

PROBLEMAS VISUALES DE QUÍMICA

PVQ26-1.**



Fotografía 1



Fotografía 2

La moneda española de 1 peseta del año 2000, era de aluminio, y pesaba 0,600g. Como observas en la fotografía 1, la tratas con HCl 1M, reaccionando de tal forma que al cabo de un tiempo determinado queda tal como muestra a fotografía. 2, y una vez limpia y pesada, pesa 0,471g,

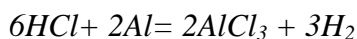
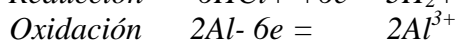
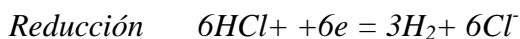
a) Formula las reacciones que han tenido lugar.

b) Que volumen de gas se desprendió en forma de burbujas, a 25°C, y 700mmHg de

Masas atómicas: Al, 26,98. $R=0,082\text{atm}\cdot\text{L}/\text{K}\cdot\text{mol}$. $1\text{atm}=760\text{mmHg}$

SOLUCIÓN

Los procesos serán:



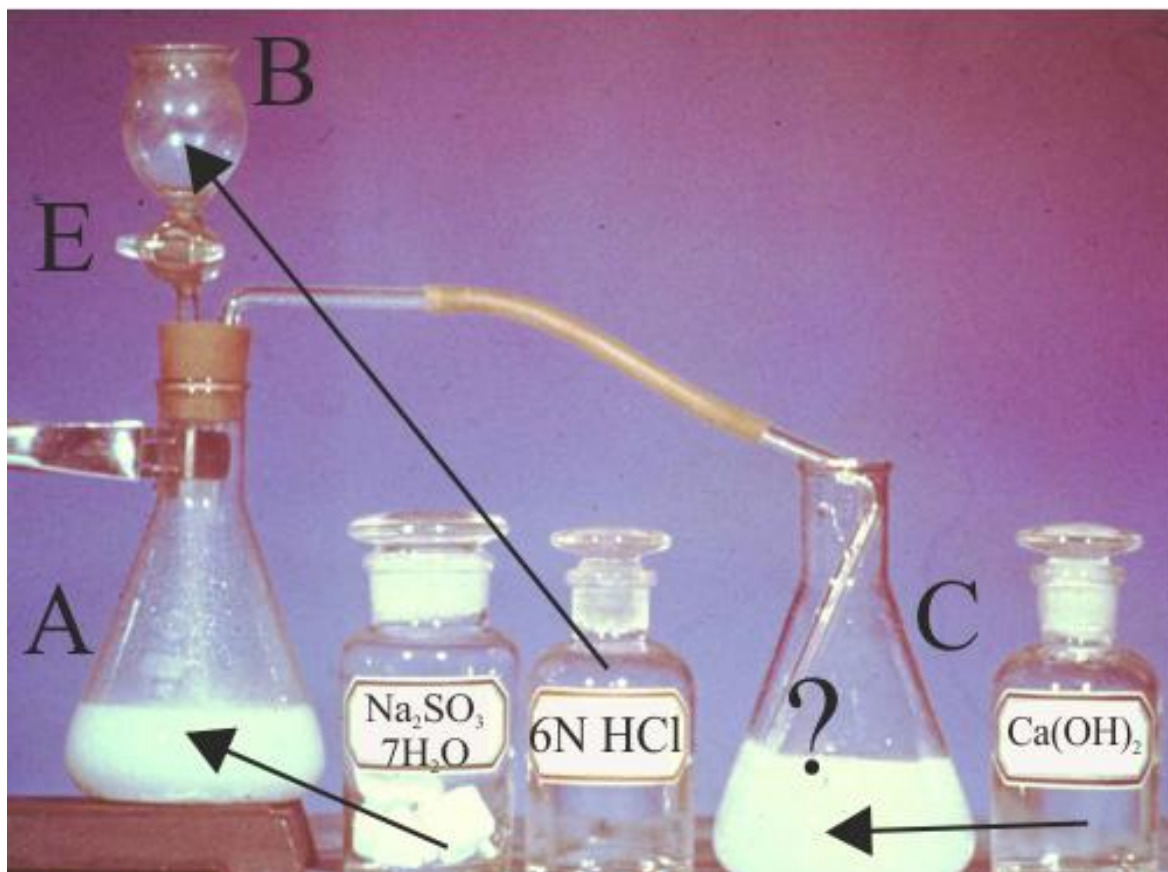
$$\text{En la reacción se van a formar } \text{Al}^{3+}; \quad \text{moles de } \text{Al}^{3+} = \frac{0,600\text{g} - 0,471\text{g}}{26,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,00478\text{mol}$$

Según la estequiometría de la reacción, moles de Hidrógeno producidos

$$\text{moles de } \text{H}_2 = 0,00478\text{molAl}^{3+} \cdot \frac{3\text{molH}_2}{2\text{molAl}^{3+}} = 0,00717\text{molH}_2$$

$$V_{\text{H}_2} = \frac{0,00717\text{mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \cdot (273 + 25)\text{K}}{700\text{mmHg} \cdot \frac{1\text{atm}}{760\text{mmHg}}} = 0,19\text{L}$$

PVQ26-2*.



Fotografía 1

En el montaje de la fotografía 1 se dispone en A, 10,00g de sulfito sódico heptahidratado, y en B cantidad suficiente de ácido clorhídrico 6N. En C, 200mL de disolución saturada de hidróxido cálcico. Se abre la llave E del embudo de decantación, y se producen una serie de reacciones. Se pregunta:

- Formula las reacciones.
- Qué precipitado se produce en C.
- En qué cantidad

Masas atómicas S, 32 ; O,16; Na, 23; H,1; Ca, 40
 $K_{ps}Ca(OH)_2 = 5,02 \cdot 10^{-6}$

SOLUCIÓN:

a) Moles de reaccionante.

Masa molar del $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = 2 \cdot 23 + 32 + 3 \cdot 16 + 7 \cdot 18 = 252 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{10 \text{ g}}{252 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0397 \text{ mol}$$

b) 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:

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

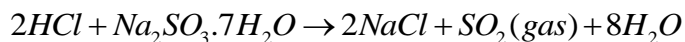
Si designamos con x a los moles por litro de Ca^{2+} , los de OH^- son $2x$, sustituyendo en la expresión anterior

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

Como en C se ha añadido 0,2 L de disolución, los moles de hidróxido de calcio son:

$$1,08 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,216 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

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

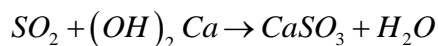


El gas que se desprende en la reacción es dióxido de azufre y es el gas que llega al erlenmeyer C.

De acuerdo con la estequiometría de la reacción cada mol de sulfito sódico originan un mol de SO_2 , por ello se formarán 0,0397 moles de SO_2 .

c) Al erlenmeyer C llegan 0,0397 mol SO_2 y se encuentran con 200 mL de una disolución saturada de hidróxido de calcio, la cual contiene $0,216 \cdot 10^{-2}$ 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 sulfito de calcio, esto es, $0,216 \cdot 10^{-2}$ mol.

Masa molar de sulfito cálcico = $32 + 3 \cdot 16 + 40 = 120 \text{ g/mol}$

$$g_{\text{sulfito cálcico}} = 0,216 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 120 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,26 \text{ g}$$

PVQ26-3*.



Fotografía 1



Fotografía 2



Fotografía 3



Fotografía 4

Un tornillo de hierro de 6,000g de masa (fotografía 1), se introduce en 25mL. disolución de cloruro de níquel(II) 1M.(fotografía 2). Se produce una reacción (fotografía 3), después de la cual y una vez seco (fotografía 4), se encuentra que su masa es ahora 6,020g.

a) Formula las reacciones que han tenido lugar

b) Determina la concentración final de la disolución de cloruro de níquel (II)

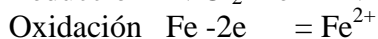
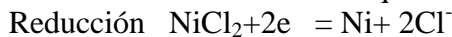
MASAS ATÓMICAS: Fe, 55,85; Ni, 58,70

Potenciales redox :Ni²⁺/Ni -0,26V ; Fe²⁺/Fe -0,44V.

SOLUCIÓN

- a) Dado que el potencial de reducción del par Ni^{2+}/Ni $-0,26\text{V}$ es ligeramente superior al del Fe^{2+}/Fe $-0,44$.

Por este motivo la reacción que se producirá espontáneamente será:



Por ello comienza a depositarse, el níquel y disolverse el hierro, como la masa molar de aquel es superior a la del hierro, por eso el tornillo aumenta su masa a expensas del níquel, mientras que la concentración de la disolución de cloruro de níquel (II), disminuye.

Siendo $x = \text{g}$ de Ni depositados e $y = \text{g}$ de Fe disueltos, la diferencia corresponderá al aumento de masa = $6,020 - 6,000\text{g} = 0,020\text{g}$

Por la estequiometría de la reacción el número de moles de hierro que se disuelven = número de moles de níquel que se depositan = z

Así $0,020\text{g} = z \cdot \text{Masa molar de Ni} - z \cdot \text{Masa molar del Fe}$

$$0,020\text{g} = z \cdot 58,7 \frac{\text{g}}{\text{mol}} - z \cdot 55,85 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; z = 0,00701\text{mol};$$

g. de Ni depositados = $0,4119$;

g de Fe disueltos = $0,3919$

- b) Moles iniciales de NiCl_2 en disolución, $n_{\text{iniciales}} = 0,025\text{L} \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,025\text{mol}$

Moles finales = $0,025 - 0,00701 = 0,01798\text{ mol}$

Si suponemos que el volumen no varía

$$\text{Concentración final en la disolución } M = \frac{0,01798\text{mol}}{0,025\text{L}} = 0,7193 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$