

## QUÍMICA 1

### CUARTA PRÁCTICA CALIFICADA SEMESTRE ACADÉMICO 2020-1

Horarios: Del H102

Duración: 110 minutos

Elaborada por los profesores del curso

#### INDICACIONES:

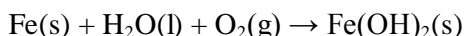
- El profesor del horario iniciará la sesión a la hora programada vía Zoom para dar indicaciones generales antes de empezar la prueba.
- La prueba será colocada en PAIDEIA y se podrá visibilizar a la hora programada.
- Durante el desarrollo de la prueba los alumnos podrán hacer consultas a los Jefes de Práctica y al profesor a través de los foros del curso.
- El profesor del horario permanecerá conectado a través de Zoom, de esta manera durante el desarrollo de la prueba cualquier alumno podrá volver a conectarse si desea hacer alguna consulta al profesor.
- En PAIDEIA se habilitará las carpetas de **Entrega de la Pa4** con un plazo que vence transcurridas las 2 horas programadas para la sesión. Debe tener cuidado de preparar y subir sus archivos por lo menos 20 minutos antes de que se cumpla el plazo de entrega.
- Los nombres de los archivos deben configurarse así:  
**INICIAL DE SU NOMBRE-APELLIDO -Pa4-1 (para la pregunta 1)**  
**INICIAL DE SU NOMBRE-APELLIDO -Pa4-2 (para la pregunta 2)**
- El desarrollo de la práctica puede hacerse manualmente. **NO OLVIDE COLOCAR SU NOMBRE Y CÓDIGO EN EL DOCUMENTO.**
- El documento con su resolución puede escanearse o fotografiarse para subirlo a PAIDEIA.
- Todos los datos necesarios se dan al final de este documento.
- La práctica consta de dos preguntas que dan un puntaje total de 20 puntos
- Cada pregunta tiene un valor de diez puntos.

**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:

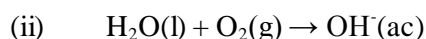
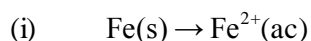
- La muestra que contiene materia orgánica se coloca en un recipiente de vidrio y se le añade una mezcla de dicromato de potasio ( $K_2Cr_2O_7$ ) y ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ).
  - La solución obtenida se calienta a  $150^\circ C$  por un periodo de 2 horas. Durante ese tiempo la materia orgánica será 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.
- 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  $150^\circ C$  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.
- c. (5,0 p) Determine la concentración molar de materia orgánica en los 20 mL de solución, si el exceso de  $K_2Cr_2O_7$  reaccionó con 20 mL de solución acuosa 0,24 M de  $Fe^{2+}$ . Considere que la reacción entre la materia orgánica y el  $K_2Cr_2O_7$  se da en una proporción estequiométrica de 1 : 1.

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.

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



Las semirreacciones involucradas son las siguientes:

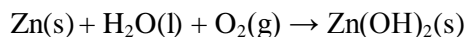


Aplice el método del ion – electrón para balancear la reacción e identifique la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como los agentes oxidante y reductor.

b. (2,0 p) Calcule la cantidad en moles de  $\text{O}_2$  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.

c. (3,0 p) Calcule el porcentaje de incremento del peso en dicha estructura, si el hierro que se oxidó formó  $\text{Fe(OH)}_2\text{(s)}$ .

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  $\text{Zn(s)}$  necesaria para evitar la oxidación del hierro de la pregunta anterior. Considere que la cantidad de  $\text{O}_2\text{(g)}$  reactivo es la misma.

### DATOS

masas atómicas (uma): K = 39, O = 16, Cr = 52, H = 1 Fe = 55,845 Zn = 65,38

1 tonelada =  $1 \times 10^3$  kg

Lima, 10 de julio del 2020.

Daina Teresa Ochoa Cordero - 20201350

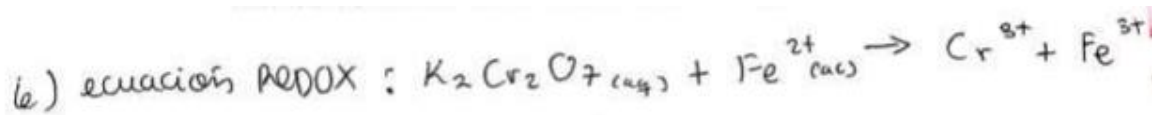
① 
$$\text{H}_2\text{SO}_4 \quad \text{H}_2\text{SO}_4$$
$$(50 \text{ mL})(2 \text{ M}) + (75 \text{ mL})(1 \text{ M}) = M_f V_f$$

2/2 a) volúmenes aditivos:  $50 \text{ mL} + 75 \text{ mL} = 125 \text{ mL}$

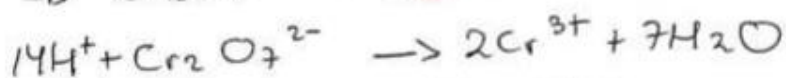
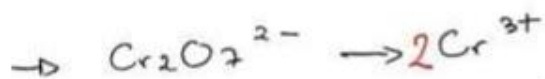
$$M_f = \frac{[(50 \text{ mL})(2 \text{ M}) + (75 \text{ mL})(1 \text{ M})]}{125 \text{ mL}}$$

$$M = 1.4 \text{ M} \quad \checkmark$$

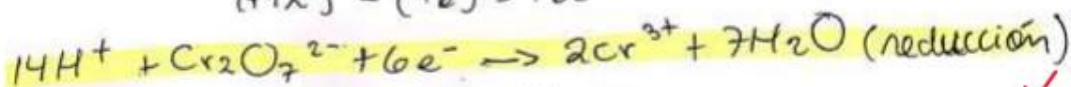
Rpta: La concentración de ácido sulfúrico obtenida es de  $1.4 \text{ M}$ .



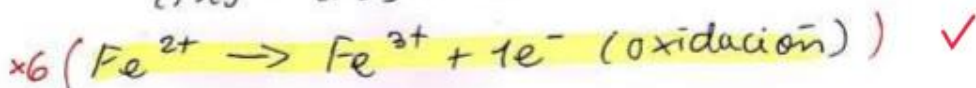
3/3



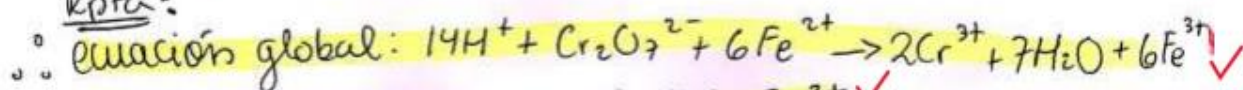
$$(+12) - (+6) = +6e^-$$



$$(+2) - (+3) = -1e^-$$



Rpta:



El agente reductor es el ión  $\text{Fe}^{2+}$   $\checkmark$   
y el agente oxidante es el ión  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$   $\checkmark$

5/5

c) se tiene 20 mL de solución  $\text{Fe}^{2+}$  0.24M

$$\# \text{ molar } \text{Fe}^{2+} = (0.02 \text{ L})(0.24 \frac{\text{mol}}{\text{L}}) = 4.8 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{Fe}^{2+}$$

→ molar de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (exceso)

$$4.8 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{Fe}^{2+} \left( \frac{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{6 \text{ mol } \text{Fe}^{2+}} \right) = 8 \times 10^{-4} \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

✓ exceso

Se utiliza 0.2942 g de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

$$0.2942 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \left( \frac{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{294 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \right) = 1.00068 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ utilizado}$$

$$\Rightarrow \underbrace{1.00068 \times 10^{-3}}_{\text{muestra}} - \underbrace{8 \times 10^{-4}}_{\text{exceso}} = \underbrace{2.0068 \times 10^{-4}}_{\text{cantidad que se utilizó al inicio}} \text{ mol}$$

Si la relación es de 1:1

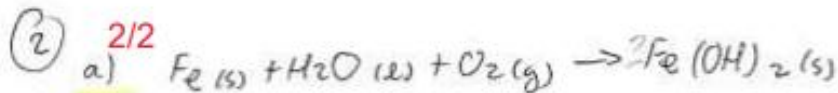
~~se debe~~ reaccionaron  $2.0068 \times 10^{-4}$  moles de materia orgánica. ✓

$$M = \frac{2.0068 \times 10^{-4} \text{ mol materia orgánica}}{0.020 \text{ L solución}} \quad \checkmark$$

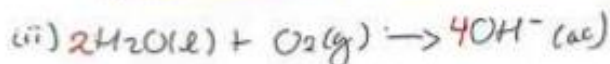
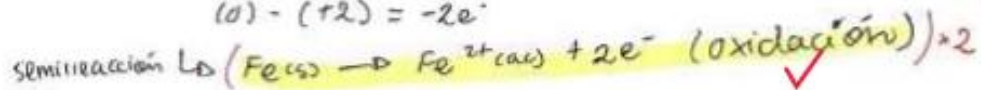
$$M = 0.010034 \text{ mol/L} \quad \checkmark$$

Rpta: La concentración de la materia orgánica es de 0.010034 mol/L

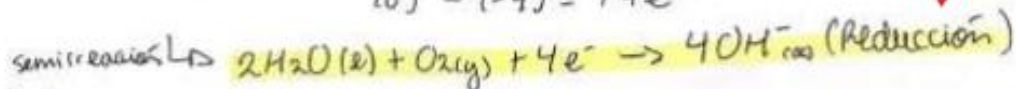
Daira Teresa Alcega Condari - 20201350



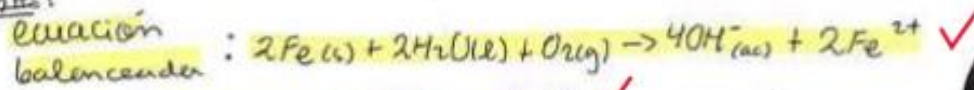
$(0) - (+2) = -2e^-$



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



Rpta:



El agente oxidante es el  $\text{O}_2$  y el agente reductor es el  $\text{Fe (s)}$

<sup>2/2</sup> b)  $1 \text{ tonelada} \left( \frac{1 \cdot 10^6 \text{ gramos}}{1 \text{ tonelada}} \right) \left( \frac{5 \text{ gramos}}{100 \text{ gramos}} \right) = 50000 \text{ g de Fe utilizados}$

$\text{La } 50000 \text{ g Fe} \left( \frac{1 \text{ mol Fe}}{55.845 \text{ g Fe}} \right) \left( \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol Fe}} \right) = 447.668 \text{ mol O}_2$

Rpta: se requiere de 447.668 moles de  $\text{O}_2$  para oxidar 50000 g de hierro.

1/3

c)  $50000 \text{ g Fe} \left( \frac{1 \text{ mol Fe}}{55.845 \text{ g Fe}} \right) \left( \frac{2 \text{ mol Fe(OH)}_2}{2 \text{ mol Fe}} \right)$   
 $= 895.335 \text{ mol Fe(OH)}_2 \left( \frac{89.845 \text{ g}}{1 \text{ mol Fe(OH)}_2} \right)$   
 $= 80441.373 \text{ g Fe(OH)}_2$

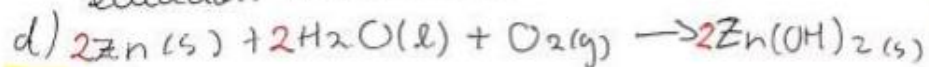
Para 2 moles de  $\text{Fe(OH)}_2$  se produce 179.69 g  
 incremento:  $80441.373 \cdot 179.69 \text{ g} = 80261.683 \text{ g}$   
 Rpta:  $\% = \frac{80261.683}{80441.373} (100) = 99.78\%$  - porcentaje de incremento.

Calcule el porcentaje de incremento del peso en dicha estructura



3/3

ecuación balanceada.



$$447.668 \text{ mol } O_2 \left( \frac{2 \text{ mol } Zn}{1 \text{ mol } O_2} \right) = 895.336 \text{ mol } Zn$$

↑  
se requiere para  
la oxidación

Rpta: la cantidad de zinc necesario para evitar la oxidación de 50000 g de hierro es menor a 895.336

$$895.336 \text{ mol } Zn \left( \frac{65.38 \text{ g}}{1 \text{ mol } Zn} \right) = 58537.06768 \text{ g } Zn$$

Rpta: la cantidad de zinc necesaria para evitar la oxidación de 50000 g de hierro es menor a 58537.06768 gramos