

PROBLEMAS VISUALES DE QUÍMICA 2

Problema 1



Siguiendo el montaje de la figura a fin de obtener oxígeno, se disponen en el tubo de ensayo 41,32 g de permanganato potásico, con un pequeño tapón de lana de vidrio. Como se ve, se calienta suavemente el tubo, desprendiéndose oxígeno según la reacción:



Oxígeno que se recoge sobre agua en la probeta invertida, un total de 0,262L. El residuo en el tubo de ensayo pesó 40,98g. Si la presión atmosférica era de 706mmHg, y la presión del vapor de agua a 15°C es de 12,7mmHg. Determina la masa molar del oxígeno $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

SOL

Tenemos los siguientes datos: $M_1 = 41,32 \text{ g}$ $M_2 = 40,98 \text{ g}$ temperatura del agua 15°C, Presión de vapor del Agua a 15°C = 12,7 mm de mercurio Presión atmosférica 706 mm de mercurio

Volumen de oxígeno 0,262 L.

Resultado experimental con los datos anteriores

Dada la reacción, y suponiendo que la diferencia de masas, corresponde a la del oxígeno desprendido

Masa de oxígeno $41,32 - 40,98 = 0,34 \text{ g}$

Presión del oxígeno = $706 - 12,7 = 693,3 \text{ mm de mercurio} = 0,907 \text{ atm}$

$$M(\text{O}_2) = \frac{gRT}{PV} = \frac{0,34 * 0,082 * (15 + 273)}{0,907 * 0,262} = 33,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{error relativo en la medida} = \frac{33,8 - 32}{32} * 100 = 5,76\%$$

Problema 2

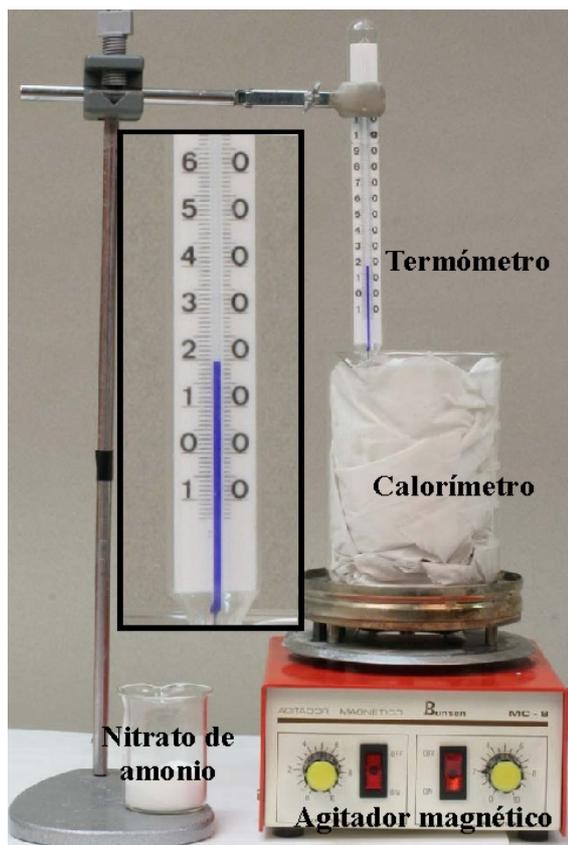


Foto 1



Foto 2

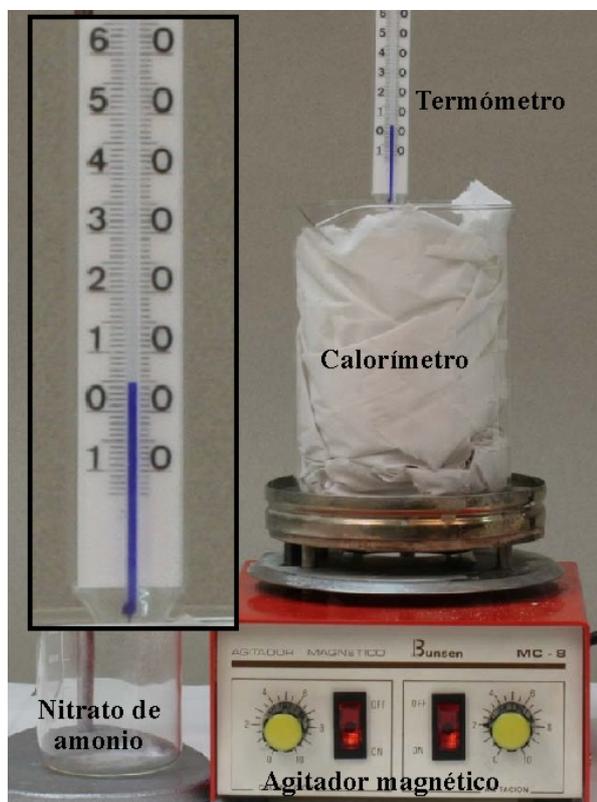


Foto 3

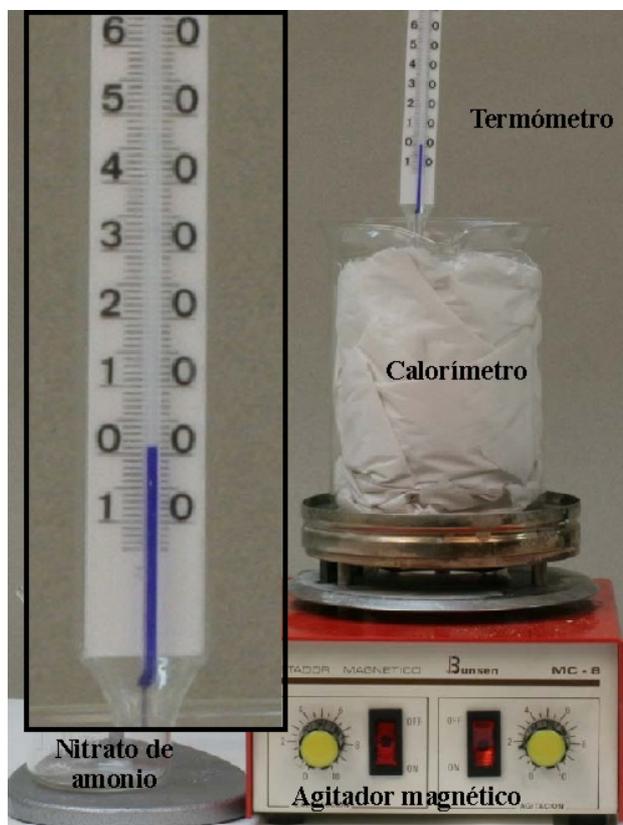


Foto 4

La fotografía 1 muestra el dispositivo experimental para medir, de forma aproximada, el calor de disolución de una sal en agua. El vaso pequeño de la izquierda contiene una determinada cantidad de la sal nitrato de amonio. Encima del agitador existen dos vasos uno dentro del otro aislados mediante papel, (a este conjunto lo llamamos calorímetro). El vaso interior contiene 250 mL de agua y un termómetro para medir la temperatura. Al lado existe una ampliación de la fotografía del termómetro para que se pueda medir la temperatura del agua.

La forma de trabajar es la siguiente. *Operación 1*). Se pesa una cantidad determinada de la sal, se añade ésta al agua del calorímetro, se agita la disolución y se lee la temperatura más baja que adquiere el agua. Antes de pasar a la operación 2 se lavan y secan los vasos, se añade de nuevo 250 mL de agua al calorímetro y el termómetro vuelve a indicar la temperatura de la fotografía 1. Esto se repite antes de realizarla la operación 3. La fotografía 2 indica la temperatura más baja que adquiere el agua después de añadirle 50 gramos de nitrato de amonio

Operación 2). La fotografía 3 indica la temperatura más baja que adquiere el agua después de añadirle 75 gramos de nitrato de amonio.

Operación 3). La fotografía 4 indica la temperatura más baja que adquiere el agua después de añadirle 100 gramos de nitrato de amonio.

Masas atómicas N =14, O=16 , H =1. Densidad el agua: $d = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$

- Escribe la fórmula del nitrato de amonio y calcula su masa molar.
- Calcula los moles de sal de la operación 1 y la disminución de la temperatura.
- Calcula los moles de sal de la operación 2 y la disminución de la temperatura.
- Calcula los moles de sal de la operación 3 y la disminución de la temperatura.
- El calor específico del agua es $c = 4,18 \frac{\text{J}}{\text{gK}}$. Tomamos este valor como el calor específico de la

disolución de nitrato de amonio Utiliza la fórmula fundamental de la calorimetría

$$Q = (m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{NH}_4\text{NO}_3}) c \cdot \Delta t = M c \Delta T$$

para calcular el calor perdido en el proceso. Hazlo para las tres operaciones. Divide los valores de Q de cada operación por los correspondientes moles. Debes obtener valores numéricos parecidos. Halla el valor medio.

f) Ese valor medio es aproximadamente el calor de disolución de la sal nitrato de amonio en agua. La bibliografía nos dice que el calor de disolución del nitrato de amonio es: -25 kJ/mol

Calcular el error relativo que hemos cometido en el experimento.

g) Si hacemos un experimento en el cual la cantidad de agua en el calorímetro es 300 mL y su temperatura 26°C y añadimos una cierta cantidad de nitrato de amonio y la temperatura desciende hasta 19°C ¿ Cuántos moles de nitrato de amonio hemos añadido?

SOL

- NH_4NO_3 ; Masa molar = $2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 + 3 \cdot 16 = 80 \text{ g/mol}$
- $\frac{50 \text{ g}}{80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,625 \text{ mol}$; $\Delta t = 8,5 - 20 = -11,5^\circ\text{C} = -11,5^\circ\text{K}$
- $\frac{75 \text{ g}}{80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,938 \text{ mol}$; $\Delta t = 5 - 20 = -15^\circ\text{C} = -15^\circ\text{K}$
- $\frac{100 \text{ g}}{80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,25 \text{ mol}$; $\Delta t = 1 - 20 = -19^\circ\text{C} = -19^\circ\text{K}$

e) Calculamos la masa de agua que son 250 mL. $250\text{mL} \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 250\text{g}$

Operación 1).

$$Q = M c \Delta t = 300\text{g} \cdot 4,18 \frac{\text{J}}{\text{gK}} \cdot (-11,5\text{K}) = -14421\text{J}$$

$$\frac{-14421}{0,625} = -23,1 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = -23,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Operación 2).

$$Q = M c \Delta t = 325\text{g} \cdot 4,18 \frac{\text{J}}{\text{gK}} \cdot (-15\text{K}) = -20378\text{J}$$

$$\frac{-20378}{0,938} = -21,7 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = -21,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Operación 3).

$$Q = M c \Delta t = 350\text{g} \cdot 4,18 \frac{\text{J}}{\text{gK}} \cdot (-19\text{K}) = -27797\text{J}$$

$$\frac{-27797}{1,25} = -22,2 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = -22,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

f) Valor medio = $-\frac{23,1 + 21,7 + 22,2}{3} = -22,3\text{kJ/mol}$

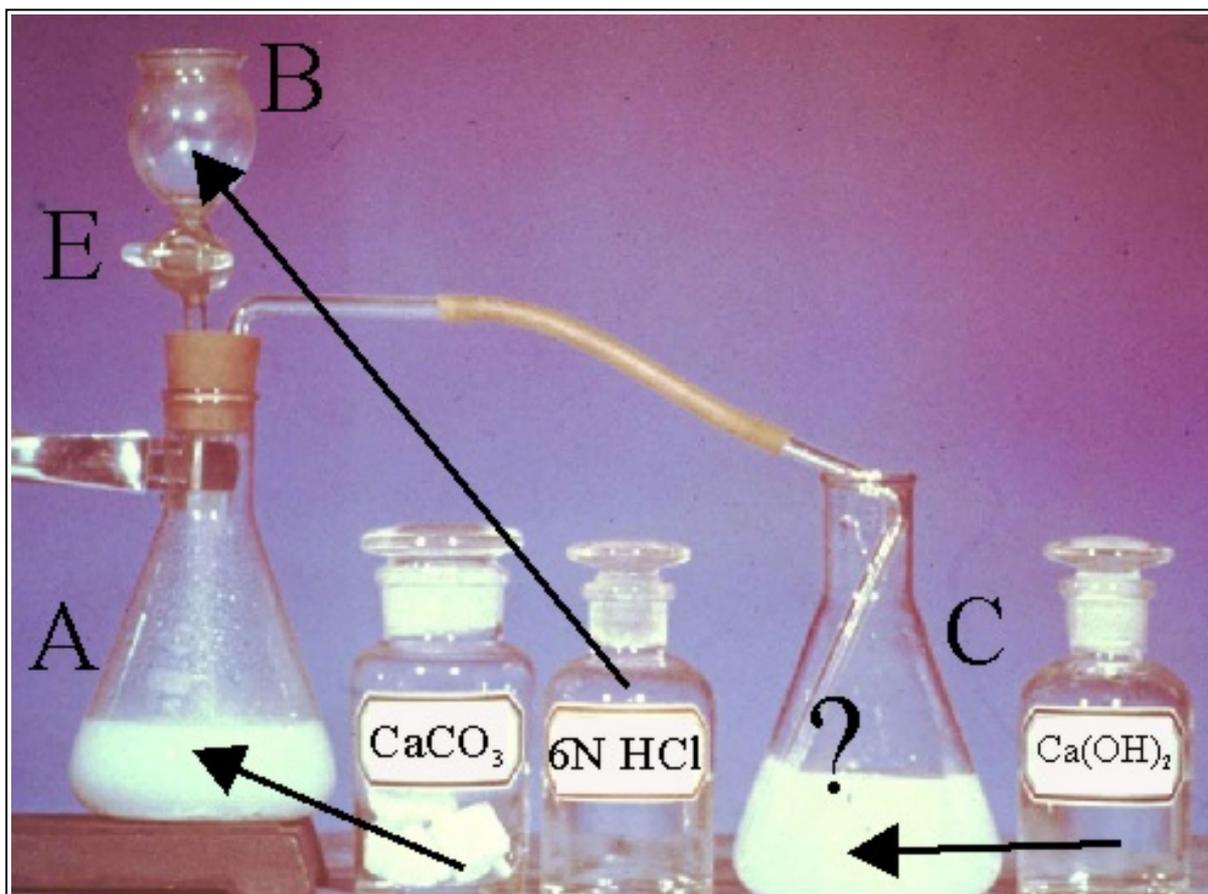
$$\text{Error relativo} = \frac{|25 - 22,3|}{25} \cdot 100 \approx 11\%$$

g) Designamos con x a los gramos de nitrato de amonio añadidos al agua.

$$Q = M c \Delta t = (300 + x)\text{g} \cdot 4,18 \frac{\text{J}}{\text{gK}} \cdot [19 - 26]\text{K} = -22,3 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \cdot \frac{x}{80} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow -8778 - 29,26x = -278,8x \Rightarrow x = \frac{-8778}{-249,5} = 35,2\text{g} \Rightarrow \text{moles} = \frac{35,2}{80} = 0,44$$

Problema 3



En B, se añaden 25 mL de HCl 6N, en A, una disolución saturada de carbonato de calcio y en C, 500mL de una disolución saturada de hidróxido cálcico.
Se abre la llave E y el gas que se desprende llega a C y reacciona con la disolución de hidróxido de calcio.

Producto de solubilidad del hidróxido cálcico a 25°C = $5,02 \cdot 10^{-6}$.

Masas molares: del hidróxido cálcico = $74 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, del carbonato cálcico = $100 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- Calcula los moles de HCl que se han añadido en B
- Calcula los moles de hidróxido de calcio que se han añadido en C
- Indica qué gas se ha desprendido en A al abrir la llave E. Escribe la reacción química. Calcula los moles de CO_2 que se producen al reaccionar todo el HCl.
- Escribe la reacción que se produce en C cuando llega el gas desprendido en A.
- Calcula los moles de carbonato de calcio que se producen en C.

SOL:

- Una disolución 1 N de HCl indica que existe 1 equivalente gramo de HCl por cada litro de disolución, como un equivalente gramo en el caso del HCl es igual a un mol, la disolución de HCl es 6 molar (6 moles por cada litro).

$$\frac{1000 \text{ mL}}{6 \text{ mol}} = \frac{25 \text{ mL}}{x} \Rightarrow x = \frac{6 \cdot 25}{1000} = 0,15 \text{ mol de HCl}$$

- Como la disolución añadida en C está saturada, existen en ella el máximo número posible de iones OH^- y Ca^{2+} , por lo que el producto de solubilidad es:

$$P_s = 5,02 \cdot 10^{-6} = [\text{OH}^-]^2 [\text{Ca}^{2+}]$$

Si designamos con x a los moles por litro de Ca^{2+} , los de OH^- son $2x$, sustituyendo en la expresión anterior

$$P_s = 5,02 \cdot 10^{-6} = [\text{OH}^-]^2 [\text{Ca}^{2+}] = (2x)^2 \cdot x = 4x^3 \Rightarrow x = \sqrt[3]{\frac{5,02 \cdot 10^{-6}}{4}} = 1,08 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Como en C se ha añadido 0,5 L de disolución, los moles de hidróxido de calcio son:

$$\frac{1,08 \cdot 10^{-2}}{2} = 0,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

c) La reacción que se produce al abrir la llave de E y caer el líquido en A es:

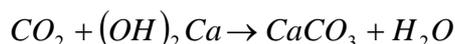


El gas que se desprende en la reacción es dióxido de carbono y es el gas que llega al recipiente C (llamado erlenmeyer).

De acuerdo con la estequiometría de la reacción cada dos moles de HCl originan un mol de CO_2 , como llegan 0,15 moles de HCl, se forman $0,15/2=0,075$ mol de CO_2 .

d) Al erlenmeyer C llegan 0,075 mol CO_2 y se encuentran con 500 mL de una disolución saturada de hidróxido de calcio, la cual contiene $0,54 \cdot 10^{-2}$ mol de $(\text{OH})_2\text{Ca}$.

Se produce la siguiente reacción:



De la estequiometría de esta reacción se deduce que el reactivo que está en menor proporción es el hidróxido de calcio y por ello se forman los mismos moles de carbonato de calcio, esto es, $0,54 \cdot 10^{-2}$ mol.