

PVQdescriptiva9S

Iones ferroso y férrico (2)

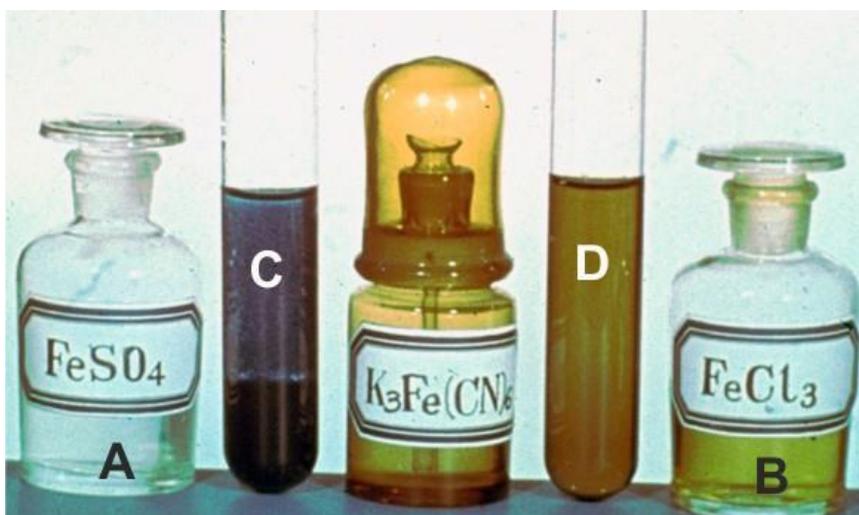
Dispones en A (foto 1) de una 20mL de disolución de sulfato de hierro(II) 2M, a la que agregas en C, la misma cantidad de ferrocianuro potásico. En D se realiza la misma operación con la misma cantidad de cloruro de hierro(III) 2M, agregándose en todos los casos agua destilada hasta completar 50mL y dando lugar a las fotos que se presentan.

En la fotografía 2, se realiza la misma operación con ferricianuro potásico con los reactivos en A y B agregándose en todos los casos agua destilada hasta completar 50mL y surgiendo las reacciones respectivas en C y D

- Formula las reacciones que tienen lugar en cada tubo de las dos fotos
- En cuál de los recipientes C y D, de cada foto, habrá mayor concentración de ion ferroso.
- En cuál de los cuatro tubos de ensayo habrá mayor concentración de ion férrico.



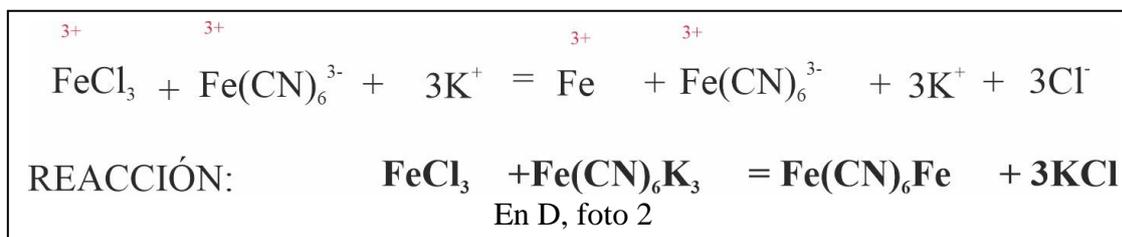
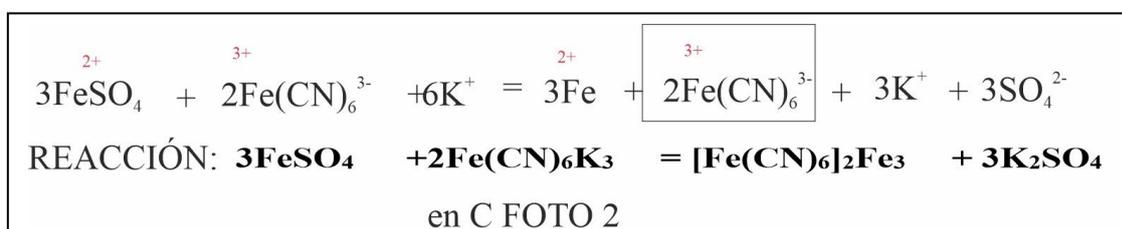
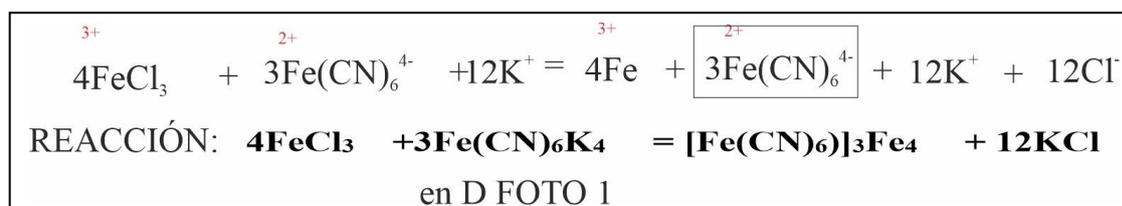
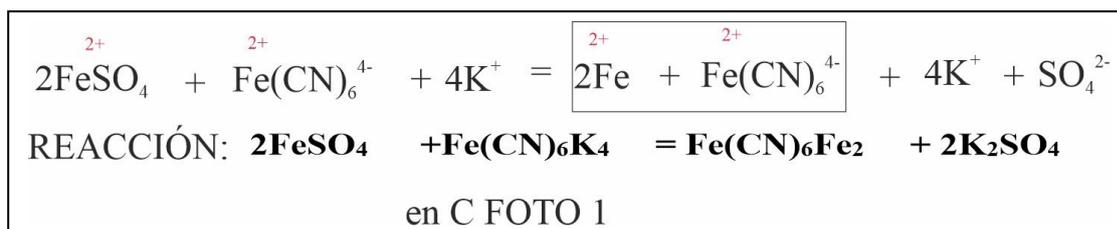
Fotografía 1



Fotografía 2

SOLUCIÓN

Todas las reacciones son de desplazamiento, o de desplazamiento con formación de complejos. Los iones respectivos mantienen sus cargas.



b) Se calcula la concentración de ion ferroso en la reacción con ferrocianuro potásico en C foto 1.

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 20\text{mL} \cdot \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} \cdot 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,04\text{mol} \text{ del sulfato de hierro(II)}$$

Por la estequiometria de la reacción harán falta 0,02mol de ferrocianuro potásico, que aportan 0,02moles de Fe^{2+} , por lo tanto existirán 0,06 moles de Fe^{2+} en 50mL de disolución.

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{0,06\text{mol}}{50\text{ml}} \cdot \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} = 1,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Se calcula la concentración de ion ferroso en la reacción con ferrocianuro potásico en D, foto 1.

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 20\text{mL} \cdot \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} \cdot 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,04\text{mol} \text{ del sulfato de hierro(II)}$$

El reactivo no aporta iones ferroso, por lo tanto $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{0,04\text{mol}}{50\text{ml}} \cdot \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

Se calcula la concentración de ion ferroso en la reacción con ferricianuro potásico en C foto 2.

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 20\text{mL} \cdot \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} \cdot 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,04\text{mol} \text{ del sulfato de hierro(II)}$$

El reactivo no aporta iones ferroso, por lo tanto $[Fe^{2+}] = \frac{0,04mol}{50ml} \cdot \frac{1000mL}{1L} = 0,8 \frac{mol}{L}$

Por lo tanto la concentración de ion ferroso es mayor en C foto 1, que en las demás.

c) Dados los moles de ion ferroso en C, foto 2, 0,04 moles de sulfato de hierro(II)

, el nº de moles de ferricianuro necesario para que reacciones será según los coeficientes de ajuste $0,04 \cdot \frac{2}{3} = 0,027 mol$ de Fe^{3+} en el ferricianuro, y su concentración : $0,027 mol / (50mL / 1000mL \cdot L^{-1}) = 0,53 mol/L$

Se calcula la concentración de ion férrico en la reacción con ferrocianuro potásico en D, foto 1.

$$n_{Fe^{3+}} = 20mL \cdot \frac{1L}{1000mL} \cdot 2 \frac{mol}{L} = 0,04mol \text{ del cloruro de hierro(III)}$$

Como el reactivo no aporta iones férrico su concentración será $= 0,04 mol / 0,050L = 0,8M$

Se calcula la concentración de ion férrico en la reacción con ferricianuro potásico en D, foto 2.

$$n_{Fe^{3+}} = 20mL \cdot \frac{1L}{1000mL} \cdot 2 \frac{mol}{L} = 0,04mol \text{ del cloruro de hierro(III)}$$

Por la estequiometría de la reacción harán falta 0,04 mol de ferricianuro potásico, que aportan 0,04 moles de Fe^{3+} , por lo tanto existirán 0,08 moles de Fe^{3+} en 50mL de disolución.

$$[Fe^{3+}] = \frac{0,08mol}{50ml} \cdot \frac{1000mL}{1L} = 1,6 \frac{mol}{L}$$

Por lo tanto la mayor concentración de ion férrico será en d, foto 2, seguida de d, foto 1 y c, foto 2