

TEMA 7. AUTOEVALUACIÓN

Problema 1: solución

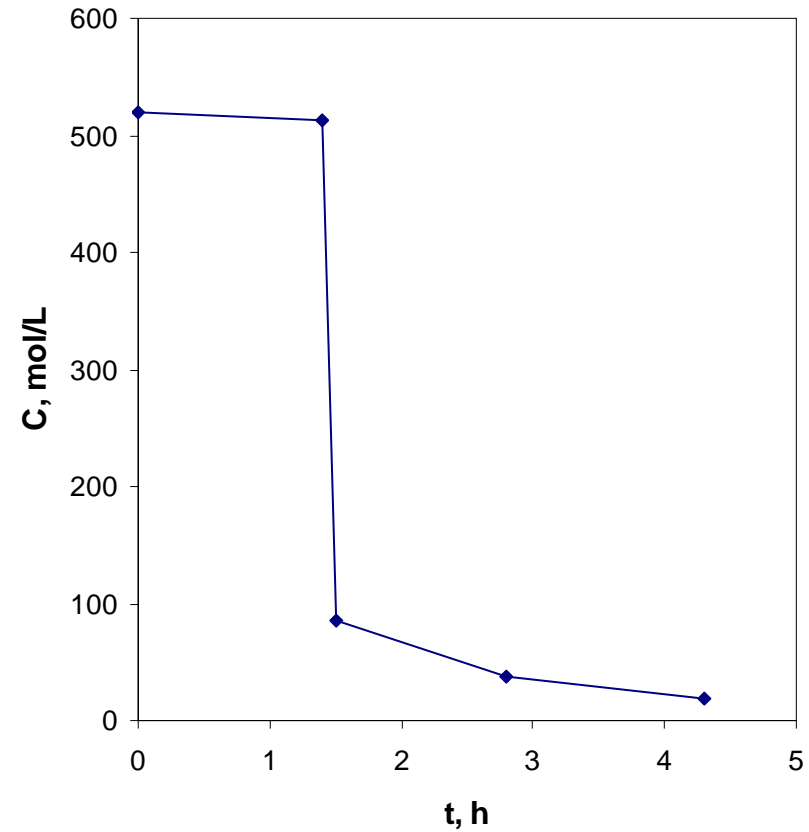
C_{s0} , g/L 520

PM(S), g/mol 117

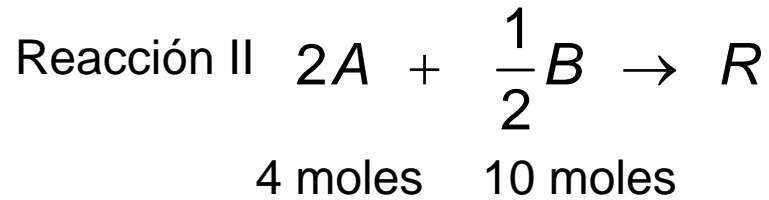
$$X_A = \frac{N_{A,o} - N_A}{N_{A,o}} = \frac{C_{A,o} - C_A}{C_{A,o}}$$

$$X_A = \frac{4,44 - 4,38}{4,44} = 0,0135$$

t, h	C_s , g/L	C_s , mol/L	X_A
0	520	4,44	0
1,4	513	4,38	0,013
1,5	85	0,73	0,837
2,8	38	0,32	0,927
4,3	18	0,15	0,965



Problema 2: solución



- a) Reactivo limitante?
- b) X_A
- c) X_B
- d) n_R

a) Para identificar el reactivo limitante, calcularemos cuanto B se requiere para reaccionar todo A (es decir $X_A=1$). Para ello consideraremos la relación estequiométrica:

$$N_B = N_{B,o} - \frac{1}{2} \cdot N_{A,o} \cdot X_A = 10 - 0,25 \cdot 4 \cdot 1 = 9 [\text{molB}]$$

Limitante es A

b) Según la definición de conversión:

$$X_A = \frac{N_{A,o} - N_A}{N_{A,o}} = \frac{4 - 0,75}{4} = 0,8125$$

c) Conocido el valor de X_A podemos calcular N_B :

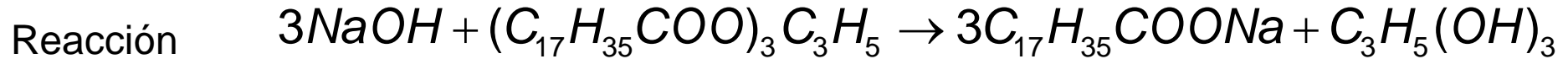
$$N_B = N_{B,o} - \frac{1}{2} \cdot N_{A,o} \cdot X_A = 10 - 0,25 \cdot 4 \cdot 0,8125 = 9,18 [\text{molB}]$$

Por tanto,
$$X_B = \frac{N_{B,o} - N_B}{N_{B,o}} = \frac{10 - 9,18}{10} = 0,081$$

d) Nuevamente, según la relación estequiométrica:

$$N_R = \frac{1}{2} N_{A,o} \cdot X_A = \frac{1}{2} \cdot 4 \cdot 0,812 = 1,625 [\text{molesR}]$$

Problema 3: solución



$$\begin{array}{l} V \quad 850 \text{ l} \\ C_{\text{NaOH}} \quad 400 \text{ g/l} \\ C_{\text{TG}} \quad 1780 \text{ g/l} \end{array}$$

- Reactivo limitante?
- $X=0,2$ y $0,9$, $C_{\text{TG}}?$ $C_{\text{NaOH}}?$ $C_{\text{glic}}?$
- Valores promedio para $(-r_A)$ y $(-r_B)$

- a) En primer lugar calcularemos las concentraciones molares, pues es el mol la unidad de masa en reacciones químicas.

$$C_{\text{NaOH},o} = 400 \left[\frac{\text{g}}{\text{l}} \right] \cdot \frac{1}{40} \left[\frac{1}{\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \right]$$

$$C_{\text{NaOH},o} = 10 \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$$

$$C_{\text{TG},o} = 1780 \left[\frac{\text{g}}{\text{l}} \right] \cdot \frac{1}{890} \left[\frac{1}{\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \right]$$

$$C_{\text{TG},o} = 2 \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$$

La estequiométrica indica que reaccionan 3 moles de NaOH por cada mol de TG. Por ejemplo, **en un litro de disolución**, se requieren **6 moles de NaOH** para hacer reaccionar **2 moles de TG**. Tenemos 10 moles de NaOH por cada 2 de TG, por tanto, el **reactivo limitante es el TG**.

Para demostrarlo, suponiendo una **un litro** de muestra, a partir de la relación estequiométrica, podemos escribir la relación de moles entre reactivos como sigue:

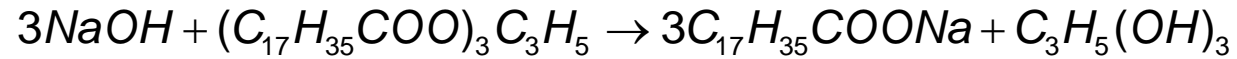
$$N_{\text{NaOH}} = N_{\text{NaOH},o} - 3 \cdot N_{\text{TG},o} \cdot X_{\text{TG}}$$

Si reaccionara todo el TG, entonces $X_{\text{TG}}=1$, por tanto:

$$N_{\text{NaOH}} = N_{\text{NaOH},o} - 3 \cdot N_{\text{TG},o} \cdot X_{\text{TG}} = 10 - 3 \cdot 2 \cdot 1 = 4 \text{ [moles NaOH]}$$

Efectivamente, cuando reacciona todo el TG, todavía quedan 4 moles de NaOH en disolución.

Problema 3: solución



b) Según la definición de conversión:

$$X_{TG} = \frac{N_{TG,0} - N_{TG}}{N_{TG,0}} \quad (1)$$

$$V = \text{Constante} \quad X_{TG} = \frac{C_{TG,0} - C_{TG}}{C_{TG,0}}$$

$$C_{TG} = C_{TG,0} - C_{TG,0} \cdot X_{TG} = C_{TG,0} (1 - X_{TG}) \quad (2)$$

La concentración de TG, por tanto, vendrá dada por la ec (2):

Y serán moles reaccionados de TG: $C_{TG,0} \cdot X_{TG}$

$$\text{Para } X=0,2, \text{ a partir de ec(2)} \quad C_{TG} = 2(1 - 0,2) = 1,6 \quad \text{mol-TG/l}$$

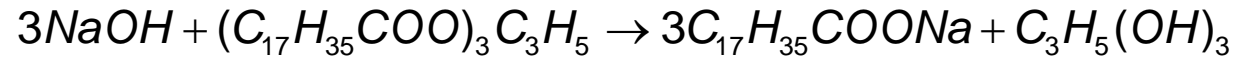
Según estequiometría, moles restantes de NaOH y glicerina serán:

$$C_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH},0} - 3 \cdot C_{TG,0} \cdot X_{TG} \quad C_{\text{NaOH}} = 10 - 3 \cdot 2 \cdot 0,2 = 8,8 \quad \text{mol-NaOH/l} \quad (3)$$

$$C_{\text{Glic}} = C_{\text{Glic},0} + 1 \cdot C_{TG,0} \cdot X_{TG} \quad C_{\text{Glic}} = 0 + 1 \cdot 2 \cdot 0,2 = 0,4 \quad \text{mol-Glic/l} \quad (4)$$

$$C_{\text{Jabón}} = C_{\text{Jabón},0} + 3 \cdot C_{TG,0} \cdot X_{TG} \quad C_{\text{Glic}} = 0 + 3 \cdot 2 \cdot 0,2 = 1,2 \quad \text{mol-Jabón/l} \quad (5)$$

Problema 3: solución



b) Para $X=0,9$

$$C_{TG} = C_{TG,o} - C_{TG,o} \cdot X_{TG} \quad C_{TG} = 2 - 2 \cdot 0,9 = 0,2 \quad \text{mol-TG/l} \quad (2)$$

$$C_{NaOH} = C_{NaOH,o} - 3 \cdot C_{TG,o} \cdot X_{TG} \quad C_{NaOH} = 10 - 3 \cdot 2 \cdot 0,9 = 4,6 \quad \text{mol-NaOH/l} \quad (3)$$

$$C_{Glic} = C_{Glic,o} + 1 \cdot C_{TG,o} \cdot X_{TG} \quad C_{Glic} = 0 + 1 \cdot 2 \cdot 0,9 = 1,8 \quad \text{mol-Glic/l} \quad (4)$$

$$C_{Jabón} = C_{Jabón,o} + 3 \cdot C_{TG,o} \cdot X_{TG} \quad C_{Glic} = 0 + 3 \cdot 2 \cdot 0,9 = 5,4 \quad \text{mol-Jabón/l} \quad (5)$$

c) Se define la velocidad de reacción como sigue:

$$(-r_{TG}) = -\frac{1}{V} \frac{dN_{TG}}{dt} = -\frac{dC_{TG}}{dt}$$

La velocidad de reacción media a lo largo de toda la reacción será:

$$\left(\overline{-r_{TG}}\right) = -\frac{\Delta C_{TG}}{\Delta t} \quad \left(\overline{-r_{TG}}\right) = -\frac{C_{TG} - C_{TG,o}}{\Delta t} = -\frac{1,6 - 2}{42 - 0} = -\frac{-0,4}{42} \quad \left(\overline{-r_{TG}}\right) = 9,52 \cdot 10^{-3} \left[\frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{min}} \right]$$

$$\left(\overline{-r_{NaOH}}\right) = -\frac{\Delta C_{NaOH}}{\Delta t} \quad \left(\overline{-r_{NaOH}}\right) = -\frac{C_{NaOH} - C_{NaOH,o}}{\Delta t} = -\frac{8,8 - 10}{42 - 0} = -\frac{-1,2}{42} \quad \left(\overline{-r_{NaOH}}\right) = 28,57 \cdot 10^{-3} \left[\frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{min}} \right]$$

Observad que tal y como anticipa la estequiometría, la vel. de reacción de NaOH es tres veces superior a la de TG.

Problema 4: solución

E_a	160 kJ/mol	a) $T_2?$ para $k_2=2K_1$
k_1	1,64 min ⁻¹	b) $T_3?$ para $k_3=10K_1$
T_1	121 °C=394 K	

La dependencia de la constante cinética con la temperatura se describe según la ecuación de **Arrhenius**:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad \text{o} \quad \ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT} \quad (1)$$

En una reacción irreversible, sabemos que conforme aumenta T , aumenta también la k . Por tanto, se trata de determinar **cuanto debemos aumentar T** en cada caso.

a) A partir de la Ec. Arrhenius, la **relación** entre dos k a distinta T será:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{e^{-\frac{E_a}{RT_1}}}{e^{-\frac{E_a}{RT_2}}} \quad \text{o} \quad \frac{k_1}{k_2} = \exp \left[-\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \right] \quad (2)$$

Mediante este cociente hemos eliminado la **constante preexponencial A** .

La nueva ecuación depende únicamente de la T .

Así, **conociendo la E_a y el valor de la k a una T , podremos hallar k para cualquier otro valor de T con la Ec (2).**

Problema 4: solución

a) Resolviendo la ec (2):

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{e^{-\frac{E_a}{RT_1}}}{e^{-\frac{E_a}{RT_2}}} \quad \frac{k_1}{2k_1} = \frac{e^{-\frac{160000 [J \cdot mol^{-1}]}{8,314 [J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}] 394 [K]}}}{e^{-\frac{160000 [J \cdot mol^{-1}]}{8,314 [J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}] T_2 [K]}}} \quad (2b)$$

Reescribimos la ec (2b): (comprobad la homogeneidad dimensional!)

$$\frac{1}{2} = \exp \left[-\frac{160000 [J \cdot mol^{-1}]}{8,314 [J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}]} \left(\frac{1}{394} - \frac{1}{T_2} \right) \left[\frac{1}{K} \right] \right] \quad (2c)$$

Aplicando logaritmo neperiano en ambos lados de la ec (2c) obtenemos:

$$\ln \frac{1}{2} = \left[-\frac{160000}{8,314} \left(\frac{1}{394} - \frac{1}{T_2} \right) \right] \quad (2d)$$

Problema 4: solución

a) Resolviendo la ec (2d):

$$\text{Ln} \frac{1}{2} = \left[-\frac{160000}{8,314} \left(\frac{1}{394} - \frac{1}{T_2} \right) \right] \quad (2d)$$

$$-0,69 = \left[-19244 \left(\frac{1}{394} - \frac{1}{T_2} \right) \right]$$

$$\frac{-0,69}{-19244} = \left(\frac{1}{394} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\frac{0,69}{19244} - \frac{1}{394} = -\frac{1}{T_2}$$

$$-2,5 \cdot 10^{-3} = -\frac{1}{T_2}$$

$$T_2 = 399,7 [K] = 126,7 [^{\circ}C] \\ +5,6 [^{\circ}C]$$

Problema 4: solución

b) Resolviendo la ec (2d) para la situación planteada en este apartado:

$$\ln \frac{1}{10} = \left[-\frac{160000 \left[J \cdot \text{mol}^{-1} \right]}{8,314 \left[J \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \right]} \left(\frac{1}{394} - \frac{1}{T_2} \right) \frac{1}{[K]} \right] \quad (2d)$$

$$\begin{aligned} -2,42 \cdot 10^{-3} &= -\frac{1}{T_2} & T_2 &= 413,5 [K] = 140,5 [^{\circ}C] \\ & & & +19,5 [^{\circ}C] \end{aligned}$$

Problema 5: solución

$$\begin{array}{l} T \quad 25 \text{ }^\circ\text{C} \\ C_{A0} \quad 2 \text{ M} \end{array}$$

- a) Si $n=1$ t? para $X_A=0,9$ con k_1 $0,115 \text{ [min}^{-1}\text{]}$
b) Si $n=2$, t? para $X_A=0,9$ con $k=0,115 \text{ [l/mol/min]}$

La velocidad de reacción para A se define como:

$$(-r_A) = -\frac{1}{V} \frac{dN_A}{dt} = -\frac{dC_A}{dt} \quad \left[\frac{\text{mol}_A}{\text{l} \cdot \text{min}} \right] \quad (1)$$

a) Si asumimos que está sigue un **orden de reacción igual a uno**, entonces podemos escribir:

$$(-r_A) = k \cdot C_A \quad \left[\frac{\text{mol}_A}{\text{l} \cdot \text{min}} \right] \quad (2)$$

Lo que implica que la concentración de A varía con el tiempo en función de la k según:

$$-\ln \frac{C_A}{C_{A0}} = k \cdot t \quad (3)$$

Según las condiciones de reacción descritas en el apartado a), C_A será:

$$C_A = C_{A,0} - C_{A,0} \cdot X_A = 2 - 2 \cdot 0,9 = 0,2 \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right] \quad (4)$$

Y a partir de la ec (3):

$$-\ln \frac{0,2}{2} = 0,115 \left[\text{min}^{-1} \right] \cdot t \left[\text{min} \right] \quad t = 20 \left[\text{min} \right]$$

Problema 5: solución

$$\begin{array}{l} T \quad 25 \text{ }^\circ\text{C} \\ C_{A0} \quad 2 \text{ M} \end{array}$$

- a) $n=1$ t? para $X_A=0,9$ con $k=0,115$ [min⁻¹]
b) $n=2$, t? para $X_A=0,9$ con $k=0,115$ [l/mol/min]

La velocidad de reacción para A se define como:

$$(-r_A) = -\frac{1}{V} \frac{dN_A}{dt} = -\frac{dC_A}{dt} \quad \left[\frac{\text{mol}_A}{\text{l} \cdot \text{min}} \right] \quad (1)$$

b) Si asumimos que ésta sigue un orden de reacción igual a dos, entonces podemos escribir:

$$(-r_A) = k \cdot C_A^2 \quad \left[\frac{\text{mol}_A}{\text{l} \cdot \text{min}} \right] \quad (5)$$

Lo que implica que la concentración de A varía con el tiempo en función de la k según:

$$\left[\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{A0}} \right] = k \cdot t \quad (6)$$

Según las condiciones de reacción descritas, C_A será:

$$C_A = C_{A,0} - C_{A,0} \cdot X_A = 2 - 2 \cdot 0,9 = 0,2 \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right] \quad (4)$$

Y a partir de la ec (6):

$$\left[\frac{1}{0,2} - \frac{1}{2} \right] \left[\frac{\text{l}}{\text{mol}} \right] = 0,115 \left[\frac{\text{l}}{\text{mol} \cdot \text{min}} \right] \cdot t [\text{min}] \quad t = 39,1 [\text{min}]$$

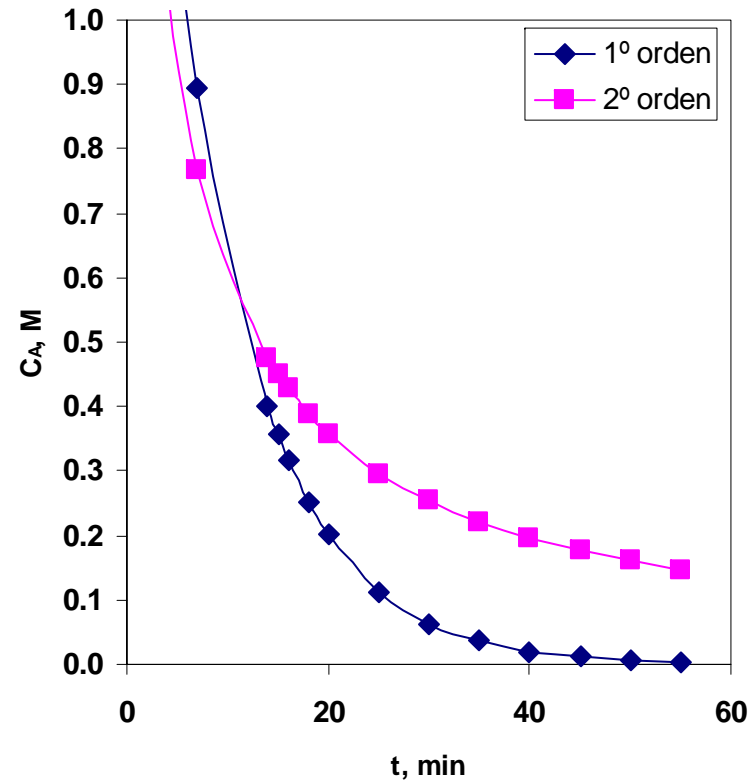
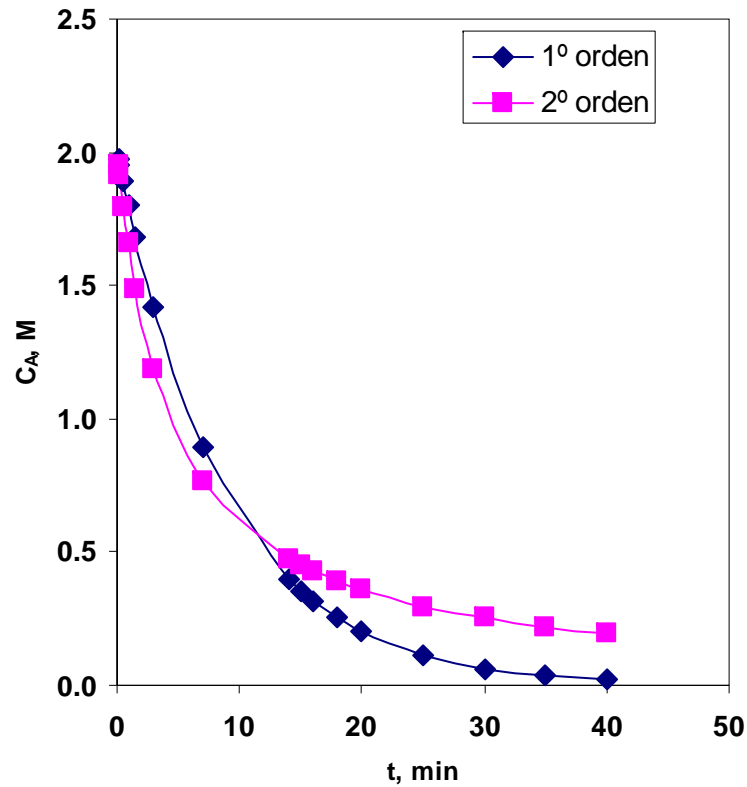
Problema 5: solución

T 25 °C
 C_{A0} 2 M

a) k=0,115 [min⁻¹]
 b) k=0,115 [l/mol/min]

Orden 1 $(-r_A) = k \cdot C_A \left[\frac{\text{mol}_A}{\text{l} \cdot \text{min}} \right]$

Orden 2 $(-r_A) = k \cdot C_A^2 \left[\frac{\text{mol}_A}{\text{l} \cdot \text{min}} \right]$



Problema 6: solución

$$n=1$$

t= 7 s, pasteurización del 80%

t= 13 s, pasteurización del 95%

$$(-r_p) = k \cdot C_p^n \left[\frac{\text{mol}_A}{\text{l} \cdot \text{min}} \right]$$

a) k?

a) Conocemos que la reacción sigue un **orden de reacción igual a uno**:

$$(-r_p) = k \cdot C_p \left[\frac{\text{mol}_P}{\text{l} \cdot \text{min}} \right] \quad (1)$$

Lo que implica que la concentración de la agentes patógenos (P) varía con el tiempo en función de la k según:

$$-\ln \frac{C_P}{C_{P_0}} = k \cdot t \quad -\ln \frac{C_{P_0}(1-X_P)}{C_{P_0}} = k \cdot t \quad -\ln(1-X) = k \cdot t \quad (2)$$

Es decir, para una cinética de orden uno, la concentración inicial no influye sobre la conversión.

Según los datos registrados:

t= 7 s, pasteurización del 80%

$$X_p=0,8$$

t= 13 s, pasteurización del 95%

$$X_p=0,9$$

Y a partir de la ec (2):

$$\begin{array}{l} -\ln(1-0,8) = k \cdot 7 \\ -\ln(1-0,95) = k \cdot 13 \end{array} \quad \left\| \quad \begin{array}{l} k = 0,229 \left[s^{-1} \right] \\ k = 0,230 \left[s^{-1} \right] \end{array} \right. \quad k \approx 0,230 \left[s^{-1} \right]$$

Problema 7: solución



$C_{S,o}$ 60 mM
 E_a 35 kJ/mol
 $k(25^\circ\text{C})$ $3,0 \times 10^{-3}$ [min⁻¹]

- a) C_s ? para $t= 1,2, 3$ y 5 h
- b) apart a) para $T= 50$ °C
- c) apart a) para $k(25^\circ\text{C})$ $3,0 \times 10^{-3}$ [l mol⁻¹ min⁻¹]

a) Las **unidades de la constante cinética** indican que se trata de un reacción de **orden uno** con respecto al sustrato S. Por tanto, la **concentración de S variará con el tiempo** de reacción de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$-\ln \frac{C_s}{C_{S_o}} = k \cdot t \quad \text{o} \quad C_s = C_{S_o} \exp(-k \cdot t) \quad (1)$$

Por ejemplo, para $t=1$ h:

$$C_s = 0,060 [M] \exp(-0,003 [\text{min}^{-1}] \cdot 60 [\text{min}]) = 0,05 [M]$$

t,h	1	2	3	5
C_s, M	0,05	0,042	0,035	0,024

Problema 7: solución



C_s 60 mM

E_a 35 kJ/mol

$k(25^\circ\text{C})$ $3,0 \times 10^{-3}$ [min⁻¹]

a) C_s ? para $t = 1, 2, 3$ y 5 h

b) apart a) para $T = 50^\circ\text{C}$

c) apart a) para $k(25^\circ\text{C})$ $3,0 \times 10^{-3}$ [mol⁻¹ min⁻¹]

b) La **temperatura** afecta la velocidad de reacción, a través de la **constante cinética**. Esta **dependencia** se expresa mediante la **ecuación de Arrhenius**:

$$\ln k_1 = \ln A - \frac{E_a}{RT_1} \quad (2)$$

Conocida la k a una temperatura ($k_{25^\circ\text{C}} = 0,003 \text{ min}^{-1}$) y la Energía de activación, podemos hallar la k a cualquier otra T .

$$\frac{k_1}{k_2} = \exp \left[-\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \right] \quad (3)$$

Sustituyendo la información disponible en la ec (3):

$$\frac{0,003}{k_2} = \exp \left[-\frac{35000 \left[J \cdot \text{mol}^{-1} \right]}{8,314 \left[J \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \right]} \left(\frac{1}{298} - \frac{1}{323} \right) \left[\frac{1}{K} \right] \right] \quad k_2 = 0,009 \left[\text{min}^{-1} \right]$$

Problema 7: solución



C_S 60 mM

E_a 35 kJ/mol

$k(25^\circ\text{C})$ $3,0 \times 10^{-3}$ [min⁻¹]

a) C_S ? para t= 1,2, 3 y 5 h

b) apart a) para T= 50 °C

c) apart a) para $k(25^\circ\text{C})$ $3,0 \times 10^{-3}$ [l mol⁻¹ min⁻¹]

b) Finalmente, volvemos a aplicar la ecuación cinética integrada para resolver.

$$C_S = C_{S_0} \exp(-k \cdot t) \tag{1}$$

Donde, k a 50 °C tiene un valor de 0,009 min⁻¹.

Por ejemplo, para t=1 h:

$$C_S = 0,060 [M] \exp(-0,009 [\text{min}^{-1}] \cdot 60 [\text{min}]) = 0,035 [M]$$

t,h	1	2	3	5
C_S , M	0,035	0,02	0,012	0,004

Problema 7: solución



C_S 60 mM
 E_a 35 kJ/mol
 $k(25^\circ\text{C})$ $3,0 \times 10^{-3}$ [min⁻¹]

- a) C_S ? para $t = 1, 2, 3$ y 5 h
b) apart a) para $T = 50^\circ\text{C}$
c) apart a) para $k(25^\circ\text{C})$ $3,0 \times 10^{-3}$ [l mol⁻¹ min⁻¹]

- c) Las **unidades de la constante cinética** indican que se trata de un reacción de **orden dos** con respecto al sustrato S. Por tanto, la **concentración de S variará con el tiempo** de reacción de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$\left[\frac{1}{C_S} - \frac{1}{C_{S_0}} \right] = k \cdot t \quad \text{o} \quad C_S = \frac{1}{\frac{1}{C_{S_0}} + k \cdot t} \quad (4)$$

Por ejemplo, para $t = 1$ h:

$$C_S = \frac{1}{\frac{1}{0,06[M]} + 0,003 \left[\frac{1}{M \cdot \text{min}} \right] \cdot 60[\text{min}]} = 0,059[M]$$

t, h	1	2	3	5
C_S , M	0,059	0,0587	0,058	0,0569

Problema 7: solución

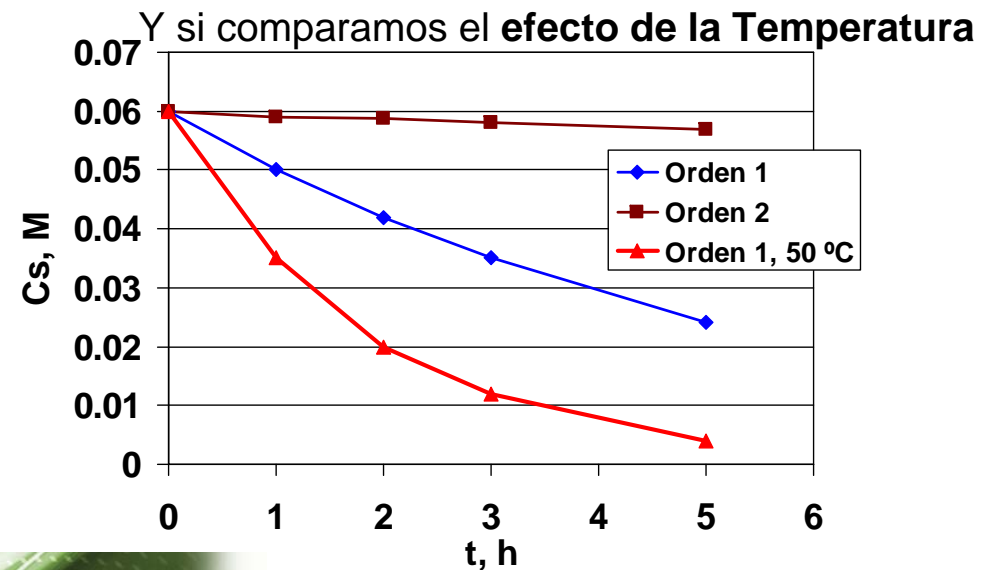
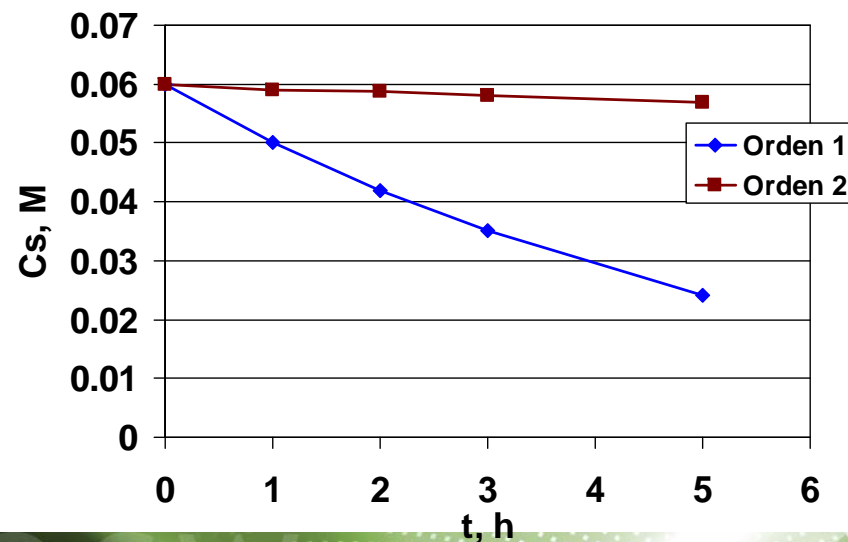
Si representamos gráficamente los resultados del apartado a) y c) para comparar la **influencia del orden de reacción**, obtenemos la siguiente figura:

Apartado a) **Orden 1**, 25 °C, $k=0,003 \text{ min}^{-1}$.

t,h	1	2	3	5
C_S, M	0,05	0,042	0,035	0,024

Apartado c) **Orden dos**, 25 °C $k=0,003 \text{ l mol}^{-1} \text{ min}^{-1}$.

t,h	1	2	3	5
C_S, M	0,059	0,0587	0,058	0,0569



Problema 18: solución

Ec. Cinética:

$$(-r_H) = -\frac{dC_H}{dt} = kC_H^n$$

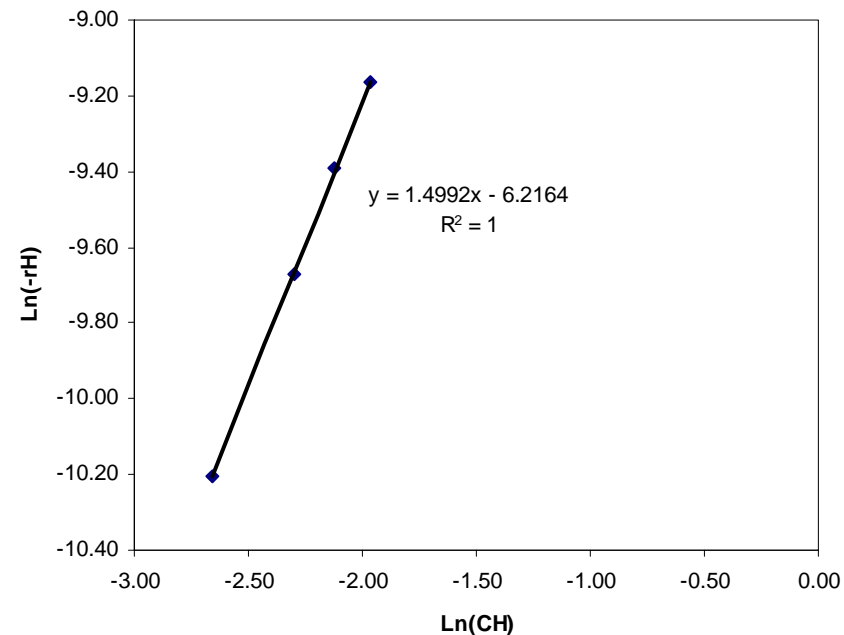
a) k? n?

C_H , mol/L	r_H , mol/Ls
0,14	0,0001047
0,12	0,0000834
0,1	0,000063
0,07	0,0000371

En este caso **conocemos** directamente los valores de **velocidad de reacción**. Por tanto, si linealizamos la ecuación cinética, podemos hallar k y n mediante **regresión lineal**:

$$\ln(-r_H) = \ln K + n \ln C_H$$

C_H , mol/L	r_H , mol/Ls	$\ln C_H$	$\ln r_H$
0.14	0,0001047	-1,97	-9,16
0.12	0,0000834	-2,12	-9,39
0.1	0,000063	-2,30	-9,67
0.07	0,0000371	-2,66	-10,20



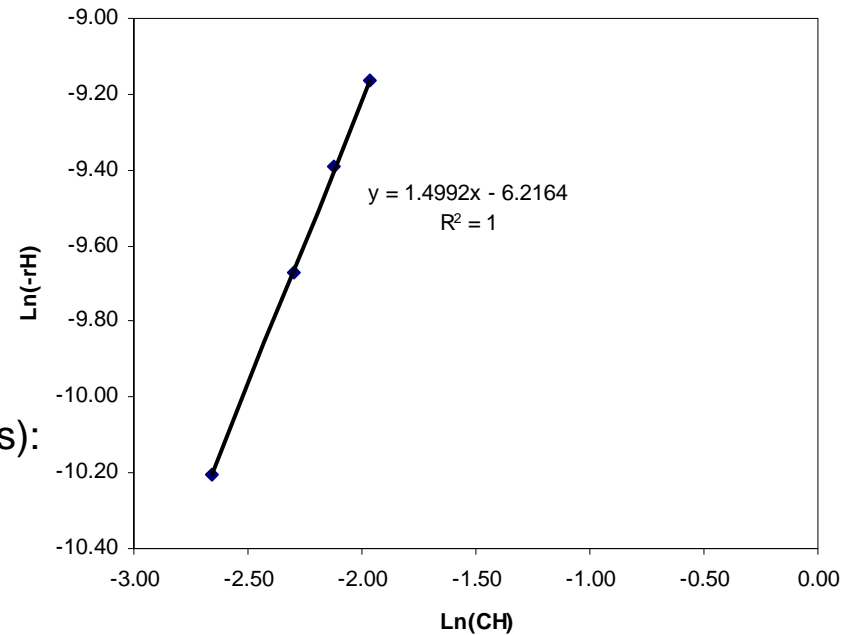
Problema 18: solución

Ec. Cinética:

$$(-r_H) = -\frac{dC_H}{dt} = kC_H^n$$

Ec. Cinética linealizada (mediante logaritmos):

$$\text{Ln}(-r_H) = \text{Ln}K + n\text{Ln}C_H$$



$\text{Ln}K = -6,2164$ $k = \exp(-6,2164)$ **$k = 0,00199 \text{ [L}^{0.5} \text{ mol}^{-0.5} \text{ s}^{-1}]$**
 $n = 1,499$

$$(-r_H) = -\frac{dC_H}{dt} = kC_H^n$$

$$(-r_H) = -\frac{dC_H}{dt} = 0,00199 \left[\frac{\text{L}^{0,5}}{\text{mol}^{0,5} \text{ s}} \right] C_H^{1,5} \left[\frac{\text{mol}^{1,5}}{\text{L}^{1,5}} \right] \left[\frac{\text{mol}}{\text{L s}} \right]$$