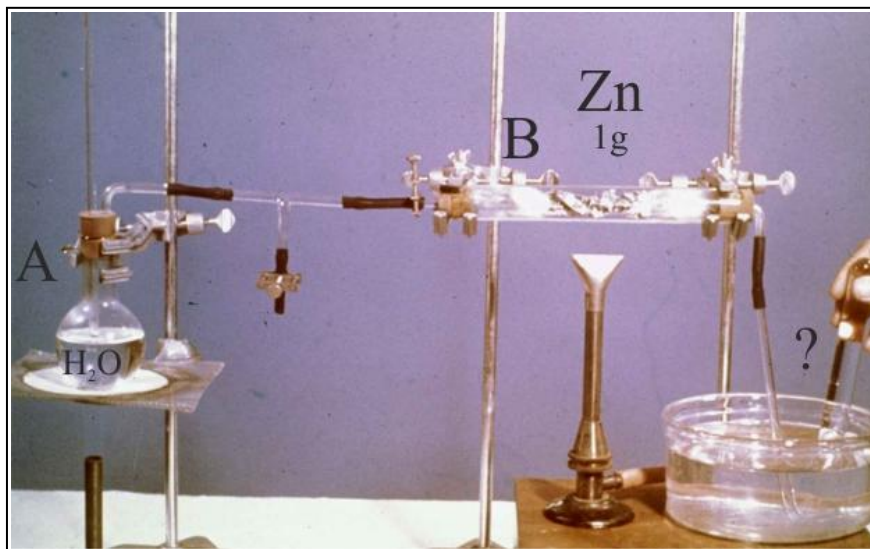


PROBLEMAS VISUALES DE QUÍMICA 11

PVQ11-1\*



En el montaje de la figura, se calienta agua en A hasta que se produce vapor, que se hace pasar por el tubo B, donde está depositado 1,00 g de cinc. Se calienta, y se observa que se produce un gas que se recoge sobre agua en un tubo invertido.

Se pregunta:

- Qué gas y el tipo de reacción que se produce
- ¿Qué queda en B, aparte de cinc?
- Si en B, todavía queda sin reaccionar 0,40 g de cinc, el volumen de gas que se podría recoger a 20°C y 700 mmHg de presión.

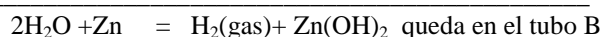
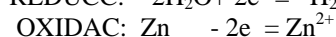
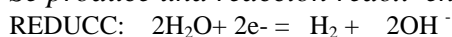
DATOS:

Masas atómicas : Zn =65,38, H=1 , O=16. R= 0,082 atm·L·K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>

Presión del vapor de agua a 20°C=17,5mmHg.

SOLUCIÓN:

*Se produce una reacción redox en medio básico:*



$$\text{Moles de cinc que han reaccionado } n_{\text{Zn}} = 0,60\text{g} \frac{1\text{mol}}{65,38} = 0,0092\text{ mol}$$

$$\text{Moles de hidróxido de cinc que quedan en el tubo } n_{\text{Zn}(\text{OH})_2} = 0,40\text{g} \cdot \frac{1\text{mol Zn}}{65,38\text{g}} \cdot \frac{\text{Zn}(\text{OH})_2}{1\text{mol Zn}} = 0,0061\text{ mol}$$

*De acuerdo con la estequiometría de la reacción, cada mol de Zn que reacciona, se produce un mol de H<sub>2</sub>, por lo tanto se liberarán 0,0092 mol de hidrógeno, que ocuparán un volumen en las condiciones del problema de:*

$$V_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{0,0092\text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 20)\text{K}}{(700 - 17,5)\text{mmHg} \frac{1\text{atm}}{760\text{mm}^g}} = 0,264\text{L}$$

PVQ11-2\*\*



Foto 1

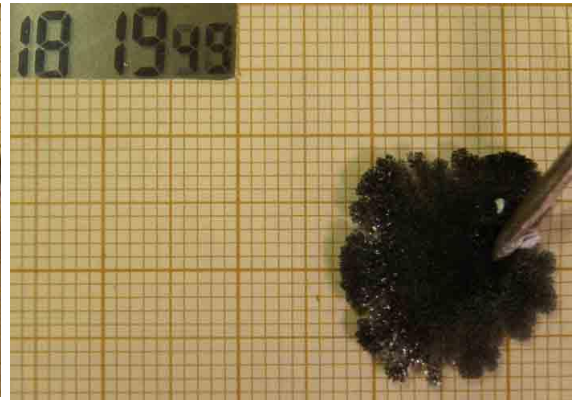


Foto 2

Se electroliza una disolución 0,01 M de sulfato de cinc. En uno de los electrodos de la pila electrolítica se deposita el Zn. En las fotografías se representa ese electrodo y la mancha oscura que aparece a su alrededor es el Zn. Ambas fotografías se han hecho en presencia de un reloj digital que mide minutos, segundos y centésimas de segundo. Suponiendo que el precipitado de cinc adopta aproximadamente una forma cilíndrica de altura media 1mm, con el diámetro de la base medible a través del papel milimetrado

- Formula la reacción de descomposición electrolítica, indicando el electrodo fotografiado ¿será un ánodo o un cátodo?
- Las burbujitas que se observan en la segunda foto ¿a qué gas corresponden?
- Determina la intensidad de la corriente que circula por el circuito, para que se produzca dicha electrodeposición

DATOS: Masa atómica del cinc=65,38.  $F=96485\text{C/mol}$ . Densidad del cinc= $7,148\text{g/cm}^3$

SOLUCIÓN:

*El proceso prioritario sería el visualizado en la figura 1*

*De tal forma que se descarga el cinc en el cátodo, sin embargo como se aprecia en la fotografía 2, también se desprende algo de hidrógeno, aunque se considerará despreciable.*

Como por cada 2 moles de electrones se deposita en el cátodo un mol de cinc:  $\text{Zn}^{2+} + 2e^- = \text{Zn}$ , calcularemos el aumento del depósito de cinc  $m_2 - m_1$ , en el intervalo de tiempo marcado por el reloj digital,  $t_2 - t_1$  y los moles que se han depositado

Diámetros aproximados:  $d_2 = 14\text{mm}$   $d_1 = 11\text{mm}$

$$m_2 = V_2 \rho = \frac{\pi d_2^2 H}{4} \rho = \frac{3,14 \cdot (14\text{mm})^2 \cdot 1\text{mm}}{4} \cdot \frac{1\text{cm}^3}{1000\text{mm}^3} \cdot 7,148 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 1,1\text{g}$$

$$m_1 = V_1 \rho = \frac{\pi d_1^2 H}{4} \rho = \frac{3,14 \cdot (11\text{mm})^2 \cdot 1\text{mm}}{4} \cdot \frac{1\text{cm}^3}{1000\text{mm}^3} \cdot 7,148 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 0,68\text{g}$$

$$m_2 - m_1 = 0,42\text{g}, n_{\text{Zn}} = 0,42\text{g} \cdot \frac{1\text{mol}}{65,38\text{g}} = 0,0064\text{mol}$$

$$t_2 = 18.60 + 19,49 = 1099,49\text{s}; t_1 = 9.60 + 19,18 = 559,18\text{s}; t_2 - t_1 = 540,31\text{s}$$

$$\frac{2\text{mol}_e \cdot 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}_e}}{1\text{mol}_{\text{Zn}}} = \frac{540,3\text{s} \cdot i}{0,0064\text{mol}_{\text{Zn}}}$$

$$m_2 - m_1 = 0,42\text{g}, n_{\text{Zn}} = 0,42\text{g} \cdot \frac{1\text{mol}}{65,38\text{g}} = 0,0064\text{mol}$$

$$t_2 = 18.60 + 19,49 = 1099,49\text{s}; t_1 = 9.60 + 19,18 = 559,18\text{s}; t_2 - t_1 = 540,31\text{s}$$

$$\frac{2\text{mol}_e \cdot 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}_e}}{1\text{mol}_{\text{Zn}}} = \frac{540,3\text{s} \cdot i}{0,0064\text{mol}_{\text{Zn}}}; \quad i = 2,29\text{A}$$

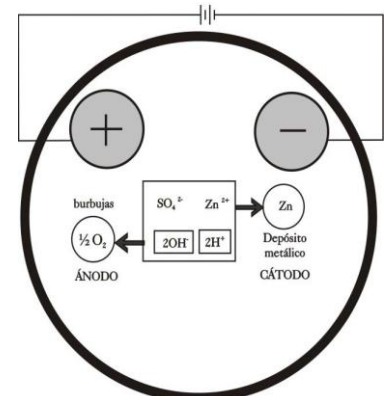


Fig.1

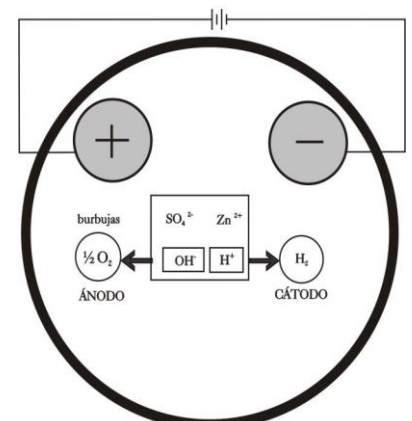
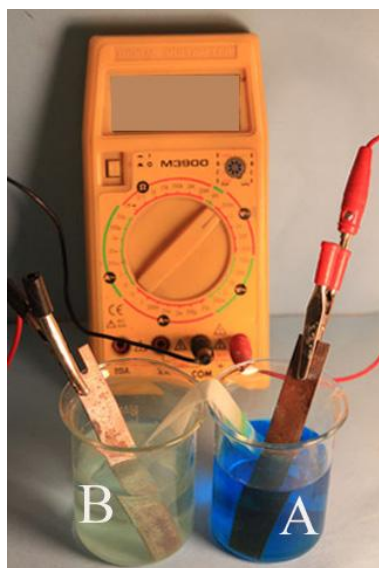


Fig.2



En la pila de concentración de la figura, está basada en los electrodos de cobre. La disolución A de sulfato de cobre(II), es 1M, mientras que la de B, es 0,001M. La temperatura del dispositivo es 25°C.

Potencial normal del electrodo del cobre;  $\varepsilon_{\text{Cu}} = 0,34 \text{ V}$

- Determina el potencial de electrodo en cada vaso y cómo funciona la pila.
- Lo que marcaría el voltímetro
- La energía libre desarrollada por dicha pila

DATOS:  $1F=96487C$

#### SOLUCIÓN

A) El potencial de electrodo normal o estándar se calcula formando una pila con cobre metal en una disolución 1 M de ión  $\text{Cu}^{2+}$  y un electrodo de hidrógeno a la presión de 1 atmósfera en una disolución 1 M de iones  $\text{H}^+$  a la temperatura de 25 °C. El potencial del vaso A es el potencial de electrodo normal o estándar del cobre,  $\varepsilon_{\text{Cu}} = \varepsilon_{\text{A}} = 0,34 \text{ V}$ .

Para calcular el de B formamos una pila con el electrodo de hidrogeno y el cobre metal en una disolución 0,001 M de iones  $\text{Cu}^{2+}$ , hacemos uso de la ecuación de Nernst.

$$\varepsilon_{\text{B}} = \varepsilon_{\text{Cu}} - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{Cu}^{2+}]} = 0,34 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{0,001} = 0,25 \text{ V}$$

Como el potencial del vaso A es mayor que el del vaso B, A es más oxidante que B o B es más reductor que A. En A se producirá la reducción del cobre y ese electrodo es el cátodo. En el vaso B se produce una oxidación de cobre metal a  $\text{Cu}(2+)$  y ese electrodo es el ánodo. Los electrones se desplazan por el circuito exterior desde el ánodo al cátodo.

B) La fuerza electromotriz de la pila es:

$$\varepsilon_{\text{pila}} = \varepsilon_{\text{cátodo}} - \varepsilon_{\text{ánodo}} = 0,34 - 0,25 = 0,09 \text{ V}$$

Si el voltímetro es de alta calidad lo que indica coincide con la fuerza electromotriz de la pila.

c)

$$\Delta G = -nF\varepsilon = -2 \text{ mol} \cdot 96487 \frac{\text{C}}{\text{mol}} \cdot 0,09 \text{ V} = 1,7 \cdot 10^3 \text{ J}$$