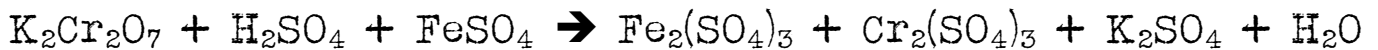


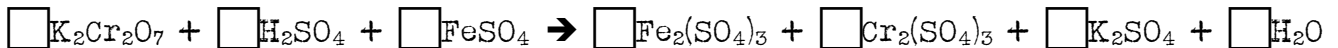
# Reacciones RedOx

Nombre \_\_\_\_\_

1) Considera la reacción:



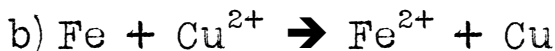
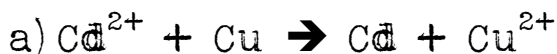
A) Ajustar la ecuación por el método del ión-electrón. (1,25 Puntos)



B) Si en la valoración de 56 mL de una disolución de dicromato de potasio se han gastado 100 mL de una disolución 0,2 M de sulfato de hierro (II), determinar la molaridad de la disolución de dicromato de potasio. (1,25 Puntos)

$$\boxed{[\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = \phantom{0}}$$

2) Considera las siguientes reacciones:



Y los potenciales normales de reducción:

a)  $\mathcal{E}^\circ(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$

b)  $\mathcal{E}^\circ(\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$

c)  $\mathcal{E}^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$

A) Justifica, de forma razonada, si las reacciones serán espontáneas o no espontáneas. (1,25 Puntos)

B) Para las reacciones espontáneas, indica el cátodo y el ánodo, la reacción de oxidación y la reacción de reducción y el agente oxidante y el agente reductor. (1,25 Puntos)

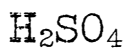
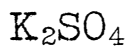
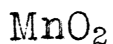
3| Para la siguiente reacción:



A) Ajustar la ecuación por el método del ión-electrón. (1,25 Puntos)



B) Nombrar todas las especies químicas que intervienen, menos el agua. (1,25 Puntos)



4| Teniendo en cuenta los siguientes potenciales normales de reducción:

a)  $\mathcal{E}^\circ (\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} | \text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$

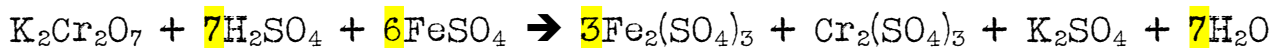
b)  $\mathcal{E}^\circ (\text{MnO}_4^- | \text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$

c)  $\mathcal{E}^\circ (\text{Cl}_2 | \text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$

- A) Escribe la reacción global y calcula el  $\mathcal{E}^\circ_{\text{pila}}$  para la pila formada por los electrodos a) y c) y para la pila formada por los electrodos b) y c). (1,25 Puntos)
- B) Justifica, de forma razonada, por qué el permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ) es capaz de oxidar al ión  $\text{Cl}^-$  a  $\text{Cl}_2$  y el dicromato de potasio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) no es capaz de hacerlo. (1,25 Puntos)

Soluciones

1)



Si 1 mol de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  reacciona con ..... 6 moles de  $\text{FeSO}_4$

X moles de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  reaccionarán con ..... 0,1 . 0,2 moles de  $\text{FeSO}_4$

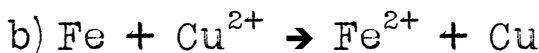
$$X = 3,33 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$[\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = 3,33 \cdot 10^{-3} / 56 \cdot 10^{-3} = 0,06 \text{ moles /litro}$$

2)



$$\mathcal{E}^\circ_{\text{pila}} = \mathcal{E}^\circ_{\text{cátodo}} - \mathcal{E}^\circ_{\text{ánodo}} = -0,40 - 0,34 = -0,74 \text{ V} \quad \text{Reacción NO ESPONTÁNEA } \mathcal{E}^\circ_{\text{pila}} < 0$$



$$\mathcal{E}^\circ_{\text{pila}} = \mathcal{E}^\circ_{\text{cátodo}} - \mathcal{E}^\circ_{\text{ánodo}} = 0,34 - (-0,44) = 0,78 \text{ V} \quad \text{Reacción ESPONTÁNEA } \mathcal{E}^\circ_{\text{pila}} > 0$$

Cátodo (reducción):  $\text{Cu}^{2+}$  (agente oxidante)  $\rightarrow$  Cu

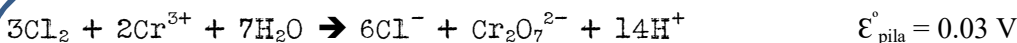
Ánodo (oxidación): Fe (agente reductor)  $\rightarrow$   $\text{Fe}^{2+}$

3)



$\text{MnSO}_4$	Sulfato de manganeso (II)	Tetraoxosulfato (VI) de manganeso (II)
$\text{KMnO}_4$	Permanganato de potasio	Tetraoxomanganato (VII) de potasio
$\text{MnO}_2$	Dióxido de manganeso	Óxido de manganeso (IV)
$\text{K}_2\text{SO}_4$	Sulfato de potasio	Tetraoxosulfato (VI) de potasio
$\text{H}_2\text{SO}_4$	Ácido sulfúrico	Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno

4)



El permanganato de potasio es capaz de oxidar los iones  $\text{Cl}^-$  porque en la pila es el cátodo (por tener mayor potencial normal de reducción) y, por tanto, es el agente oxidante. El dicromato de potasio no es capaz de oxidar los iones  $\text{Cl}^-$  porque en la pila es el ánodo (por tener menor potencial normal de reducción) y, por tanto, no es el agente oxidante, sino el agente reductor.