

OPCIÓN A

PROBLEMA 1.- Se prepara una disolución de ácido clorhídrico por dilución de 10 mL de una disolución comercial con agua destilada hasta un volumen final de 1,5 L. Sabiendo que la disolución comercial tiene densidad igual a $1,15 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ y riqueza del 30% en peso, calcula para la disolución diluida de HCl:

a) Su concentración molar.

b) Su pH.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u; Cl = 35,5 u.

Solución:

a) 1 L de la disolución de partida de HCl tiene una concentración molar:

$$1,15 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{30 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 9,45 \text{ M.}$$

Los moles contenidos en los 10 mL de esta disolución son:

$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 9,45 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,010 \text{ L} = 0,0945 \text{ moles}$, que al diluirlos hasta 1,5 L forma

una disolución de concentración: $M = \frac{n(\text{moles})}{V(\text{L})} = \frac{0,0945 \text{ moles}}{1,5 \text{ L}} = 0,063 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} (\text{M})$.

a) Al ser el HCl un ácido muy fuerte se encuentra totalmente dissociado, siendo la concentración de los iones $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,063 \text{ M}$, por lo que el pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 6,3 \cdot 10^{-2} = 2 - \log 6,3 = 2 - 0,8 = 1,2.$$

Resultado: a) $[\text{HCl}] = 0,063 \text{ M}$; b) $\text{pH} = 1,2$.

PROBLEMA 2. Al quemar 1,02 g de ácido acético se desprenden 14,5 kJ según la siguiente reacción química: $\text{CH}_3\text{COOH} + 2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

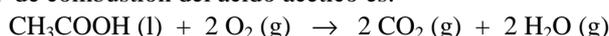
a) Calcula la entalpía de combustión para 1 mol de ácido acético.

b) Halla la entalpía estándar de formación del ácido acético.

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u. $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -259 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

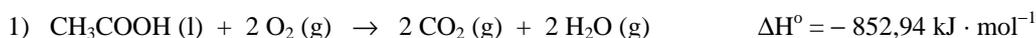
a) La reacción de combustión del ácido acético es:



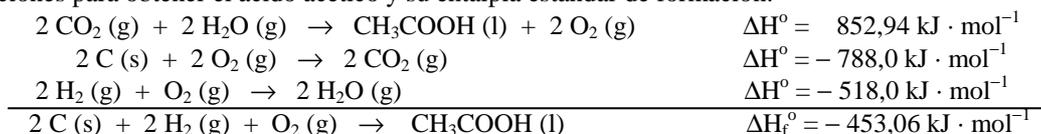
De su estequiometría se calcula el calor que se desprende por mol de ácido:

$$-14,5 \frac{\text{kJ}}{1,02 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} = -852,94 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Las reacciones de formación del dióxido de carbono y agua junto a la de combustión del ácido son:



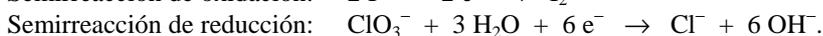
Se preparan las ecuaciones invirtiendo los términos de la 1), incluido el signo de la entalpía, multiplicando la 2) y 3) por 2, incluidas las entalpías, y se aplica la ley de Hess, es decir, sumar las tres ecuaciones para obtener el ácido acético y su entalpía estándar de formación:



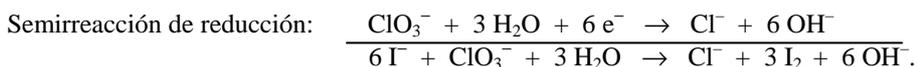
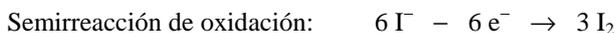
Resultado: a) $\Delta H_c^\circ = -852,94 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $\Delta H_f^\circ = -453,06 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

CUESTIÓN 3.- Ajusta la siguiente reacción de oxidación-reducción usando el método del ion-electrón: $\text{KI} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{KOH}$.

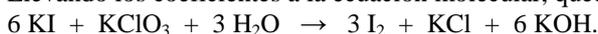
Solución:



Multiplicando la primera por 3 para igualar los electrones cedidos y ganados, y sumándolas para eliminarlos, se obtiene la reacción iónica global ajustada.



Llevando los coeficientes a la ecuación molecular, queda esta ajustada:



OPCIÓN B

PROBLEMA 1. Sea una disolución acuosa $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ de una sustancia básica $\text{M}(\text{OH})_2$, que presenta un grado de ionización de 0,58. Calcula:

a) El pH de dicha disolución.

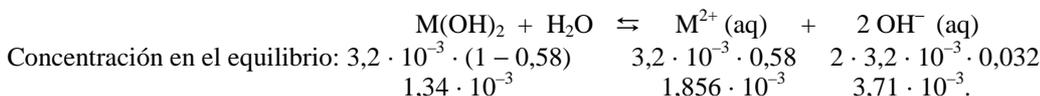
b) La constante de basicidad de dicha sustancia.

Solución:

a) El equilibrio de ionización de la base es: $\text{M}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{M}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$.

Para calcular el pH de la disolución hay que conocer la concentración de iones hidróxidos, (OH^-) . La concentración de iones hidróxidos es: $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 3,2 \cdot 10^{-3} \cdot 0,58 = 3,71 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, y El pOH de la disolución: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 3,71 \cdot 10^{-3} = 3 - \log 3,71 = 3 - 0,57 = 2,43$. De la relación entre el pH y pOH se determina el valor de aquel: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,43 = 11,57$.

b) Las concentraciones en el equilibrio de las especies que lo forman son:



Sustituyendo las concentraciones en la constante, K_b , de la base y operando se obtiene su valor:

$$K_b = \frac{[\text{M}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2}{[\text{M}(\text{OH})_2]} = \frac{1,856 \cdot 10^{-3} \cdot 3,71^2 \cdot 10^{-6}}{1,34 \cdot 10^{-3}} = 1,91 \cdot 10^{-5}$$

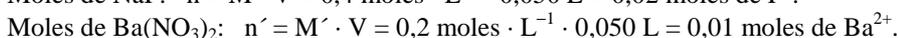
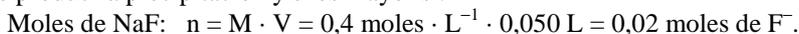
Resultado: a) pH = 2,43; b) $K_b = 1,91 \cdot 10^{-5}$.

PROBLEMA 2.- Se mezclan 50 mL de una disolución de NaF de concentración $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ con otros 50 mL de otra disolución que contiene $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ en concentración $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Sabiendo que la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) de BaF_2 es igual a $2 \cdot 10^{-6}$, indica, a través de los cálculos pertinentes, si se producirá la precipitación de BaF_2 .

Solución:

Las sales, por ser muy fuerte, se encuentran totalmente ionizadas.

Para conocer las concentraciones de los distintos iones en la disolución que se forma al mezclar ambas disoluciones, se determinan sus moles, se dividen por el volumen total de la nueva disolución y se halla el producto iónico, que se compara con el producto de solubilidad dado; si Q_{ps} es menor o igual que K_{ps} no se producirá precipitación y si es mayor sí.



Las concentraciones de los iones F^- y Ba^{2+} en la nueva disolución son:

$$[F^-] = \frac{0,02 \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 0,002 \text{ M}; \quad [Ba^{2+}] = \frac{0,01 \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 0,001 \text{ M}.$$

Sustituyendo las concentraciones en la expresión del producto iónico del BaF_2 y operando:

$Q = [Ba^{2+}] \cdot [F^-]^2 = 0,001 \text{ M} \cdot 0,002^2 \text{ M}^2 = 4 \cdot 10^{-9}$ que es mucho menor que K_{ps} , lo que pone de manifiesto que no se produce precipitación.

Resultado: No hay precipitación.

PROBLEMA 3.- La formamida se descompone según el siguiente equilibrio:

$HCONH_2(g) \rightleftharpoons NH_3(g) + CO(g)$. En un recipiente de 5 L se hace el vacío y se introducen 112,5 g de $HCONH_2(g)$ y se calienta hasta 130 °C, estableciéndose el equilibrio anterior cuya K_c es igual a 4,8. Calcula:

a) El grado de disociación de $HCONH_2$.

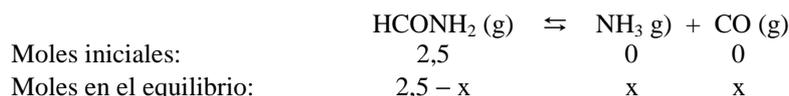
b) El valor de K_p a 130 °C.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u; C = 12 u; N = 14 u; O = 16 u. R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Solución:

a) Los moles de formamida que se introducen en el reactor son: $n = \frac{112,5 \text{ g}}{45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,5$ moles.

Los moles iniciales y en el equilibrio de las distintas especies, siendo “x” los moles de $HCONH_2$ que se disocian, son:



Al ser el volumen del reactor 5 L, las concentraciones de las especies en el equilibrio son:

$$[HCONH_2] = \frac{2,5-x}{5} \text{ M}; \quad [NH_3] = [CO] = \frac{x}{5} \text{ M}.$$

Llevando las concentraciones a la constante de equilibrio y operando se obtiene el valor de x:

$$K_c = \frac{[NH_3] \cdot [CO]}{[HCONH_2]} \Rightarrow 4,8 = \frac{\left(\frac{x}{5}\right)^2}{\frac{2,5-x}{5}} = \frac{x^2}{(2,5-x) \cdot 5} \Rightarrow x^2 + 24 \cdot x - 60 = 0, \text{ que resuelta proporciona}$$

para x los valores: x_1 solución no válida por ser negativo, y $x_2 = 2,28$.

El grado de disociación se obtiene dividiendo los moles disociados x entre los moles iniciales, y multiplicando el resultado obtenido por 100: $\alpha = \frac{2,28}{2,5} \cdot 100 = 91,2 \%$.

b) El valor de K_p se obtiene de la relación entre las constantes de equilibrio: $K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$, siendo $\Delta n = 2 - 1 = 1$. $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 4,8 \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 403 \text{ K})^1 = 158,62$.

Resultado: a) $\alpha = 91,2 \%$; b) $K_p = 1158,62$.