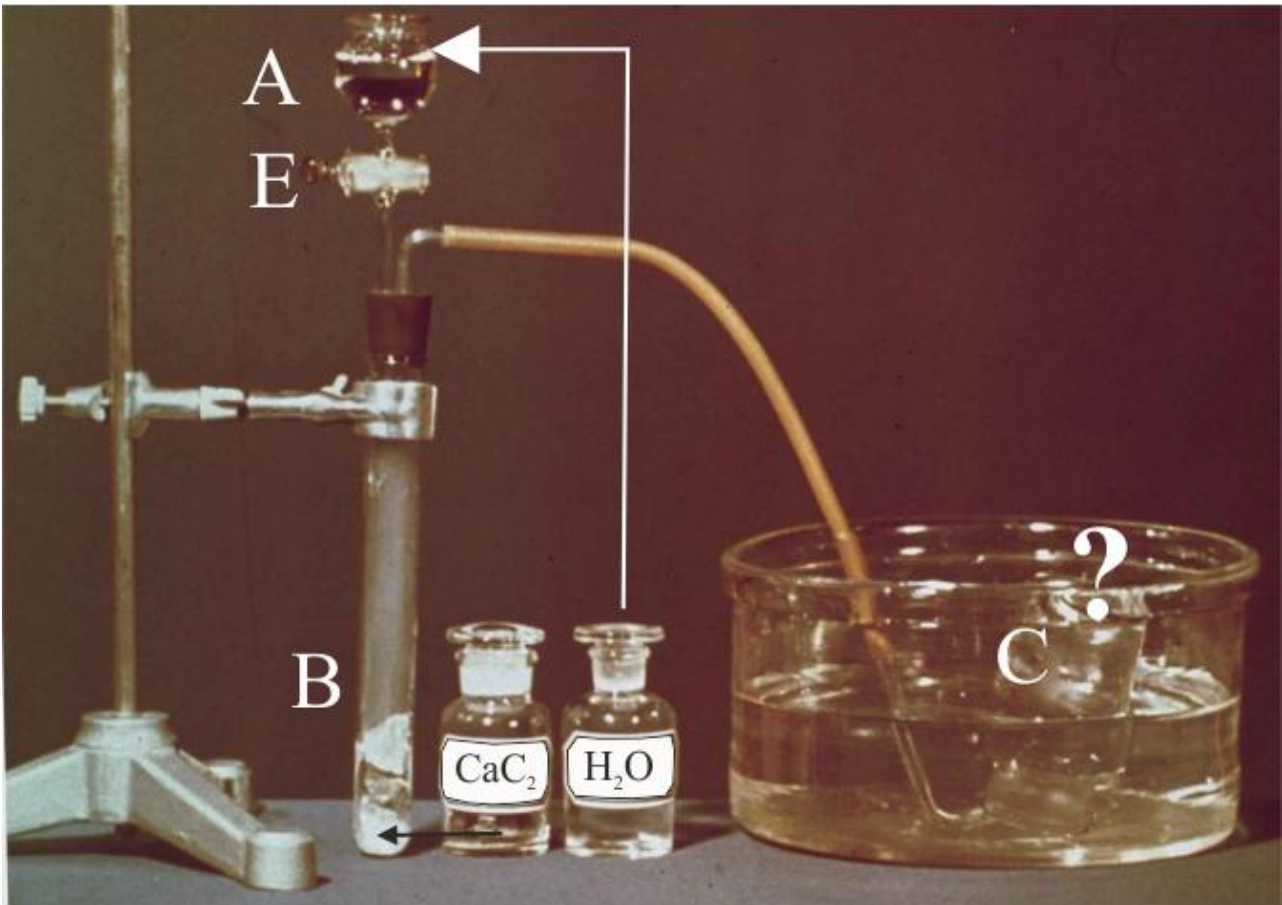


PROBLEMAS VISUALES DE QUÍMICA

PVQ20-1*



Fotografía 1

En el embudo de decantación A, se disponen de agua destilada y en B, 4,0 g de carburo cálcico del 80% de riqueza. Se abre la llave del embudo E y el gas que se desprende se recoge sobre medio litro de agua, a 20°C y 750mmHg de presión, en el frasco invertido C.

- a) Si en el frasco invertido C se recoge etino ¿De qué tipo de reacción se trata? Formúlala y ajústala.
b) El etino, debido a su triple enlace, es ligeramente soluble en el agua (a 20°C; 0,12g/100mL) ¿Qué volumen ocuparía el gas residual liberado en C, en las condiciones dadas?

Datos. Masas atómicas : Ca=40, H=1, O=16, C=12. Presión del vapor de agua a 20°C=17,5mmHg

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

SOL:

a) La reacción que se produce al abrir la llave E y caer el líquido en B es:



El gas que se desprende en la reacción es etino (llamado también acetileno) y es el gas que llena el frasco C. La reacción es de simple desplazamiento puesto que ningún elemento cambia de número de oxidación; el C actúa con 1- en los dos términos de la reacción.

b) Como la solubilidad del etino en el agua a 20°C es de 0,12g por 100mL, y se dispone de 500mL, en este volumen de agua, quedarán disueltos 0,6g de etino, y la masa sobrante pasará en forma gaseosa a desplazar el agua del frasco C.

$$\text{Moles de carburo de calcio: } n = \frac{\text{g}}{M_{\text{C}_2\text{Ca}}} = \frac{4,0 \cdot 0,80}{2 \cdot 12 + 40} = \frac{3,2 \text{ g}}{64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$\text{Que producirían } 0,05 \text{ moles de etino, o sea } g_{\text{C}_2\text{H}_2} = 0,05 \text{ mol} \cdot 26 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,3 \text{ g}$$

Como quedan disueltos 0,6g, Sólo $1,3\text{g}-0,6=0,7\text{g}$, pasarán a desalojar el agua del frasco C

$$n = \frac{\text{g}}{M_{\text{C}_2\text{H}_2}} = \frac{0,7}{2 \cdot 12 + 2} = \frac{0,7 \text{ g}}{26 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,027 \text{ mol}$$

c) Aplicando la ecuación de estado de los gases y considerando al etino como gas ideal

$$V_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{0,027 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (273 + 20) \text{K}}{(750 - 17,5) \text{mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{mmHg}}} = 0,67 \text{ L}$$



En la pila de la figura, el electrodo A, es un papel de estaño, sumergida en una sal de Sn^{2+} 0,1M. Mientras que en B se dispone una lámina de cobre, en una disolución de sulfato de cobre(II). Se unen por un papel de filtro humedecido en una disolución de nitrato sódico. Conociendo los potenciales normales de reducción de los siguientes pares:

E^0 del par $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn} = -0,14\text{V}$.

E^0 del par $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,36\text{V}$.

Determina:

- La reacción química que tiene lugar, señalando el ánodo y el cátodo de la pila
- La concentración de la sal de cobre
- La simbología de la pila

SOLUCIÓN

- Dados los potenciales normales de reducción en los datos, como el potencial del lado A es menor que del lado B, en otras palabras, la corriente eléctrica se dirige desde B hacia A, y el cable rojo está conectado al polo + del voltímetro, y puesto que los electrones se desplazan en sentido contrario del sentido de la corriente, el flujo de electrones es tal que se producen en A y se dirigen hacia B. Si en A se producen electrones es porque el Sn metal los pierde pasando a catión Sn^{2+} y ese electrodo Sn/Sn^{2+} , donde se produce la oxidación es el ánodo de la pila. Los electrones que llegan a A son captados por el Cu^{2+} pasando a Cu, produciéndose una reducción, por ello, B es el cátodo de la pila. Por lo tanto la reacción será $\text{Cu}^{2+} + \text{Sn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Sn}^{2+}$

- b) Al aplicar la fórmula de Nernst, que modifica los potenciales en función de la concentración de los reaccionantes $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \log Q$, siendo n los electrones transferidos y Q el cociente de la reacción. En este caso:

$$E = 0,36 - (-0,14) - \frac{0,059}{2} \log \frac{[Sn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} = 0,50 - 0,0295 \log \frac{[0,1]}{[Cu^{2+}]} = 0,53$$

$$-\frac{0,03}{0,0295} = -1,02 = \log \frac{[0,1]}{[Cu^{2+}]}; 10^{-1,02} = \frac{[0,1]}{[Cu^{2+}]}; [Cu^{2+}] = \frac{[0,1]}{10^{-1,02}} = 1,05M$$

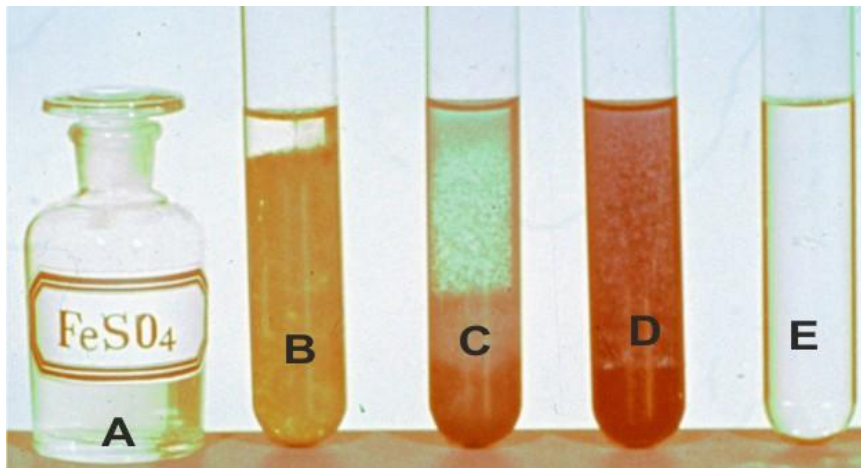
- c) La notación esquemática de la pila deberá reproducir el proceso en el sentido de la marcha de los electrones, siendo // el puente salino, así será: $Sn / Sn^{2+} (0,1M) // Cu^{2+} (1,05M) / Cu$

PVQ20-3***

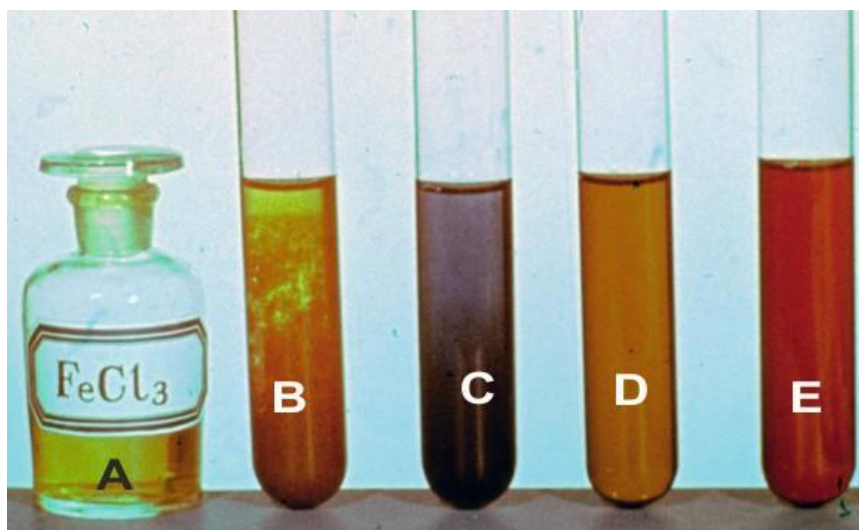
Iones ferroso y férrico

Dispones en A (foto 1) de 20mL de disolución de sulfato de hierro(II) 2M, a la que agregas la cantidad suficiente de KOH en B, para que a reacción sea completa y la misma cantidad de ferrocianuro potásico en C, ferricianuro potásico en D y tiocianato potásico en E (fig.1) e igual se hace con los mismos reactivos y por ese orden con 20 mL de cloruro de hierro (III) 2M, (fig.2), agregándose en todos los casos agua destilada hasta completar 50mL

- Formula las reacciones que tienen lugar en cada tubo.
- Cuál será la concentración de ion ferroso en C (superior)
- Cuál será la concentración de ion férrico en D (inferior),



Fotografía 1

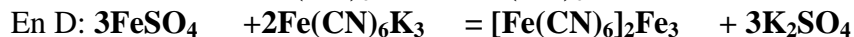


Fotografía 2

SOLUCIÓN

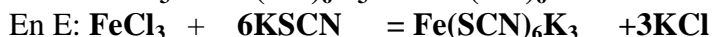
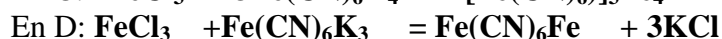
a) Todas las reacciones son de desplazamiento, o de desplazamiento con formación de complejos, por lo tanto no varían los números de oxidación, despreciando las posibles oxidaciones que ocurran al transcurrir el tiempo, por el oxígeno disuelto en el agua.

En la parte superior



En E: no reacciona

En la parte inferior



Al margen de las concentraciones parece lógico que en la zona superior, sea mayor la concentración de hierro(II), cuando se agrega un reactivo que lo contenga, mientras que en la parte inferior ocurra lo mismo con el ion férrico

b) Calculamos la concentración de ion ferroso en la reacción con ferrocianuro potásico en C.

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

Por la estequiometría 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.

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

c) Calculamos la concentración de ion férrico en la reacción con ferricianuro potásico en D.

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

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

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