

PROBLEMAS VISUALES DE QUÍMICA 1

Problema 1



Fig.1



Fig.3



Fig.2

Se disponen 20,96 g de sulfato de cobre(II) hidratado (fig.1). Se realiza la operación indicada en la fig.2, obteniéndose el resultado que se observa en la fig 3.

Masas atómicas S=32, O16 , Cu=63,5 , H =1

- Calcula los moles de sulfato de cobre (II) anhidro (fig.3)
- Calcula los moles de agua que tiene el sulfato de cobre (II) hidratado
- Calcula la relación de moles de agua a moles de sulfato de cobre II anhidro
- Escribe la fórmula química del sulfato de cobre (II) hidratado
- Calcula los moles de sulfato de cobre (II) hidratado (fig.1)
- Calcula los gramos de cobre que están combinados en un kilogramo de sulfato de cobre II) hidratado

SOL

a) Masa molar del sulfato de cobre (II) anhidro: $32+4*16+63,5= 159,5$ g/mol

$$\text{Moles de sulfato de cobre (II) anhidro} = \frac{13,39}{159,5} = 0,084 \text{ mol}$$

b) Masa molar del agua = $2*1+16= 18$ g/mol

Gramos de agua evaporados en la operación: $20,96-13,39=7,57$ g

$$\text{Moles de agua: } \frac{7,57}{18} = 0,421 \text{ mol}$$

c)

$$\frac{\text{moles de agua}}{\text{moles de sulfato de cobre(II) anhidro}} = \frac{0,421}{0,0839} = 5$$

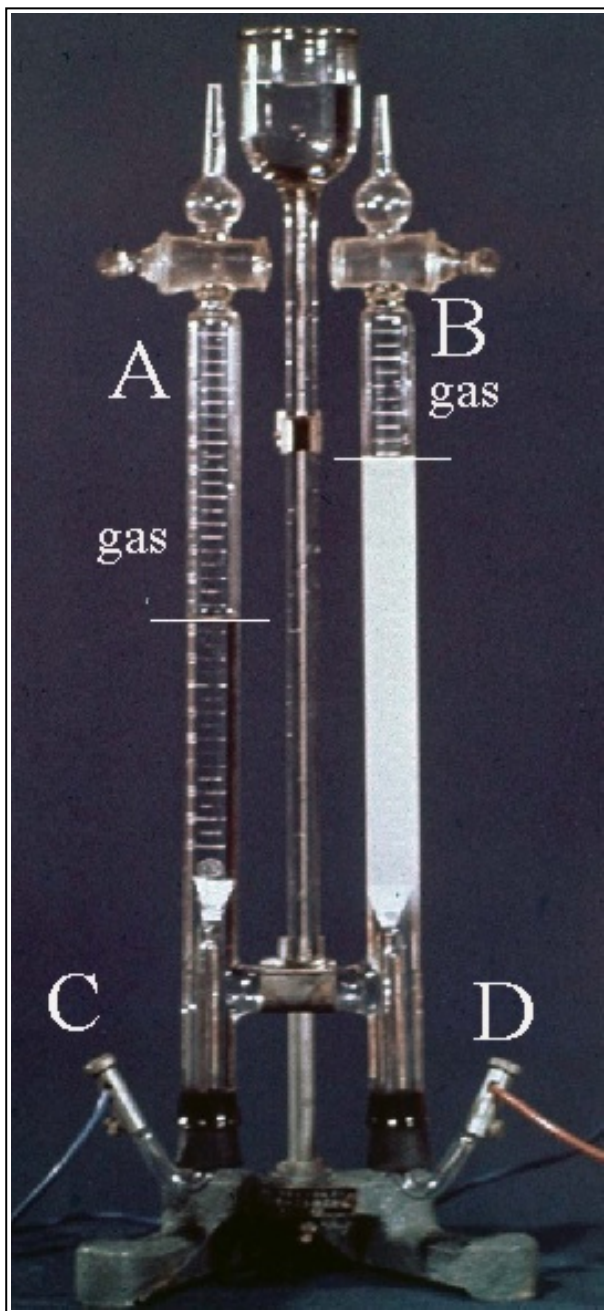
d) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

e) Masa molar del sulfato de cobre (II) hidratado: $63,5+32+4*16+5(2*1+16)= 249,5$ g/mol

$$\text{Moles de sulfato de cobre (II) hidratado} = \frac{20,96}{249,5} = 0,084 \text{ mol}$$

$$\text{f) } \frac{1 \text{ mol de sulfato de cobre(II) hidratado}}{1 \text{ atomo gramo de cobre}} = \frac{249,5 \text{ g de CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{63,5 \text{ g de cobre}} = \frac{1000}{x} \Rightarrow x = 254,5 \text{ g de Cu}$$

Problema 2



El dispositivo de la foto, corresponde a un voltámetro de Hofmann. En E se dispone agua acidulada. Teniendo en cuenta que cada división del vidrio corresponde a un mililitro de volumen y que C y D son los electrodos para efectuar la electrólisis. Si observas con detenimiento la foto podrás responder a las preguntas:

- Qué se obtiene en A y B
- Los signos de los electrodos
- Qué volúmenes aproximados de gases corresponden a A y B
- Si las condiciones del laboratorio donde se realiza la electrólisis son 20°C y 750mmHg de presión, cuántos gramos de agua han experimentado la electrólisis

DATOS:

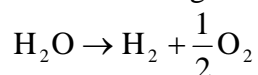
$$R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1}, H=1; O=16$$

SOLUCIÓN:

- El agua pura está formada esencialmente por moléculas de agua y solamente unos pocos iones H^+ e OH^- . Si se utilizase agua pura en el voltámetro no observaríamos nada. Con el fin de hacerla más conductora se le añade un ácido generalmente sulfúrico. Esta adición determina que en la disolución existan muchos iones H^+ y SO_4^{2-} procedentes del ácido y muy pocos OH^- . La pila eléctrica crea un campo eléctrico que determina que los iones se desplacen por el seno de la disolución. Los iones positivos (H^+) emigran hacia el electrodo negativo (denominado cátodo) y los negativos (OH^- , SO_4^{2-}) hacia el electrodo positivo (denominado ánodo), descargándose en ellos

Al hacer la electrólisis en el voltámetro de Hofmann observamos que en los electrodos (que son de platino) se forman burbujas de gas que ascienden por los tubos laterales y dado que se produce el doble de hidrógeno que de oxígeno, al cabo del tiempo se ve que el tubo que lleva el electrodo negativo tiene un volumen de gas que es prácticamente el doble que en el tubo que lleva el electrodo positivo.

La reacción global de descomposición electrolítica del agua se escribe



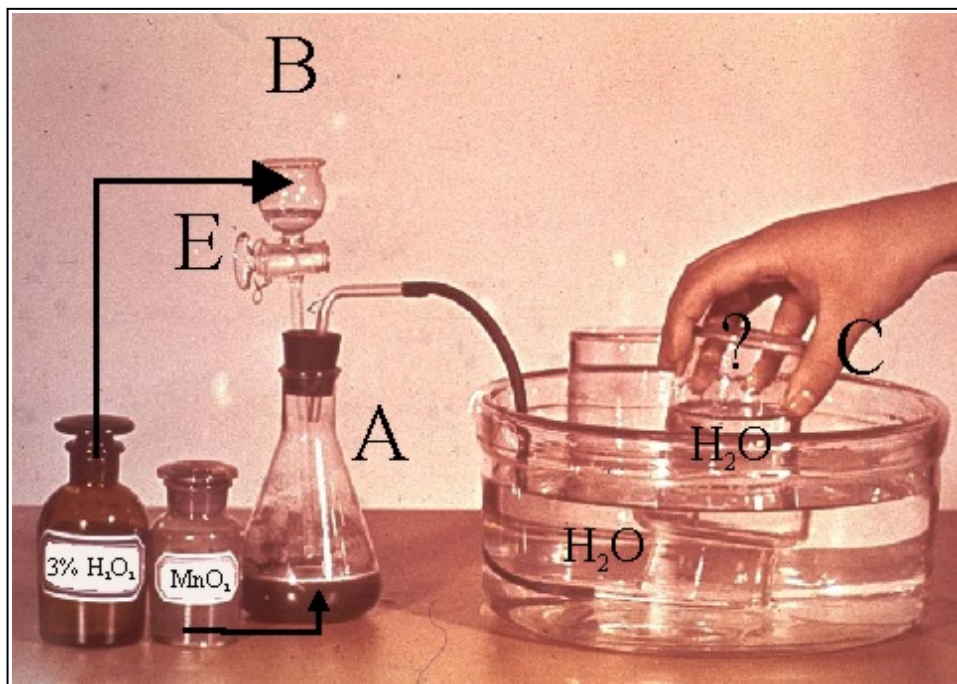
b) Por lo tanto en C estará el electrodo negativo, mientras que en D será el positivo

c) Los volúmenes aproximados según lectura, serán: de hidrógeno 22 mL; de oxígeno 10 mL (en teoría deberían ser 11 mL, pero el oxígeno gas es algo soluble en el agua)

$$d) \quad n = \frac{750 \text{ mmHg} \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right) 22 \text{ mL} \left(\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \right)}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (20 + 273) \text{ K}} = 0,000904 \text{ mol}, \text{ por lo tanto se electroizarían los}$$

mismos moles de agua, o sea $g_{AGUA} = 0,000904 \text{ mol} \left(18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 0,0163 \text{ g}.$

Problema 3



En la fotografía del montaje de laboratorio, se dispone en A, dióxido de manganeso que actuará de catalizador en la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno que se dispone en B. Al abrir la llave E, se desprende un gas que se recoge en C.

- ¿Qué nombres reciben A y B?
- ¿Qué gas se desprende en C? Formule la reacción.
- Si en B se gastan completamente 25 mL del reactivo indicado, cuya densidad es $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, qué volumen aproximado de gas se obtendría en C, en condiciones normales.
Masas atómicas $\text{H}=1$, $\text{O}=2$. Volumen molar $22,4 \text{ L mol}^{-1}$

SOLUCIÓN

- A es un erlenmeyer, y B un embudo de decantación (a veces se llama ampolla de bromo)
- La reacción es una descomposición catalizada del $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ por lo tanto el gas que se recoge en C es oxígeno.
- 25 mL de peróxido de hidrógeno al 3 % en volumen, equivalen a 0,75 mL reales, o sea 0,75 g. que corresponden a

$$n = 0,75 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{34 \text{ g}} = 0,0221 \text{ mol} \text{ realizando la conversión a moles de oxígeno y según el volumen}$$

molar correspondiente

$$V_{\text{mL}} = 0,0221 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}_2 \left(\frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{2 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}_2} \right) 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \left(\frac{1000 \text{ mL}}{\text{L}} \right) = 248 \text{ mL}$$