$

- c. (3,0 p) Calcule el porcentaje de incremento del peso en dicha estructura, si el hierro que se oxidó formó Fe(OH)₂(s).



Pregunta 2c: 3,0



② Masa inicial = 1000 kg $\bar{M}_{\text{Fe(OH)}_2} = 55,845 + 32 + 2 = 89,845 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$\frac{1 \text{ tonelada Fe}}{1 \text{ tonelada Fe}} \cdot \frac{1000 \text{ kg Fe}}{1 \text{ tonelada Fe}} \cdot \frac{100 \text{ g Fe}}{1 \text{ kg Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,845 \text{ g Fe}} \cdot \frac{5}{100} \cdot \frac{2 \text{ mol Fe(OH)}_2}{2 \text{ mol Fe}} \checkmark$$

$$\frac{89,845 \text{ g}}{1 \text{ mol Fe(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 80,441 \text{ kg Fe(OH)}_2 \checkmark$$

↳ Esta masa reemplazará la masa de Fe que se oxidó, así que ..

③ Masa de Fe oxidada:

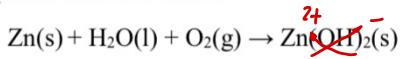
$$\frac{1 \text{ tonelada Fe}}{1 \text{ tonelada Fe}} \cdot \frac{1000 \text{ kg Fe}}{1 \text{ tonelada Fe}} \cdot \frac{5}{100} = 50 \text{ kg Fe} \checkmark$$

④ Masa de Fe(OH)₂ que reemplazará a la de Fe oxidada: 80,441 kg

⑤ Entonces: % de incremento = $\frac{m_{\text{final}} - m_{\text{inicial}}}{m_{\text{inicial}}} \cdot 100\% - 100\%$

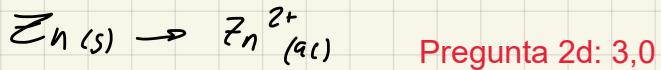
$$= \frac{1000 \text{ kg Fe} - 50 \text{ kg Fe} + 80,441 \text{ kg Fe(OH)}_2}{1000 \text{ kg Fe}} \cdot 100\% - 100\% \\ = 103,044\% - 100\% = 3,044\% \text{ de incremento de peso}$$

- d. (3,0 p) Una forma de proteger el hierro de la oxidación es mediante el uso de metales más activos como material de sacrificio. El **zinc** es un metal que puede ser usado con este fin, como es más activo que el hierro, **se oxida con mayor facilidad** y así permite evitar la oxidación del hierro en presencia de **agua**. La reacción de zinc se puede describir como:



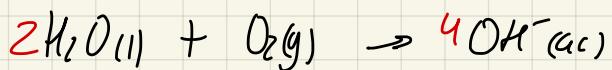
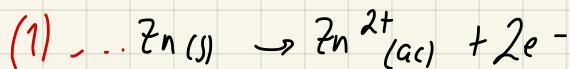
Obtenga la ecuación balanceada de la reacción y determine la cantidad en gramos de Zn(s) necesaria para evitar la oxidación del hierro de la pregunta anterior. Considere que la **cantidad de O₂(g)** reactivo es la misma.

Jorge Francisco
Barreto Falla
20201278



(calculamos la transferencia de e-)

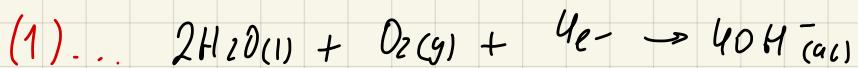
$$1(0) - 1(+2) = -2e^-$$



$$\begin{array}{rcl} H & = & 1 / 1 \\ O & = & 1 / 1 \end{array}$$

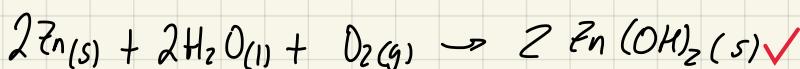
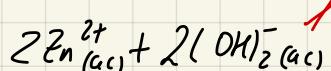
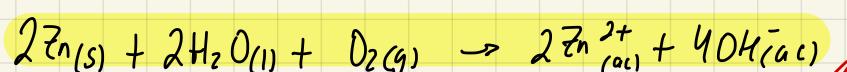
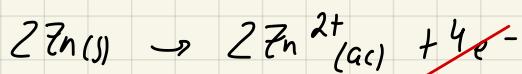
Transferencia de e-

$$(2(0) + 1(0)) - 4(-1) = +4e^-$$



Así...

$$\begin{array}{l} (1) \times 2 \\ (2) \times 1 \end{array} \quad \downarrow +$$



Para evitar la oxidación del Fe, tiene que haber la cantidad

estequeométrica de Zn que reaccione con todo el O₂. Entonces...

$$447,668 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{65,38 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} =$$

$$58537,068 \text{ g Zn} \checkmark$$