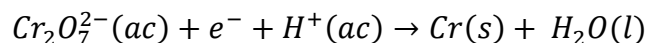


10º Concurso de Ciencias Básicas de la ANFEI  
Ronda final de QUÍMICA

**REACTIVO 1**

**Tiempo 8 minutos**

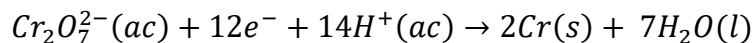
El recubrimiento de cromo se aplica por electrólisis a los objetos suspendidos en una disolución de dicromato, de acuerdo con la siguiente semirreacción:



- a) Balancee la semirreacción.
- b) Calcule el tiempo en horas que tomará aplicar un recubrimiento de cromo de  $1.0 \times 10^{-2} \text{ mm}$  de espesor a la defensa de un auto, cuya área superficial es de  $0.25 \text{ m}^2$ , en una celda electrolítica en la que pasa una corriente de  $25.0 \text{ A}$  (densidad del cromo =  $7.19 \text{ g/cm}^3$ ).

## SOLUCIÓN

a) Balance de la semireacción:



b) Cálculo de la cantidad de cromo metálico:

*Volumen Cr = espesor × área de la superficie*

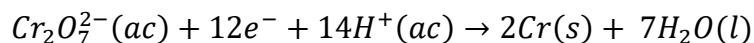
$$\text{Volumen Cr} = (1.0 \times 10^{-2} \text{ mm}) \frac{1 \text{ m}}{1000 \text{ mm}} (0.25 \text{ m}^2) = 2.5 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \left( \frac{1 \text{ cm}}{0.01 \text{ m}} \right)^3 = 2.5 \text{ cm}^3$$

Cálculo de la masa de cromo:

*masa = densidad × volumen*

$$\text{masa Cr} = 2.5 \text{ cm}^3 \left( \frac{7.19 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \right) = 18 \text{ g Cr}$$

Cálculo del número de moles de electrones requeridos para electro depósito de 18 g de Cr en solución. La semireacción es:



De dónde se obtiene que 6 moles de electrones son requeridos para reducir 1 mol de Cr. Pero, se está depositando menos de 1 mol luego se necesita completar la siguiente conversión:

*g Cr → mol Cr → mol e<sup>-</sup>*

$$? \text{ Faradays} = 18 \text{ g Cr} \left( \frac{1 \text{ mol Cr}}{52.00 \text{ g Cr}} \right) \left( \frac{6 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Cr}} \right) = 2.1 \text{ mol e}^-$$

Determinar el tiempo que tomará el flujo de 2.1 moles de electrones hacia la celda cuando la corriente es 25.0 C/s, para lo cual se necesita completar la siguiente conversión:

*mol e<sup>-</sup> → C → s → h*

$$? \text{ h} = 2.1 \text{ mol e}^- \left( \frac{96485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} \right) \left( \frac{1 \text{ s}}{25.0 \text{ C}} \right) \left( \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \right) = 2.251 \text{ h}$$

**REACTIVO 2**

**Tiempo 8 minutos**

El tetracloruro de carbono ( $\rho = 1.59 \text{ g/cm}^3$ ) es un solvente no polar que disuelve aceites, grasas y resina. Al utilizar 100 g de este compuesto para disolver 3 g de grasa derramada, se produce un aumento en su temperatura de ebullición en 0.6 K, además de cambios en otras propiedades.

Después de la formación de la mezcla, determine:

- a) La variación del punto de congelación.
- b) La presión osmótica a 25 °C.
- c) La disminución relativa de la presión de vapor.
- d) La masa molar de la grasa derramada.

### SOLUCIÓN

$$a) \Delta T_b = mK_b \quad m = \frac{\Delta T_b}{K_b} = \frac{0.6 \text{ K}}{5.26 \frac{\text{K kg}}{\text{mol}}} = 0.114 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

$$\Delta T_f = -mK_f = \left(0.114 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}\right) \left(29.8 \frac{\text{K kg}}{\text{mol}}\right) = -3.397 \text{ K}$$

$$b) \pi_o = CRT \quad T = 25^\circ\text{C} + 273.15 = 298.15 \text{ K}$$

$$R = 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}}$$

Se determina la concentración molar a partir de la concentración molal y la densidad:

$$C = m\rho = \left(0.114 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}\right) \left(1.59 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}\right) \left(\frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}}\right) \left(\frac{1 \text{ cm}^3}{0.001 \text{ L}}\right) = 0.181 \text{ mol/L}$$

Con los datos anteriores se calcula la presión osmótica:

$$\pi_o = \left(0.181 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \left(0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}}\right) (298.15 \text{ K}) = 4.425 \text{ atm}$$

$$c) \Delta P = x_B P_{\text{CCl}_4} \quad x_B = \frac{n_B}{n_T} = \frac{n_B}{n_{\text{CCl}_4} + n_B} \quad n_{\text{CCl}_4} = \frac{m_{\text{CCl}_4}}{M_{\text{CCl}_4}} = \frac{100 \text{ g}}{153.811 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0.65 \text{ mol}$$

$$\rho_{\text{CCl}_4} = \frac{m_{\text{CCl}_4}}{V_{\text{CCl}_4}} \quad V_{\text{CCl}_4} = \frac{m_{\text{CCl}_4}}{\rho_{\text{CCl}_4}} = \frac{100 \text{ g}}{1.59 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 62.893 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{CCl}_4} = 62.893 \text{ cm}^3 \left(\frac{0.001 \text{ L}}{1 \text{ cm}^3}\right) = 0.063 \text{ L} \quad V_T = V_{\text{CCl}_4}$$

$$C = \frac{n_B}{V_T} \quad n_B = CV_T = \left(0.181 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) (0.063 \text{ L}) = 0.011 \text{ mol}$$

$$n_T = n_{\text{CCl}_4} + n_B = 0.65 \text{ mol} + 0.011 \text{ mol} = 0.661 \text{ mol}$$

$$x_B = \frac{0.011 \text{ mol}}{0.662 \text{ mol}} = 0.017$$

La variación relativa de la presión, queda en función de la presión de vapor del  $\text{CCl}_4$ :

$$\Delta P = 0.017 P_{\text{CCl}_4}$$

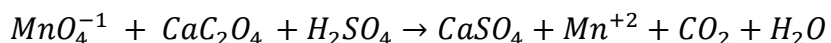
d)  $M_B$

$$n_B = \frac{m_B}{M_B}$$

$$M_B = \frac{m_B}{n_B} = \frac{3 \text{ g}}{0.011 \text{ mol}} = 272.727 \text{ g/mol}$$

**REACTIVO 3****Tiempo 8 minutos**

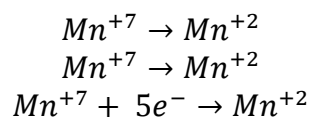
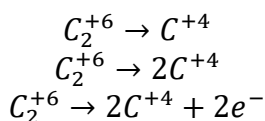
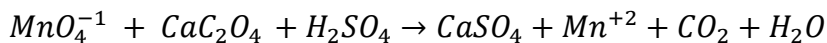
En el proceso de fabricación del cemento se utiliza caliza, arcilla y otros componentes, transformado el carbonato de calcio (caliza) a óxido de calcio por medio del proceso de sinterización. Para que este proceso se lleve a cabo eficientemente, se debe de asegurar que la caliza genere más del 50% de óxido de calcio; por tal motivo se analiza una muestra de 0.4 g de caliza, mediante un proceso de titulación para lo cual se utilizaron 40 mL de  $KMnO_4$  en concentración 0.05 M. El proceso consistió en tomar la muestra de caliza y disolverla. Posteriormente se precipitó el calcio como oxalato ( $CaC_2O_4$ ), se filtró, lavo y disolvió en  $H_2SO_4$ . Finalmente se analizó por titulación mediante la siguiente reacción:



¿Qué porcentaje de óxido de calcio se genera a partir de esta caliza?

## SOLUCIÓN

Balanceo de la ecuación



Según la reacción se necesitan 2 moles de  $MnO_4^{-1}$  para reaccionar con 5 moles de  $CaC_2O_4$

Para obtener los moles de  $KMnO_4$ , según el volumen y la concentración utilizados en la titulación, se tiene:

$$C = \frac{n}{V} \quad n = CV = (0.05 \text{ mol/L})(0.04 \text{ L}) = 0.002 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Moles de } CaC_2O_4 &= \left( \frac{2 \text{ moles } KMnO_4}{5 \text{ moles } CaC_2O_4} \right) (0.002 \text{ moles } KMnO_4) = \\ &0.005 \text{ mol de } CaC_2O_4 \end{aligned}$$

Por cada mol de la caliza, se obtiene 1 mol de  $CaC_2O_4$  y a su vez un mol de  $CaO$ , entonces para determinar el número de moles obtenidos de  $CaO$  se considera que de la reacción se obtuvieron 0.005 mol de  $CaC_2O_4$  y por lo tanto se tiene el mismo número de moles de  $CaO$ . Para determinar la cantidad en gramos de  $CaO$  se determina primero su masa molar.

$$M_{CaO} = \sum M_i = M_{Ca} + M_O = 40.078 \text{ g/mol} + 15.999 \text{ g/mol} = 56.077 \text{ g/mol}$$

Para determinar la masa se utiliza la siguiente ecuación:

$$n = \frac{m}{M}; \quad m = nM = (0.005 \text{ mol})(56.077 \text{ g/mol}) = 0.28 \text{ g}$$

Para determinar el porcentaje, se utiliza una regla de tres:

$$\% CaO = \left( \frac{0.28 \text{ g}}{0.4 \text{ g}} \right) (100\%) = 70\%$$



**REACTIVO 4****Tiempo 15 minutos**

Las baterías plomo-ácido utilizadas en más del 90% en las instalaciones fotovoltaicas y en los automóviles de combustión interna están constituidas por un conjunto de rejillas, fabricadas con una aleación de plomo, calcio, plata y estaño, que actúan como armazón y soporte de los materiales activos y son conductoras de la corriente eléctrica. En la fabricación de la batería, estas rejillas se impregnan con una pasta de óxido de plomo (II), se introducen en separadores de PVC y se distribuyen en grupos que se colocan en la caja de la batería, a la que se añade el electrolito formado por ácido sulfúrico y agua en proporción 1: 3.

En el proceso de carga de la batería se generan dos tipos de electrodos: uno representado por el par  $PbSO_4/Pb$  y el otro por el par  $PbO_2/PbSO_4$ .

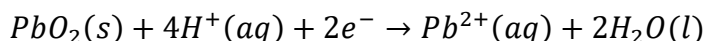
- a) Indique el ánodo y el cátodo de la batería y la reacción química global que tendrá lugar durante el funcionamiento espontáneo de la batería.
- b) Calcule el potencial estándar de la batería y la cantidad de sulfato de plomo (II) que se formará cuando la batería produzca 48.00 C.
- c) En el proceso de fabricación de estas baterías se originan aguas residuales que contienen 180 ppm de  $Pb^{2+}$ , que es necesario eliminar antes de su vertido al manto acuífero, una forma de realizarlo es precipitando de forma estequiométrica el  $Pb$  mediante tratamiento con carbonato de sodio. Calcule la cantidad de lodos (40.0% de  $PbCO_3$  y 60% de  $H_2O$ ), que se originarán en el tratamiento de un metro cúbico de agua residual.
- d) Calcule la concentración de  $Pb^{2+}$  residual, en ppm, que permanecerá disuelta en el agua después del tratamiento con carbonato de sodio.

## SOLUCIÓN

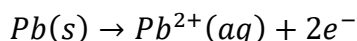
- a) Indique el ánodo y el cátodo de la batería y la reacción química global que tendrá lugar durante el funcionamiento espontáneo de la batería.

Para que una reacción de oxidación- reducción sea espontanea, es necesario que  $E^\circ > 0$ , por lo tanto:

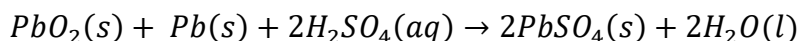
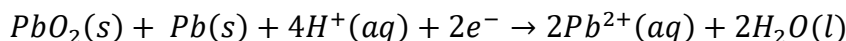
Cátodo, el electrodo con mayor potencial,  $PbO_2/PbSO_4$ , En él tiene lugar la semirreacción de reducción, siendo el  $PbO_2$ , el oxidante, la especie que se reduce:



Ánodo, el electrodo con menor potencial,  $PbSO_4/Pb$ , En él tiene lugar la semirreacción de oxidación, siendo el  $Pb$ , el reductor, la especie que se oxida:



Sumando ambas reacciones se obtiene la ecuación final



$$E^\circ_{cátodo} = +1.69 V$$

$$E^\circ_{ánodo} = -0.36 V$$

$$E^\circ_{batería} = 2.05 V ; \text{El funcionamiento de la batería es espontaneo}$$

- b) Calcule el potencial estándar de la batería y la cantidad de sulfato de plomo (II) que se formará cuando la batería produzca 48.00 C.

El potencial estándar de la batería se puede calcular mediante la expresión:

$$E^\circ_{batería} = E^\circ_{cátodo} - E^\circ_{ánodo}$$

$$E^\circ_{batería} = E^\circ_{PbO_2/PbSO_4} - E^\circ_{PbSO_4/Pb} = (1.69 V) - (-0.36 V) = 2.05 V$$

Relacionando la cantidad de corriente con la sustancia depositada en los electrodos:

$$48.00 C \left| \frac{1 \text{ mol } e^-}{96485 C} \right| \left| \frac{1 \text{ mol de } PbSO_4}{2 \text{ mol } e^-} \right| \left| \frac{303.2 g \text{ de } PbSO_4}{1 \text{ mol de } PbSO_4} \right| = 0.075 PbSO_4$$

El  $PbSO_4$  se forma simultáneamente en ambos electrodos, la cantidad obtenida será el doble de lo calculado

$$\text{Sulfato de plomo (II) formado} = (2)(0.075) = 0.150 g PbSO_4$$

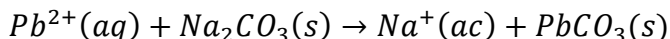
- c) En el proceso de fabricación de estas baterías se originan aguas residuales que contienen 180 ppm de  $Pb^{2+}$ , que es necesario eliminar antes de su vertido al manto acuífero, una forma de realizarlo es precipitando de forma estequiométrica el  $Pb$  mediante tratamiento con carbonato de sodio. Calcule la cantidad de lodos (40.0% de  $PbCO_3$  y 60% de  $H_2O$ ), que se originarán en el tratamiento de un metro cúbico de agua residual.

Considerando que: 180 ppm de  $Pb^{2+}$  corresponde con  $180 \text{ mg de } \frac{Pb^{2+}}{L} \text{ agua}$

Y la cantidad de moles de  $Pb^{2+}$  contenida en  $1 \text{ m}^3$  de agua residual es:

$$1 \text{ m}^3 \text{ agua} \left| \frac{10^3 L \text{ agua}}{1 \text{ m}^3 \text{ agua}} \right| \left| \frac{180 \text{ mg } Pb^{2+}}{1 L \text{ agua}} \right| \left| \frac{1 \text{ g } Pb^{2+}}{10^3 \text{ mg } Pb^{2+}} \right| \left| \frac{1 \text{ mol } Pb^{2+}}{207.2 \text{ g } Pb^{2+}} \right| = 0.868 \text{ mol de } Pb^{2+}$$

La reacción entre el  $Pb^{2+}$  y el  $Na_2CO_3$  es:

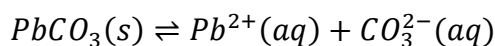


Relacionando  $Pb^{2+}$  con  $PbCO_3$  y los lodos:

$$0.868 \text{ mol de } Pb^{2+} \left| \frac{1 \text{ mol de } PbCO_3}{1 \text{ mol de } Pb^{2+}} \right| \left| \frac{267.2 \text{ g } PbCO_3}{1 \text{ mol de } PbCO_3} \right| \left| \frac{100 \text{ g de lodos}}{40.0 \text{ g } PbCO_3} \right| \\ = 580.30 \text{ g de lodos}$$

- d) Calcule la concentración de  $Pb^{2+}$  residual, en ppm, que permanecerá disuelta en el agua después del tratamiento con carbonato de sodio.

El equilibrio correspondiente a la disolución del  $PbCO_3(s)$  es:



El producto de solubilidad  $K_s$  es:

$$K_s = [Pb^{2+}][CO_3^{2-}]$$

En el equilibrio, siendo  $s$  la solubilidad molar del  $PbCO_3$  a  $25^\circ C$  se cumple que:

$$[Pb^{2+}] = [CO_3^{2-}] = s$$

$$s^2 = 7.4 \times 10^{-14}$$

$$s = 2.720 \times 10^{-7} \text{ mol } Pb^{2+} / L$$

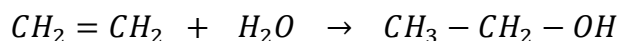
Con base en esto, la concentración de  $Pb^{2+}$  en el agua después del tratamiento será:

$$2.720 \times 10^{-7} \frac{\text{mol } Pb^{2+}}{L} \left| \frac{207.2 \text{ g } Pb^{2+}}{1 \text{ mol de } Pb^{2+}} \right| \left| \frac{10^3 \text{ mg } Pb^{2+}}{1 \text{ g } Pb^{2+}} \right| = 0.056 \text{ ppm } Pb^{2+}$$

**REACTIVO 5**

**Tiempo 20 minutos**

Para obtener etanol industrial se hace reaccionar eteno con agua utilizando ciertas condiciones de temperatura y presión específica, la reacción se muestra a continuación.



Después de 10 segundos se determinó la presencia de 0.65 mol de etanol, 2.4 mol de  $H_2O$  y 3.8 mol de eteno. Si la rapidez de formación de etanol es proporcional a las cantidades de eteno y agua restantes, determine:

- a) La cantidad total de compuestos en gramos a los 10 segundos de iniciada la reacción.
- b) La cantidad de eteno y agua en gramos al inicio.
- c) La ecuación que predice la cantidad de etanol en cualquier instante de tiempo.

### SOLUCIÓN

- a) En base a la ecuación se determina las cantidades de compuestos en gramos a los 10 segundos de iniciada la reacción:

$CH_2 = CH_2$ $C: 2 \times 12.011 = 24.022$ $H: 4 \times 1.008 = \frac{4.032}{28.054 \frac{g}{mol}}$	$H_2O$ $H: 2 \times 1.008 = 2.016$ $O: 1 \times 16 = \frac{16}{18.016 \frac{g}{mol}}$	$CH_3 - CH_2 - OH$ $C: 2 \times 12.011 = 24.022$ $H: 6 \times 1.008 = 6.048$ $O: 1 \times 16 = \frac{16}{46.07 \frac{g}{mol}}$
--	---	---

$$0.65 \text{ mol } C_2H_5OH \left[ \frac{46.07 \text{ gr } C_2H_5OH}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} \right] = 29.945 \text{ g } C_2H_5OH$$

$$3.8 \text{ mol } CH_2 = CH_2 \left[ \frac{28.054 \text{ g } CH_2 = CH_2}{1 \text{ mol } CH_2 = CH_2} \right] = 106.605 \text{ mol } CH_2 = CH_2$$

$$2.4 \text{ mol } H_2O \left[ \frac{18.016 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \right] = 43.238 \text{ g } H_2O$$

- b) Para determinar la cantidad inicial de eteno y agua, se toma en consideración la cantidad de etanol a los 10 segundos de iniciada la reacción:

$$29.945 \text{ g } C_2H_5OH \left[ \frac{28.054 \text{ g } CH_2 = CH_2}{46.07 \text{ g } C_2H_5OH} \right] = 18.243 \text{ g } CH_2 = CH_2$$

Inicialmente la cantidad total de eteno era:

$$18.243 \text{ g} + 106.605 \text{ g} = 124.848 \text{ g } CH_2 = CH_2$$

$$29.945 \text{ g } C_2H_5OH \left| \frac{18.016 \text{ g } H_2O}{46.07 \text{ g } C_2H_5OH} \right| = 11.710 \text{ g } H_2O$$

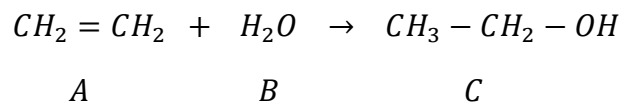
Inicialmente la cantidad total de agua era:

$$11.710 \text{ g} + 43.238 \text{ g} = 54.948 \text{ g } H_2O$$

c) Determinando la ecuación que predice la cantidad en cualquier instante de tiempo:

Considerando que al inicio se tenía 124.848 g de eteno y 54.948 g agua, la relación eteno/agua es:

$$\frac{28.054 \text{ g eteno}}{18.016 \text{ g agua}} = 1.557, \text{ por cada gramo de agua se consumen 1.557 g de eteno.}$$



$$A = 1.557B$$

Sustituyendo:

$$1.557B + B = x$$

$$2.557B = x$$

$$B = \frac{x}{2.557} = 0.388x$$

$$A = (1.557)(0.388x) = 0.604x$$

Las ecuaciones para determinar la cantidad de A y B en cualquier instante son:

$$A = 124.848 - 0.604x$$

$$B = 54.948 - 0.388x$$

La rapidez de formación del etanol debe satisfacer la relación:

$$\frac{dx}{dt} \propto (124.848 - 0.604x)(54.948 - 0.388x)$$

Resolviendo la ecuación diferencial:

$$\frac{dx}{dt} = k(124.848 - 0.604x)(54.948 - 0.388x)$$

Separando variables:

$$\frac{dx}{(124.848 - 0.604x)(54.948 - 0.388x)} = kdt$$

$$\frac{dx}{(206.702 - x)(141.618 - x)} = k dt$$

Resolviendo la ecuación diferencial:

$$\int \frac{dx}{(206.702 - x)(141.618 - x)} = \int k dt$$

Resolviendo por separado la ecuación:

$$\int \frac{dx}{(206.702 - x)(141.618 - x)} = \int \frac{A}{(206.702 - x)} dx + \int \frac{B}{(141.618 - x)} dx$$

$$\begin{aligned} & \left[ \frac{dx}{(206.702 - x)(141.618 - x)} \right. \\ & \quad \left. = \frac{A}{(206.702 - x)} + \frac{B}{(141.618 - x)} \right] [(206.702 - x)(141.618 - x)] \\ & \quad 1 = A(141.618 - x) + B(206.702 - x) \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1 &= 141.618A - Ax + 206.702B - Bx \\ -A - B &= 0 \\ 141.618A + 206.702B &= 1 \end{aligned}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$A = -0.015; B = 0.015$$

$$\begin{aligned} & \int \frac{dx}{(206.702 - x)(141.618 - x)} \\ & \quad = -0.015 \int \frac{dx}{(206.702 - x)} + 0.015 \int \frac{dx}{(141.618 - x)} \end{aligned}$$

$$= -0.015 \ln(206.702 - x) + 0.015 \ln(141.618 - x)$$

$$0.015 \ln \left[ \frac{141.618 - x}{206.702 - x} \right] = kt + C$$

$$\ln \left[ \frac{141.618 - x}{206.702 - x} \right] = \frac{kt}{0.015} + C$$

$$\ln \left[ \frac{141.618 - x}{206.702 - x} \right] = 66.67 kt + C$$



$$e^{\ln\left[\frac{141.618-x}{206.702-x}\right]} = e^{66.67kt+C}$$

$$\frac{141.618 - x}{206.702 - x} = Ce^{66.67kt}$$

Cuando  $t=0$ ,  $x=0$ , por lo tanto:

$$\frac{141.618 - (0)}{206.702 - (0)} = Ce^{66.67k(0)}$$

$$\frac{141.618}{206.702} = C$$

$$C = 0.685$$

Sustituyendo para  $t=10$  y  $x= 29.945$

$$\frac{141.618 - 29.945}{206.702 - 29.945} = (0.685)e^{66.67k(10)}$$

$$0.631 = 0.685e^{666.7k}$$

$$e^{666.7k} = \frac{0.631}{0.685}$$

$$\ln(e^{666.7k}) = \ln(0.921)$$

$$666.7k = -0.082$$

$$k = \frac{-0.082}{666.7} = -1.22 \times 10^{-4}$$

Sustituyen el valor de  $k$ , en la ecuación para determinar la cantidad de etanol en cualquier instante:

$$\frac{141.618 - x}{206.702 - x} = (0.685)e^{66.67(-1.22 \times 10^{-4})t}$$

$$\frac{141.618 - x}{206.702 - x} = (0.685)e^{-8.133 \times 10^{-3}t}$$

$$141.618 - x = (0.685)e^{-8.133 \times 10^{-3}t}(206.702 - x)$$

$$141.618 - x = 141.590e^{-8.133 \times 10^{-3}t} - e^{-8.133 \times 10^{-3}t}x$$

$$\begin{aligned}e^{-8.133 \times 10^{-3}t}x - x &= 141.590e^{-8.133 \times 10^{-3}t} - 141.618 \\x(e^{-8.133 \times 10^{-3}t} - 1) &= 141.590e^{-8.133 \times 10^{-3}t} - 141.618 \\x &= \frac{141.590e^{-8.133 \times 10^{-3}t} - 141.618}{(e^{-8.133 \times 10^{-3}t} - 1)}\end{aligned}$$