

OPCIÓN A

PROBLEMA 1.- Calcula el volumen de NaOH de riqueza del 40% y densidad $1,20 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ necesario para:

a) Preparar 5 L de disolución de pH 13.

b) Neutralizar 25 mL de una disolución acuosa de HNO_3 de concentración $3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

DATOS: $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

a) 1 L de disolución de NaOH, base muy fuerte y, por ello, totalmente ionizada, tiene una concentración: $1.200 \frac{\text{g disolución}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 12 \text{ M}$.

La concentración de iones hidróxidos en la disolución a preparar ha de ser: $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{14-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ M}$, que es la concentración de la disolución a preparar. Luego, en los 5 L de disolución a preparar han de haber disueltos 0,1 moles de base, que se encontraran en el volumen de disolución inicial:

$$0,1 \text{ moles} = 12 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot V \Rightarrow V = \frac{0,1 \text{ moles}}{12 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,00833 \text{ L} = 8,33 \text{ mL}, \text{ que se diluirán}$$

con agua hasta el volumen final de 5 L.

b) Los moles de ácido contenidos en la muestra a neutralizar son:

$$n(\text{HNO}_3) = M \cdot V = 3 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,075 \text{ moles}.$$

La ecuación de reacción es: $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, en la que 1 mol de base reacciona con 1 mol de ácido, estequiometría 1 a 1, por lo que de base ha de emplearse 0,075 moles para conseguir la neutralización, y esos moles se encontrarán disueltos en el volumen:

$$V = \frac{0,075 \text{ moles}}{12 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,00625 \text{ L} = 6,25 \text{ mL}.$$

Resultado: a) 8,33 mL; b) 6,25 mL.

PROBLEMA 2.- La solubilidad de CaF_2 en agua es de 0,132 g por cada 100 mL de disolución. Calcula:

a) La concentración molar de anión fluoruro (F^-) en una disolución saturada de CaF_2 .

b. El producto de solubilidad de este compuesto.

DATOS: Masas atómicas en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{Ca} = 40$; $\text{F} = 19$.

Solución:

$$\text{a) La solubilidad en moles} \cdot \text{L}^{-1} \text{ es: } S = 0,132 \cdot \frac{\text{g}}{100\text{mL}} \cdot \frac{1.000\text{mL}}{1\text{L}} \cdot \frac{1\text{mol}}{40\text{g}} = 1,69 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

El equilibrio de ionización del bromuro de plata es: $\text{CaF}_2 \rightleftharpoons 2 \text{F}^- + \text{Ca}^{2+}$. De la estequiometría del equilibrio de solubilidad se deduce que, si la solubilidad de la sal en disolución es $S \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$, la de los iones Ca^{2+} es S , y la de los iones F^- es $2 \cdot S$.

$$\text{La concentración molar de anión fluoruro es: } [\text{F}^-] = 2 \cdot 1,69 \cdot 10^{-2} = 3,38 \cdot 10^{-2} \text{ M}.$$

$$\text{b) El producto de solubilidad es: } K_{\text{ps}} = [\text{F}^-]^2 \cdot [\text{Ca}^{2+}] = (3,38 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 1,69 \cdot 10^{-2} = 1,93 \cdot 10^{-5}.$$

Resultado: a) $[\text{F}^-] = 3,38 \cdot 10^{-2} \text{ M}$; b) $K_{\text{ps}} = 1,93 \cdot 10^{-5}$.

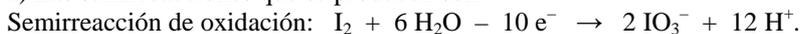
CUESTIÓN 3.- Considera la siguiente reacción química: $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

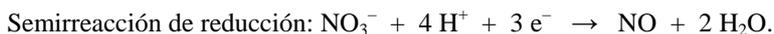
a) Ajústala por el método del ión-electrón.

b) Identifica justificadamente el agente oxidante y el agente reductor.

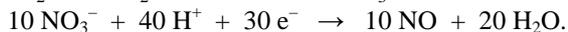
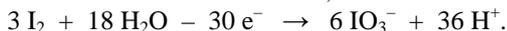
Solución:

a) Las semirreacciones que se producen son:





Multiplicando la semirreacción de oxidación por 3 y la de reducción por 14 y sumándolas para eliminar los electrones intercambiados, se obtiene la fórmula iónica ajustada:



$3\text{I}_2 + 10\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow 6\text{IO}_3^- + 10\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$. Por tanteo se ajustan los protones que faltan en ambos miembros: $3\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 10\text{NO} + 6\text{HIO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.

b) Agente oxidante es toda especie química que provoca la oxidación de otra reduciéndose ella. Éste comportamiento lo realiza el I_2 .

Agente reductor es toda especie química que provoca la reducción de otra oxidándose ella. Éste proceso lo realiza el ácido nítrico, HNO_3 .

OPCIÓN B

PROBLEMA 1.- En un recipiente de 1 L se introdujeron 131 g de NOCl, calentándose seguidamente hasta 462 °C. Una vez alcanzado el equilibrio siguiente:

$2\text{NOCl}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, se comprobó que se había disociado un 33% de NOCl. Para dicho equilibrio:

a) Calcula K_c .

b) Calcula K_p .

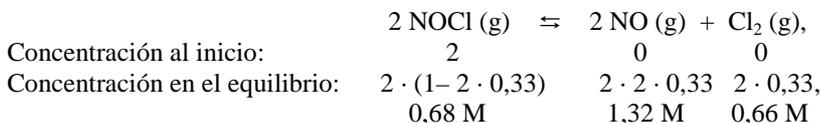
c) Indica razonadamente cómo evolucionaría al disminuir la concentración de cloro.

DATOS: Masas atómicas $g \cdot \text{mol}^{-1}$: N = 14, O = 16; Cl = 35,5; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Solución:

a) Los moles de NOCl introducidos en el reactor son: $n = \frac{131\text{g}}{65,5\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2$ moles, que al

encontrarse contenidos en un volumen de 1 L, adquiere la concentración 2 M, y por ser 33 % el grado de ionización, la concentración de cada una de las especies al inicio y en el equilibrio es:



Llevando estas concentraciones a la constante de equilibrio K_c y operando se obtiene su valor:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2} = \frac{1,32^2 \cdot 0,66}{0,68^2} = 2,49.$$

b) De la relación entre las constantes K_p y K_c , se obtiene el valor de aquella: $K_p = K_c \cdot (\text{R} \cdot \text{T})^{\Delta n}$, y como $\Delta n = 3 - 2 = 1$, se tiene que: $K_p = 2,49 \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 699 \text{ K})^1 = 142,72$.

c) Si disminuye la concentración de cloro, el sistema evoluciona descomponiendo más NOCl para así mantener constante el valor de la constante de equilibrio, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

Resultado: a) $K_c = 2,49$; b) $K_p = 142,72$; c) Derecha.

PROBLEMA 2.- Para una disolución acuosa de cloruro de amonio, NH_4Cl , de concentración 0,015 mol · L⁻¹, calcula:

a) La constante de hidrólisis.

b) El grado de hidrólisis.

c) El pH.

DATOS: $K_b(\text{NH}_3) = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

Solución:

a) La sal se encuentra en disolución totalmente ionizada y, por provenir de una base débil y un ácido muy fuerte, sólo el catión amonio, NH_4^+ , ácido débil, sufre hidrólisis según el equilibrio:

