TEMA 1:

CONCEPTOS FUNDAMENTALES

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-01
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Conversión de unidades
Referencia	Jarabo QT-1 Teoría, ejemplo
Notas	

Curso								
Número								

a) Una misma longitud, **A**, mide, por un lado, 18,6 m y por otro, 61,02 ft. Hallar los factores de conversión para transformar ambas unidades.

b) La viscosidad absoluta del agua a 20ºC es 1 cP. Expresarla en lb/(ft·h).

a.) $1\,m = 3{,}2806\,ft$

$1\,ft = 0{,}3048\,m$

b.) $1\,cP = 2{,}422\,\frac{lb}{ft \cdot h}$

a) Según el enunciado:

$$18,60\ m = 61,02\ ft$$

Por tanto:

$$1\ m = \frac{61,02}{18,60}\ ft = 3,2806\ ft$$

o bien:

$$1\ ft = \frac{18,60}{61,02}\ m = 0,3048\ m$$

b.) Según la definición de la unidad:

$$1\ cP = 10^{-2}\ \frac{g}{cm \cdot s}$$

Según las tablas de factores de conversión:

$$1\ kg = 2,207\ lb$$
$$1\ ft = 0.3048\ m$$

Luego:

$$10^{-2}\ \frac{g}{cm \cdot s} = 10^{-2}\left[\frac{g}{cm \cdot s}\right] \cdot \left(\frac{1}{1000}\right)\left[\frac{kg}{g}\right] \cdot (2,207)\left[\frac{lb}{kg}\right] \cdot$$

$$\cdot (100)\left[\frac{cm}{m}\right] \cdot (0,3048)\left[\frac{m}{ft}\right] \cdot (3.600)\left[\frac{s}{h}\right] =$$

$$= 2,422\ \left[\frac{lb}{ft \cdot h}\right]$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-02
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Conversión de unidades
Referencia	Jarabo QT-1, problema 23
Notas	

Curso								
Número								

La constante **R** de la ecuación de los gases perfectos tiene el valor:

$$0{,}08207\ \frac{atm \cdot l}{mol \cdot K}$$

Calcular su valor numérico en las siguientes condiciones de unidades:

$$a)\ En \quad \frac{\frac{kgf}{m^2} \cdot m^3}{mol \cdot K}$$

$$b)\ En \quad \frac{\frac{lbf}{in^2} \cdot ft^3}{mol - lb \cdot {}^{o}R}$$

$$c)\ En \quad \frac{\frac{kN}{m^2} \cdot m^3}{mol \cdot K}$$

Nota:

$$1\ atm = 10.333\ \frac{kgf}{m^2} = 101{,}4\ \frac{kN}{m^2}$$

$$1\ {}^{o}R = \frac{5}{9}\ K$$

a.) $R = 0{,}8480 \quad \dfrac{\frac{kgf}{m^2} \cdot m^3}{mol \cdot K}$

b.) $R = 10{,}733 \quad \dfrac{\frac{lbf}{in^2} \cdot ft^3}{mol\text{-}lb \cdot {}^{\circ}R}$

c.) $R = 8{,}32 \cdot 10^{-3} \quad \dfrac{\frac{kN}{m^2} \cdot m^3}{mol \cdot K}$

a) Como

$$1\ atm = 10.333\ \frac{kgf}{m^2}$$

$$0,08207\ \frac{atm \cdot l}{mol \cdot K} = (0,08207)\left[\frac{atm \cdot l}{mol \cdot K}\right] \cdot (10.333)\left[\frac{\frac{kgf}{m^2}}{atm}\right] \cdot \left(\frac{1}{1000}\right)\left[\frac{m^3}{l}\right] =$$

$$= 0,8480\ \left[\frac{\frac{kgf}{m^2} \cdot m^3}{mol \cdot K}\right]$$

b.) Como

$$1\ atm = 10.333\ \frac{kgf}{m^2}$$

$$1\ ^\circ R = \frac{5}{9}\ K$$

y según las tablas de factores de conversión:

$$1\ kg = 2,207\ lb$$

$$1\ in = 25,4\ mm$$

$$1\ ft^3 = 28,32\ l$$

$$0,08207\ \frac{atm \cdot l}{mol \cdot K} = (0,08207)\left[\frac{atm \cdot l}{mol \cdot K}\right] \cdot (10.333)\left[\frac{\frac{kgf}{m^2}}{atm}\right] \cdot$$

$$\cdot (2,207)\left[\frac{lb\,f}{kgf}\right] \cdot (25,4 \cdot 10^{-3})^2\left[\frac{m}{in}\right]^2 \cdot$$

$$\cdot \left(\frac{1}{28,32}\right)\left[\frac{ft^3}{l}\right] \cdot (1000)\left[\frac{mol}{kmol}\right] \cdot \left(\frac{1}{2,207}\right)\left[\frac{kmol}{lb\text{-}mol}\right] \cdot$$

$$\cdot \left(\frac{5}{9}\right)\left[\frac{K}{^\circ R}\right] =$$

$$= 10{,}733 \left[\frac{\frac{lbf}{in^2} \cdot ft^3}{lb\text{-}mol \cdot {}^\circ R} \right]$$

c.) Como

$$1\ atm = 101{,}4\ \frac{kN}{m^2}$$

$$0{,}08207\ \frac{atm \cdot l}{mol \cdot K} = (0{,}08207) \left[\frac{atm \cdot l}{mol \cdot K} \right] \cdot (101{,}4) \left[\frac{\frac{kN}{m^2}}{atm} \right] \cdot$$

$$\cdot \left(\frac{1}{1000} \right) \left[\frac{l}{m^3} \right] =$$

$$= 8{,}32 \cdot 10^{-3} \left[\frac{\frac{kN}{m^2} \cdot m^3}{mol \cdot K} \right]$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-03
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Conversión de unidades
Referencia	Felder 2ª, ejemplo 2.3-1, pg.15
Notas	

Curso								
Número								

Convertir 23 $(lb \cdot ft)/min^2$ a su equivalente en $(kg \cdot cm)/s^2$.

$$23 \ \frac{lb \cdot ft}{min^2} = 0,088 \ \frac{kg \cdot cm}{s^2}$$

Según las tablas de factores de conversión:

$1\,kg = 2{,}207\,lb$

$1\,ft = 0{,}3048\,m = 30{,}48\,cm$

Luego:

$$23\ \frac{lb \cdot ft}{min^2} = (23)\left[\frac{lb \cdot ft}{min^2}\right] \cdot \left(\frac{1}{2{,}207}\right)\left[\frac{kg}{lb}\right] \cdot$$

$$\cdot (30{,}48)\left[\frac{cm}{ft}\right] \cdot \left(\frac{1}{60}\right)^2 \left[\frac{min}{s}\right]^2 =$$

$$= 0{,}088\ \left[\frac{kg \cdot cm}{s^2}\right]$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-04
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Conversión de unidades
Referencia	Felder 2ª, problema 2, pg 35
Notas	

Curso								
Número								

Usando las tablas de conversión de unidades, convertir:

a) 340 m/s en mi/h

b) 57,5 lb/ft^3 en kg/m^3

c) 120 hp en kJ/min

Nota:

1 W = $1{,}341 \cdot 10^{-3}$ hp

a.) $340 \frac{m}{s} = 760,72 \frac{mi}{h}$

b.) $57,5 \frac{lb}{ft^3} = 919,95 \frac{kg}{m^3}$

c.) $120\ hp = 5.369,13 \frac{kJ}{min}$

a.) Según las tablas de factores de conversión:

$1\ mi = 1{,}609\ km$

$$340\ \frac{m}{s} = (340)\left[\frac{m}{s}\right]\cdot\left(\frac{1}{1.609}\right)\left[\frac{mi}{m}\right]\cdot(3.600)\left[\frac{s}{h}\right] =$$

$$= 760{,}72\ \left[\frac{mi}{h}\right]$$

b.) Según las tablas de factores de conversión:

$1\ kg = 2{,}207\ lb$

$1\ m^3 = 35{,}310\ ft^3$

$$57{,}5\ \frac{lb}{ft^3} = (57{,}5)\left[\frac{lb}{ft^3}\right]\cdot\left(\frac{1}{2{,}207}\right)\left[\frac{kg}{lb}\right]\cdot(35{,}310)\left[\frac{ft^3}{m^3}\right] =$$

$$= 919{,}95\ \left[\frac{kg}{m^3}\right]$$

c.) Como

$1\ W = 1\ \frac{J}{s}$

$$120\ hp = (120)\left[hp\right]\cdot\left(\frac{1}{1{,}341\cdot10^{-3}}\right)\left[\frac{J/s}{hp}\right]\cdot\left(\frac{1}{1.000}\right)\left[\frac{kJ}{J}\right]$$

$$\cdot(60)\left[\frac{s}{min}\right] =$$

$$= 5.369{,}13\ \frac{kJ}{min}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-05
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Conversión de unidades
Referencia	Costa 1, problema 3.1, pg. 161
Notas	

Curso								
Número								

La difusividad del anhídrido carbónico en agua a 25ºC y 1 atm, expresada en el sistema inglés de unidades es de $7{,}596.10^{-5}$ ft^2/h. Deducir su correspondiente valor en el SI de unidades.

$$D = 1{,}9603 \cdot 10^{-9} \left[\frac{m^2}{s}\right]$$

Según las tablas de factores de conversión:

$$1\,ft = 0{,}3048\,m$$

$$7{,}596\cdot 10^{-5}\,\frac{ft^2}{h} = (7{,}596\cdot 10^{-5})\left[\frac{ft^2}{h}\right]\cdot(0{,}3048)^2\left[\frac{m}{ft}\right]^2\cdot$$

$$\cdot\left(\frac{1}{3600}\right)\left[\frac{h}{s}\right] =$$

$$= 1{,}9603\cdot 10^{-9}\left[\frac{m^2}{s}\right]$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-06
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Conversión de unidades
Referencia	Costa 1, problema 3.2, pg. 161
Notas	

Curso								
Número								

La conductividad calorífica, k, de un *acero A.I.S.I. 1335* a 373 K es de 27 Btu/(h·ft·ºF). Exprésese en las siguientes unidades:

a) W/(m·K)

b) cal/(s·m·ºC)

Nota:

1 Btu = 1.054,19 J = 251,96 cal

1 ºC = 1,8 ºF

a.) $k = 46{,}69 \left[\frac{W}{m \cdot K}\right]$

b.) $k = 0{,}112 \left[\frac{cal}{s \cdot m \cdot K}\right]$

Según las tablas de factores de conversión:

$1\,ft = 0{,}3048\,m$

$1\,^{\circ}C = 1\,K$

a.) Recordar que:

$1\,W = 1\,\frac{J}{s}$

$$27\ \frac{Btu}{h \cdot ft \cdot {}^{\circ}F} = (27)\left[\frac{Btu}{h \cdot ft \cdot {}^{\circ}F}\right] \cdot (1054{,}19)\left[\frac{J}{Btu}\right] \cdot \left(\frac{1}{3600}\right)\left[\frac{h}{s}\right] \cdot \left(\frac{1}{0{,}3048}\right)\left[\frac{ft}{m}\right] \cdot (1{,}8)\left[\frac{{}^{\circ}F}{{}^{\circ}C}\right] =$$

$$= 46{,}69\left[\frac{J}{s \cdot m \cdot {}^{\circ}C}\right] = 46{,}69\left[\frac{W}{m \cdot K}\right]$$

b.)

$$27\ \frac{Btu}{h \cdot ft \cdot {}^{\circ}F} = (27)\left[\frac{Btu}{h \cdot ft \cdot {}^{\circ}F}\right] \cdot (251{,}96)\left[\frac{cal}{Btu}\right] \cdot \left(\frac{1}{3.600}\right)\left[\frac{h}{s}\right] \cdot \left(\frac{1}{0{,}3048}\right)\left[\frac{ft}{m}\right] \cdot \left(\frac{1}{100}\right)\left[\frac{m}{cm}\right] \cdot (1{,}8)\left[\frac{{}^{\circ}F}{{}^{\circ}C}\right] =$$

$$= 0{,}112\left[\frac{cal}{s \cdot m \cdot K}\right]$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-07
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Conversión de unidades
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 1.4, pg. 10
Notas	

Curso								
Número								

Por una tubería fluyen 100 lb de agua a razón de 10 ft/s. ¿Cuánta energía cinética ($E = \frac{1}{2}\, m \cdot v^2$) tiene el agua, expresada en unidades del SI?

$$E = 210,47 \ [J]$$

Según las tablas de factores de conversión:

1 kg = 2,207

1 ft = 0,3048 m

$$E = \frac{1}{2} m v^2 = \left(\frac{1}{2}\right)(100)(10)^2 = 5.000 \ \frac{lb\ ft^2}{s^2} =$$

$$= (5.000)\left[\frac{lb\ ft^2}{s^2}\right] \cdot \left(\frac{1}{2,207}\right)\left[\frac{kg}{lb}\right] \cdot (0,3048)^2 \left[\frac{m}{ft}\right]^2 =$$

$$= 210,47 \ \frac{kg \cdot m^2}{s^2} = 210,47 \ J$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-08
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Conversión de unidades
Referencia	Himmelblau 6ª, problema 1.6, pg. 77
Notas	

Curso								
Número								

Convertir:

a) $0{,}04\ \dfrac{g}{\text{min} \cdot in^3}$ *a* $\dfrac{lb}{h \cdot ft^3}$

b) $2\ \dfrac{l}{s}$ *a* $\dfrac{ft^3}{día}$

c) $6\ \dfrac{in \cdot cm^2}{año \cdot s \cdot lb \cdot ft^2}$ *a* *unidades del SI*

Nota:

1 ft = 12 in

a.) $9,153 \quad \frac{lb}{h \cdot ft^3}$

b.) $6.101,69 \quad \frac{ft^3}{dia}$

c.) $1,148 \cdot 10^{-11} \quad \frac{m}{s^2 \cdot kg}$

a.) Según las tablas de factores de conversión:

$1\ kg = 2{,}207\ lb$

$1\ ft = 12\ in$

$$0{,}04\ \frac{g}{min \cdot in^3} = (0{,}04)\left[\frac{g}{min \cdot in^3}\right] \cdot \left(\frac{1}{1.000}\right)\left[\frac{kg}{g}\right] \cdot (2{,}207)\left[\frac{kg}{lb}\right] \cdot (60)\left[\frac{min}{h}\right] \cdot (12)^3 \left[\frac{in}{ft}\right]^3 =$$

$$= 9{,}153\left[\frac{lb}{h \cdot ft^3}\right]$$

b.) Según las tablas de factores de conversión:

$1\ ft^3 = 28{,}32\ l$

$$2\ \frac{l}{s} = (2)\left[\frac{l}{s}\right] \cdot \left(\frac{1}{28{,}32}\right)\left[\frac{ft^3}{l}\right] \cdot (3600)\left[\frac{s}{h}\right] \cdot (24)\left[\frac{h}{dia}\right] =$$

$$= 6.101{,}69\left[\frac{ft^3}{dia}\right]$$

c.) Según las tablas de factores de conversión:

$1\ in = 25{,}4\ mm$

$1\ kg = 2{,}207\ lb$

$1\ ft = 0{,}3048\ m$

$$6\ \frac{in\cdot cm^2}{año\cdot s\cdot lb\cdot ft^2} = (6)\left[\frac{in\cdot cm^2}{año\cdot s\cdot lb\cdot ft^2}\right]\cdot(25{,}4\cdot 10^{-3})\left[\frac{m}{in}\right]\cdot$$

$$\cdot\left(\frac{1}{100}\right)^2\left[\frac{m}{cm}\right]^2\cdot\left(\frac{1}{365}\right)\left[\frac{años}{día}\right]\cdot\left(\frac{1}{24}\right)\left[\frac{día}{h}\right]\cdot$$

$$\cdot\left(\frac{1}{3600}\right)\left[\frac{h}{s}\right]\cdot(2{,}207)\left[\frac{lb}{kg}\right]\cdot\left(\frac{1}{0{,}3048}\right)\left[\frac{ft}{m}\right]^2 =$$

$$= 1{,}148\cdot 10^{-11}\left[\frac{m}{s^2\cdot kg}\right]$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-09
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Jarabo QT-1 Teoría, ejemplo
Notas	

Curso								
Número								

El calor perdido por convección y radiación a la atmósfera viene dado por la fórmula:

$$\frac{q}{A} = 3{,}57 \frac{\Delta T^{1{,}25}}{D_o^{0{,}25}}$$

donde:

q: Caudal de calor [kcal/h]

A: Área de la tubería [m^2]

ΔT: Diferencia de temperatura entre pared y medio ambiente [ºC]

D_o: Diámetro externo de la tubería [cm]

Transformar esta ecuación para expresar ΔT en ºF.

Nota:

1 ºF = (5/9) ºC

$$\frac{q}{A} = 1{,}983 \; \frac{\Delta T^{1{,}25}}{D_o^{0{,}25}}$$

La transformación de la ecuación implica la conversión de las unidades de la constante:

$$C = \frac{q}{A} \frac{D_o^{0,25}}{\Delta T^{1,25}} = (3,57) \left[\frac{kcal}{h \cdot m^2}\right] \left[\frac{cm^{0,25}}{^\circ C^{1,25}}\right]$$

Como la única magnitud que se transforma es la temperatura:

$$1\,^\circ F = \frac{5}{9}\,^\circ C$$

se tendrá:

$$C = (3,57) \left[\frac{kcal}{h \cdot m^2}\right] \left[\frac{cm^{0,25}}{^\circ C^{1,25}}\right] \cdot \left(\frac{5}{9}\right)^{1,25} \left[\frac{^\circ C}{^\circ F}\right]^{1,25} =$$

$$= 1,983 \left[\frac{kcal}{h \cdot m^2}\right] \left[\frac{cm^{0,25}}{^\circ F^{1,25}}\right]$$

y la ecuación se expresará de la forma:

$$\frac{q}{A} = 1,983 \frac{\Delta T^{1,25}}{D_o^{0,25}}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-10
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Jarabo QT-1, problema 25
Notas	

Curso								
Número								

En los procesos de sedimentación de partículas en fluidos, la fuerza ejercida sobre una partícula obedece a la siguiente ecuación:

$$F_D = 0{,}055\ U_t \cdot D_p^2 \cdot \rho$$

siendo:

F_D: Fuerza [lbf]

U_t: Velocidad de la partícula [ft/s]

D_p: Diámetro de la partícula [ft]

ρ: Densidad [lb/ft^3]

Transformar la ecuación al sistema internacional utilizando las equivalencias necesarias y teniendo en cuenta que 1 lbf = 4,4482 N.

$$F_D = 9{,}82 \; u_t \cdot D_p^{\,2} \cdot \rho$$

La constante tiene las unidades del sistema inglés:

$$K = \frac{F_D}{u_t \, D_p^2 \, \rho} = 0{,}055 \; \frac{[lbf]}{\left[\frac{ft}{s}\right][ft]^2\left[\frac{lb}{ft^3}\right]}$$

Según las tablas de factores de conversión:

$$1\,ft = 0{,}3048\,m$$
$$1\,lb = 0{,}453\,kg \quad \text{y además} \quad 1\,lbf = 4{,}4482\,N$$

La constante tendrá, pues, el valor en las unidades del SI:

$$K = (0{,}055) \; \frac{[lbf]}{\left[\frac{ft}{s}\right][ft]^2\left[\frac{lb}{ft^3}\right]} \cdot (4{,}4482)\left[\frac{N}{lbf}\right] \cdot$$

$$\cdot \left(\frac{1}{0{,}3048}\right)\left[\frac{ft}{m}\right] \cdot \left(\frac{1}{0{,}3048}\right)^2\left[\frac{ft}{m}\right]^2 \cdot \left(\frac{1}{0{,}453}\right)\left[\frac{lb}{kg}\right] \cdot (0{,}3048)^3$$

$$\left[\frac{m}{ft}\right]^3 =$$

$$= 9{,}82 \left[\frac{N \cdot s}{kg}\right]$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-11
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Jarabo QT-1, problema 26
Notas	

Curso								
Número								

Según Wierz, la cantidad de vapor de agua que pasa por un tubo puede calcularse mediante la siguiente expresión:

$$\frac{P_2^{1,9375} - P_1^{1,9375}}{L} = 0{,}00012 \frac{W^{1,853}}{D^{4,987}}$$

siendo:

P_i: Presiones en los extremos del tubo [lbf/in^2]

L: Longitud del tubo [ft]

D: Diámetro del tubo [in]

W: Caudal másico del vapor [lb/h]

Obtener una ecuación equivalente en la que todas las variables se expresen en el Sistema Internacional de Unidades.

Nota:

1 psi = 6.940 N/m^2

$$\frac{P_2^{1,9375} - P_1^{1,9375}}{L} = 1.996 \frac{W^{1,853}}{D^{4,987}}$$

La constante tiene las unidades del sistema inglés:

$$A = \frac{(\Delta P)^{1,935}}{L} \frac{D^{4,987}}{W^{1,853}} = 0,0012 \frac{\left[\frac{lbf}{in^2}\right]^{1,935}}{[ft]} \cdot \frac{[in]^{4,987}}{\left[\frac{lb}{h}\right]^{1,853}}$$

Según las tablas de factores de conversión:

$1\ ft = 0,3048\ m$

$1\ in = 25,4\ mm$

$1\ lb = 0,453\ kg$

y además: $1\ \frac{lbf}{in^2} = 6,94 \cdot 10^3\ \frac{N}{m^2}$

La constante tendrá, pues, el valor en las unidades del SI:

$$A = (0,00012) \frac{\left[\frac{lbf}{in^2}\right]^{1,935}}{[ft]} \cdot \frac{[in]^{4,987}}{\left[\frac{lb}{h}\right]^{1,853}} \cdot (6,94 \cdot 10^3)^{1,935} \left[\frac{\frac{N}{m^2}}{\frac{lbf}{in^2}}\right]^{1,935}$$

$$\cdot \left(\frac{1}{0,3048}\right) \left[\frac{ft}{m}\right] \cdot (25,4 \cdot 10^{-3})^{4,987} \left[\frac{m}{in}\right]^{4,987} \cdot \left(\frac{1}{0,453}\right)^{1,853} \cdot$$

$$\cdot \left[\frac{lb}{kg}\right]^{1,853} \cdot (3600)^{1,853} \left[\frac{s}{h}\right]^{1,853} =$$

$$= 1,996 \frac{\left[\frac{N}{m^2}\right]^{1,935} [m]^{4,987}}{[m] \left[\frac{kg}{s}\right]^{1,853}}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-12
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Costa López, ejemplo 3.3, pg. 104
Notas	Jarabo QT-1, problema 27

Curso								
Número								

En los procesos de filtración a presión constante, el volumen de líquido filtrado está relacionado con el tiempo de filtración por la ecuación:

$$V^2 = \frac{2\,A^2\,\Delta P\,(1 - M \cdot S)}{\mu \cdot \rho \cdot S \cdot \alpha}\,\theta$$

siendo:

V: Volumen de filtrado [ft^3]

A: Área filtrante [ft^2]

ΔP: Diferencia de presión [lbf/in^2]

S: Fracción másica del sólido en la suspensión

M: Relación entre el peso de la torta húmeda y el peso de la torta seca

θ: Tiempo de filtración [s]

μ: Viscosidad del líquido [lb/(ft·s)]

ρ: Densidad del líquido [lb/ft^3]

α: Resistencia específica de la torta de material sólido [s^2/lb]

Se desea transformar la ecuación para poder emplear las siguientes unidades:

V en cm^3 A en cm^2 ΔP en atm

μ en cP ρ en g/cm^3 α en s^2/g

Nota:

1 atm = 14,606 psi

$$V^2 = 1424{,}39 \frac{A^2 \Delta P (1 - M \cdot S)}{\mu \cdot \rho \cdot S \cdot \alpha} \cdot \theta$$

La constante tiene las unidades del sistema inglés (teniendo en cuenta que el contenido del paréntesis es adimensional):

$$C = \frac{V^2 \mu \rho S \alpha}{A^2 \Delta P \theta} = 2 \; \frac{[ft^3]^2 \left[\frac{lb}{ft \cdot s}\right]\left[\frac{lb}{ft^3}\right][-]\left[\frac{s^2}{lb}\right]}{[ft^2]^2 \left[\frac{lbf}{in^2}\right][s]}$$

Según las tablas de factores de conversión:

$1\,ft = 0{,}3048\,m = 30{,}48\,cm$

$1\,lb = 0{,}453\,kg = 453\,g$

} además:

$1\,atm = 14{,}606 \; \frac{lbf}{in^2}$

$1\,cP = 10^{-2} \; \frac{g}{cm \cdot s}$

La constante tendrá, pues, el valor en las unidades deseadas:

$$C = (2) \; \frac{[ft^3]^2 \left[\frac{lb}{ft \cdot s}\right]\left[\frac{lb}{ft^3}\right]\left[\frac{s^2}{lb}\right]}{[ft^2]^2 \left[\frac{lbf}{in^2}\right][s]} \cdot (30{,}48)^6 \left[\frac{cm}{ft}\right]^6 \cdot$$

$$\cdot (453)\left[\frac{g}{lb}\right] \cdot \left(\frac{1}{30{,}48}\right)\left[\frac{ft}{cm}\right] \cdot \left(\frac{1}{10^{-2}}\right)\left[\frac{cP}{\frac{g}{cm \cdot s}}\right] \cdot (453)\left[\frac{g}{lb}\right] \cdot$$

$$\cdot \left(\frac{1}{30{,}48}\right)^3 \left[\frac{ft}{cm}\right]^3 \cdot \left(\frac{1}{453}\right)\left[\frac{lb}{g}\right] \cdot \left(\frac{1}{30{,}48}\right)^4 \left[\frac{ft}{cm}\right]^4 (14{,}606)\left[\frac{\frac{lbf}{in^2}}{atm}\right] =$$

$$= 1.424{,}39 \; \frac{[m^3]^2 [cP]\left[\frac{kg}{m^3}\right]\left[\frac{s^2}{kg}\right]}{[cm^2]^2 [atm][s]}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-13
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Felder 2ª, problema 14, pg. 37
Notas	

Curso								
Número								

¿Es la ecuación siguiente dimensionalmente correcta?

$$\Delta P = 14 \frac{L \cdot v \cdot \mu}{D^2}$$

En esta ecuación:

ΔP: Caída de presión [lbf/ft^2]

L: Longitud del tubo [ft]

v: Velocidad del fluido [ft/s]

μ: Viscosidad del fluido [lb/(ft·s)]

D: Diámetro del tubo [ft]

Si es así ¿son consistentes las unidades? Y si no ¿qué factor debe añadirse del lado derecho de la ecuación para que sea consistente?

Las unidades no son consistentes. Hay que multiplicar el segundo miembro de la ecuación por el factor dimensional

$$0{,}03 \quad \frac{lbf}{lb \cdot \frac{ft}{s^2}}$$

La ecuación será dimensionalmente correcta si el segundo miembro tuviera las mismas dimensiones que el primero, o sea, lbf/ft^2.

El segundo miembro tiene las dimensiones:

$$14\ \frac{L\,[ft]\,v\,\left[\frac{ft}{s}\right]\,\mu\left[\frac{lb}{ft\cdot s}\right]}{D^2\,[ft]^2} = 14\left[\frac{lb}{ft\cdot s^2}\right]$$

Para que las unidades coincidan, habrá que introducir una constante C, que tendrá las unidades:

$$14\left[\frac{lb}{ft\cdot s^2}\right] = 14\left[\frac{lb}{ft\cdot s^2}\right]\cdot C\left[\frac{lbf\cdot s^2}{lb\cdot ft}\right] =$$

$$= 14\,C\left[\frac{lbf}{ft^2}\right]$$

Si se tiene en cuenta que en el sistema ingenieril inglés:

$$g_c = 32,174\ \frac{lb\cdot \frac{ft}{s^2}}{lbf}$$

se tendrá que

$$C = \frac{1}{g_c} = \frac{1}{32,174} = 0,03\ \frac{lbf}{lb\cdot\frac{ft}{s^2}}$$

Así, pues:

$$DP\left[\frac{lbf}{ft^2}\right] = (14)(0,03)\ \frac{L\cdot v\cdot\mu}{D^2} = 0,435\ \frac{L\cdot v\cdot\mu}{D^2}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-14
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Felder 2ª, problema 15, pg. 37
Notas	

Curso								
Número								

El número de Prandtl es un grupo adimensional importante en los cálculos de transferencia de calor. Se define como:

$$Pr = \frac{C_p \cdot \mu}{k}$$

donde

C_p: Capacidad calorífica del fluido

μ: Viscosidad del fluido

k: Conductividad térmica del fluido

Calcular el número de Prandtl para un fluido particular con:

$$C_p = 0{,}583 \ \frac{J}{g \cdot {}^{o}C}$$

$$\mu = 1.936 \ \frac{lb}{ft \cdot h}$$

$$k = 0{,}286 \ \frac{W}{m \cdot {}^{o}C}$$

$$P_r = 1.632,58$$

Como se trata de un módulo adimensional, se transformarán todas las propiedades al mismo sistema de unidades.

Según las tablas de factores de conversión:

$1\ kg = 2,203\ lb$

$1\ ft = 0,3048\ m$

$$C_p = (0,583)\left[\frac{J}{g\cdot °C}\right]\cdot(1.000)\left[\frac{g}{kg}\right] = 583\left[\frac{J}{kg\ °C}\right]$$

$$\mu = (1936)\left[\frac{lb}{ft\cdot h}\right]\left(\frac{1}{2,203}\right)\left[\frac{kg}{lb}\right]\cdot\left(\frac{1}{0,3048}\right)\left[\frac{ft}{m}\right]\cdot$$

$$\cdot\left(\frac{1}{3600}\right)\left[\frac{h}{s}\right] = 0,8\left[\frac{kg}{m\cdot s}\right]$$

$$k = (0,286)\left[\frac{W}{m\cdot °C}\right] = (0,286)\left[\frac{J}{s\cdot m\cdot °C}\right]$$

Por tanto:

$$\gamma_r = \frac{C_p\cdot\mu}{k} = \frac{(583)(0,8)}{(0,286)} = 1.632,58$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-15
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Felder 2ª, problema 16, pg. 37
Notas	

Curso								
Número								

El número de Reynolds es un grupo adimensional definido para un fluido que se desplaza en un tubo como:

$$Re = \frac{D \cdot v \cdot \rho}{\mu}$$

donde:

D: Diámetro del tubo

v: Velocidad del fluido

ρ: Densidad del fluido

μ: Viscosidad del fluido

Cuando el valor del número de Reynolds es menor de 2.100, el flujo es laminar: el fluido se mueve en corrientes suaves. Para números de Reynolds por encima de 2.100, el flujo es turbulento: existe una fuerte agitación interna.

La metil-etil-cetona (MEC) fluye a una temperatura de 20ºC en las siguientes condiciones:

$$D = 2{,}067\ in$$
$$v = 0{,}048\ \frac{ft}{s}$$
$$\rho = 0{,}805\ \frac{g}{cm^3}$$
$$\mu = 0{,}43\ cP$$

Determinar si el flujo es laminar o turbulento.

Nota:

1 cP = 0,001 kg/(m·s)

$Re = 1.435$

Como $Re < 2.100$, el flujo es laminar.

Como se trata de un módulo adimensional, se transformarán todas las propiedades al mismo sistema de unidades.

Según las tablas de factores de conversión:

$1\,in = 25{,}4\,mm$

$1\,ft = 0{,}3048\,m$

$$D = (2{,}067)\left[in\right]\cdot(25{,}4\cdot10^{-3})\left[\frac{m}{in}\right] = 5{,}25\cdot10^{-2}\left[m\right]$$

$$\nu = (0{,}048)\left[\frac{ft}{s}\right]\cdot(0{,}3048)\left[\frac{m}{ft}\right] = 1{,}46\cdot10^{-2}\left[\frac{m}{s}\right]$$

$$\rho = (0{,}805)\left[\frac{g}{cm^3}\right]\cdot\left(\frac{1}{1.000}\right)\left[\frac{kg}{g}\right]\cdot(10^6)\left[\frac{cm^3}{m^3}\right] = 805\left[\frac{kg}{m^3}\right]$$

$$\mu = (0{,}43)\left[cP\right]\cdot(10^{-3})\left[\frac{\frac{kg\cdot m}{s}}{cP}\right] = 4{,}3\cdot10^{-4}\left[\frac{kg}{m\cdot s}\right]$$

Por tanto:

$$Re = \frac{D\cdot\nu\cdot\rho}{\mu} = \frac{(5{,}25\cdot10^{-2})(1{,}46\cdot10^{-2})(805)}{(4{,}3\cdot10^{-4})} =$$

$$= 1.435$$

Como $Re < 2.100$ el flujo es LAMINAR.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-16
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Himmelblau 6ª, problema 1.20, pg. 79
Notas	

Curso								
Número								

El American Petroleum Institute ha publicado una correlación para determinar las emisiones de hidrocarburos de tanques de almacenamiento de techo fijo ("Evaporation from Fixed Roof Tanks", *API Bulletin* 2518, ,junio de 1962):

$$L_Y = \frac{24}{1.000}\left(\frac{P}{14{,}7 - P}\right)^{0{,}68} D^{1{,}73}\, H^{0{,}51}\, T^{0{,}50}\, F_p\, C$$

donde:

L_Y: Emisiones de respiración [bbl/año]

P: Presión de vapor verdadera a la temperatura del contenido [psia]

D: Diámetro del tanque [ft]

H: Altura [ft]

T: Altura vacía media del tanque corregida por el volumen del techo [ft]

F_P: factor de pintura (una función de la edad y el color de la pintura que cubre el exterior del tanque) [adimensional]

C: Factor de ajuste [adimensional]

Para tanques de más de 30 ft de diámetro:

$$C = 1$$

Para tanques más pequeños:

$$C = -0{,}00132\ D^2 + 0{,}07714\ D - 0{,}13344$$

¿Es dimensionalmente consistente la ecuación de emisiones?

La ecuación de emisiones es dimensionalmente consistente si la constante de su segundo miembro tiene las dimensiones:

$$\frac{bbl}{año \cdot ft^{2,74}}$$

Si se analiza la ecuación se tendrá:

F_p y C son adimensionales por definición

$\left(\frac{P}{14,7-P}\right)$ ha de ser adimensional por coherencia interna

Por tanto, si se denomina:

$$K = \frac{24}{1.000}$$

se puede determinar las dimensiones de esta constante de la forma:

$$K = \frac{L_Y}{D^{1,73} \cdot H^{0,54} T^{0,50}} \left[\frac{\frac{bbl}{año}}{ft^{1,73} \cdot ft^{0,51} \cdot ft^{0,5}}\right] = \left[\frac{bbl}{año \cdot ft^{2,74}}\right]$$

Por tanto, para que la ecuación sea dimensionalmente consistente, la constante que aparece en ella tiene que tener las unidades indicadas.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-17
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Himmelblau 6ª, problema 1.23, pg. 80
Notas	

Curso								
Número								

En 1916 Nusselt dedujo una relación teórica para predecir el coeficiente de transferencia de calor entre un vapor saturado puro y una superficie más fría:

$$h = 0{,}943 \left(\frac{k^3 \cdot \rho^2 \cdot g \cdot \lambda}{L \cdot \mu \cdot \Delta T} \right)^{\frac{1}{4}}$$

donde:

- h: Coeficiente medio de transferencia de calor [Btu/(h·ft^2·ºF)]
- k: Conductividad térmica [Btu/(h·ft·ºF)]
- ρ: Densidad [lb/ft^3]
- g: Aceleración debida a la gravedad [ft/h^2]
- λ: Cambio de entalpía [Btu/lb]
- L: Longitud del tubo [ft]
- ΔT: Diferencia de temperatura [ºF]

¿Qué unidades tiene la constante 0,943?

La constante 0,943 es adimensional.

La constante deberá tener unas unidades tales que hagan la ecuación dimensionalmente homogénea. Por tanto, si se denomina A a dicha constante:

$$A = h\left[\frac{Btu}{h\cdot ft^2\cdot {}^\circ F}\right]\left[\frac{L[ft]\cdot \mu\left[\frac{lb}{h\cdot ft}\right]\cdot \Delta T[{}^\circ F]}{k^3\left[\frac{Btu^3}{h^3\cdot ft^3\cdot {}^\circ F^3}\right]\cdot \rho^2\left[\frac{lb^2}{ft^6}\right]\cdot g\left[\frac{ft}{h^2}\right]\cdot \lambda\left[\frac{Btu}{lb}\right]}\right]^{1/4}$$

$$= \left[\frac{Btu}{h\cdot ft^2\cdot {}^\circ F}\right]\cdot\left[\frac{h^4\cdot ft^8\cdot {}^\circ F^4}{Btu^4}\right]^{1/4} =$$

$$= \left[\frac{Btu}{h\cdot ft^2\cdot {}^\circ F}\right]\cdot\left[\frac{h\cdot ft^2\cdot {}^\circ F}{Btu}\right] = [-]$$

Por tanto, la constante 0,943 de la ecuación es ADIMENSIONAL.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-18
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Costa 1, problema 3.3, pg 162
Notas	

Curso								
Número								

Para el cálculo del coeficiente individual de transferencia de materia, k_g, a través de la fase gaseosa se ha obtenido experimentalmente, en una columna de laboratorio de esferas y cilindros de área interfacial conocida, la ecuación:

$$k_g = 14{,}04\ V_R^{2/3} \cdot a_s^{1/2} \cdot I_m^3$$

en la que:

- k_g Coeficiente individual de transferencia de materia a través de la fase gaseosa [kg/(h·m^2·atm)]
- V_R: Velocidad relativa entre las fases gaseosa y líquida [m/s]
- a_s: Superficie específica del relleno [m^2/m^3]
- I_m: Factor de impulsión [adimensional]

Transformar dicha ecuación para que pueda utilizarse con las magnitudes expresadas en las siguientes unidades:

k_g en lb/(h·ft^2·mmHg) V_R en ft/s a_s en ft^2/ft^3

$$k_g = 3,11 \cdot 10^{-3} \; V_R^{2/3} \cdot a_s^{1/2} \cdot \bar{I}_m^3$$

La transformación de la ecuación implica la conversión de las unidades de la constante.

$$A = \frac{kg}{V_R^{2/3}\, a_s^{1/2}\, I_m} = (14{,}04)\ \frac{\left[\frac{kg}{h \cdot m^2 \cdot atm}\right]}{\left[\frac{m}{s}\right]^{2/3}\left[\frac{m^2}{m^3}\right]^{1/2}[-]} =$$

$$= (14{,}04)\left[\frac{kg\ s^{2/3}}{h \cdot atm \cdot m^{13/6}}\right]$$

Según las tablas de factores de conversión:

1 kg = 2,207 lb

1 ft = 0,3048 m

1 atm = 760 mm Hg

La constante tendrá, pues, el valor en las unidades deseadas:

$$A = (14{,}04)\left[\frac{kg \cdot s^{2/3}}{h \cdot atm \cdot m^{13/6}}\right] \cdot (2{,}207)\left[\frac{lb}{kg}\right] \cdot$$

$$\cdot \left(\frac{1}{760}\right)\left[\frac{atm}{mm\ Hg}\right] \cdot (0{,}3048)^{13/6}\left[\frac{m}{ft}\right]^{13/6} =$$

$$= 3{,}11 \cdot 10^{-3}\left[\frac{lb \cdot s^{2/3}}{h \cdot atm \cdot ft^{13/6}}\right]$$

La ecuación queda:

$$kg = 3{,}11 \cdot 10^{-3}\, V_R^{2/3} \cdot a_s^{1/2}\, I_m^3$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-19
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Costa 1, problema 3.4, pg 162
Notas	

Curso								
Número								

Para la determinación del coeficiente de transmisión de calor individual a través de un sólido en contacto con la pared de un lecho fluidizado, Wen y Fau han propuesto la siguiente ecuación empírica :

$$h = 11{,}6\ k \cdot (C_s \cdot \rho_s)^{0{,}4} \cdot \left(\frac{G \cdot \eta}{\mu \cdot N_f} \right)^{0{,}36}$$

en la que h es el coeficiente de transmisión de calor [Btu/(h·ft^2·ºF)], k es la conductividad térmica del fluido [Btu/(h·ft·ºF)], C_s es la capacidad calorífica del sólido [Btu/(lb·ºF)], ρ es la densidad del sólido [lb/ft^3], G es la velocidad másica del fluido [lb/(h·ft^2)], η es la eficacia de la fluidización [adimensional], μ es la viscosidad del fluido [lb/(h·ft)] y N_f es la razón de expansión del lecho [adimensional].

Obtener una ecuación equivalente en la que todas las variables se expresen en el Sistema Internacional de Unidades.

Nota:

1 ºF = (5/9) K

$$h = 0{,}2912\ (G_S \cdot \rho_S)^{0{,}4} \cdot \left(\frac{G \cdot z}{\mu \cdot N_f}\right)^{0{,}36}$$

La constante tiene las unidades en el sistema inglés:

$$A = \frac{h}{k(c_s \rho_s)^{0,4}} \cdot \left(\frac{\mu N_t}{G \mu}\right)^{0,36} = (11,6) \frac{\left[\frac{Btu}{h \cdot ft^2 \cdot °F}\right]}{\left[\frac{Btu}{h \cdot ft \cdot °F}\right]\left[\frac{Btu}{lb \cdot °F}\right]^{0,4}\left[\frac{lb}{ft^3}\right]^{0,4}}$$

$$\cdot \frac{\left[\frac{lb}{h \cdot ft}\right]^{0,36}\left[-\right]}{\left[\frac{lb}{h \cdot ft^2}\right]^{0,36}\left[-\right]} =$$

$$= 11,6 \left[\frac{ft^{0,56}\, °F^{0,4}}{Btu^{0,4}}\right]$$

Según las tablas de factores de conversión:

$1\ Btu = 1054,19\ J$
$1\ ft = 0,3048\ m$ y además $1\ °F = \frac{5}{9}\ K$

La constante tendrá, pues, el valor en unidades del S.I.:

$$A = (11,6)\left[\frac{ft^{0,56}\, °F^{0,4}}{Btu^{0,4}}\right] \cdot \left(\frac{1}{1054,19}\right)^{0,4}\left[\frac{Btu}{J}\right]^{0,4} \cdot$$

$$\cdot (0,3048)^{0,56}\left[\frac{m}{ft}\right]^{0,56} \cdot \left(\frac{5}{9}\right)^{0,4}\left[\frac{K}{°F}\right]^{0,4}$$

$$= 0,2912 \left[\frac{m^{0,56}\, K^{0,4}}{J^{0,4}}\right]$$

La ecuación queda:

$$h = 0,2912 \left(c_s \cdot \rho_s\right)^{0,4} \cdot \left(\frac{G \cdot \eta}{\mu \cdot N_t}\right)^{0,36}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-20
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Calleja, ejemplo 5.1, pg. 92
Notas	

Curso								
Número								

El tiro teórico de una chimenea puede calcularse mediante la ecuación dimensional:

$$\Delta P = 0{,}256\ h \cdot P \cdot \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T_c} \right)$$

donde ΔP es el tiro o diferencia de presión en pulgadas de agua [in], h la altura de la chimenea en pies [ft], P la presión barométrica en pulgadas de mercurio [in Hg], T la temperatura ambiental en grados Rankine y T_c la temperatura media en el interior de la chimenea en grados Rankine.

Calcular el tiro teórico de una chimenea de 45 metros de altura que se encuentra a una temperatura media interna es de 260 ºC y una temperatura exterior de 20 ºC, la presión barométrica es de 750 mm de Hg.

Nota:

1 ºR = (5/9) K

$$\Delta P = 0{,}952 \ [\text{in } H_2O]$$

Como se trata de una ecuación dimensional, se transformarán las condiciones del problema en las unidades de la ecuación.

Según las tablas de factores de conversión:

$1\ ft = 0{,}3048\ m$

$1\ in = 25{,}4\ mm$ y además $1\ ^\circ R = \frac{5}{9}\ K$

$$h = (45)\,[m]\cdot\left(\frac{1}{0{,}3048}\right)\left[\frac{ft}{m}\right] = 147{,}64\ [ft]$$

$$P = (750)\,[mm\ Hg]\cdot\left(\frac{1}{25{,}4}\right)\left[\frac{in\ Hg}{mm\ Hg}\right] = 29{,}53\ [in\ Hg]$$

$$T = (20)\,[^\circ C] = (20+273{,}16)[K]\cdot\left(\frac{9}{5}\right)\left[\frac{^\circ R}{K}\right] =$$

$$= 527{,}69\ ^\circ R$$

$$T_c = (260)\,[^\circ C] = (260+273{,}16)[K]\cdot\left(\frac{9}{5}\right)\left[\frac{^\circ R}{K}\right] =$$

$$= 959{,}69\ ^\circ R$$

Sustituyendo en la ecuación dimensional:

$$\Delta P\,[in\ H_2O] = (0{,}256)(147{,}64)(29{,}53)\left(\frac{1}{527{,}69} - \frac{1}{959{,}69}\right) =$$

$$= 0{,}952$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ01-21
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Conceptos fundamentales
Materia	Homogeneidad dimensional
Referencia	Calleja, ejemplo 5.2, pg. 93
Notas	

Curso								
Número								

Para calcular el coeficiente de transmisión de calor de un líquido orgánico que circula perpendicularmente a un conjunto de tubos puede emplearse la ecuación:

$$h = b \frac{V_{máx}^{0,6}}{D_o^{0,4}}$$

donde b es una constante que tiene un valor de 0,408 si en la ecuación se emplean unidades del Sistema Inglés, $V_{máx}$ en ft/h y el diámetro externo de los tubos, D_o, en ft, obteniéndose h en las unidades Btu/(h·ft·ºF).

Calcular el valor que debería tener la constante b, para poder emplear la ecuación con $V_{máx}$ y D_o en unidades del Sistema Internacional [m/s] y [m] respectivamente y obtener el coeficiente de transmisión de calor, h, en J/(m^2·s·K).

Nota:

1 ºF = 5/9 ºC

1 J = 9,486·10^{-6} Btu

$$5 = 399,48$$

La constante tiene las unidades en el Sistema Inglés:

$$b = \frac{h\, D_0^{0,4}}{V_{max}^{0,6}} = 0,408 \left[\frac{Btu}{h \cdot ft^2 \cdot ºF}\right] [ft]^{0,4} \left[\frac{h}{ft}\right]^{0,6}$$

Según las tablas de factores de conversión:

$1\ ft = 0,3048\ m$ y además: $1\ ºF = \frac{5}{9}\ ºC$

$1\ J = 9,486 \cdot 10^{-4}\ Btu$

La constante tendrá, pues, el valor en unidades del S.I.:

$$b = (0,408)\left[\frac{Btu}{h \cdot ft^2 \cdot ºF}\right][ft]^{0,4}\left[\frac{h}{ft}\right]^{0,6} \cdot \left(\frac{1}{9,486 \cdot 10^{-4}}\right)\left[\frac{J}{Btu}\right] \cdot$$

$$\cdot \left(\frac{1}{3600}\right)\left[\frac{h}{s}\right] \cdot \left(\frac{1}{0,3048}\right)^2 \left[\frac{ft}{m}\right]^2 \cdot \left(\frac{9}{5}\right)\left[\frac{ºF}{ºC}\right] \cdot (0,3048)^{0,4}$$

$$\left[\frac{m}{ft}\right]^{0,4} \cdot (3.600)^{0,6}\left[\frac{s}{h}\right]^{0,6} \cdot \left(\frac{1}{0,3048}\right)^{0,6}\left[\frac{ft}{m}\right]^{0,6} =$$

$$= 399,48 \left[\frac{J}{m^2 \cdot s\, ºC}\right][m]^{0,4}\left[\frac{s}{m}\right]^{0,6}$$

Como

$1\ ºC = 1\ K$

el valor de la constante en las unidades del S.I. es:

$$b = 399,48$$

TEMA 2:

BALANCES DE MATERIA

(Físicos)

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-01
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Coulson vol. 6, 2.7
Notas	F. Díaz

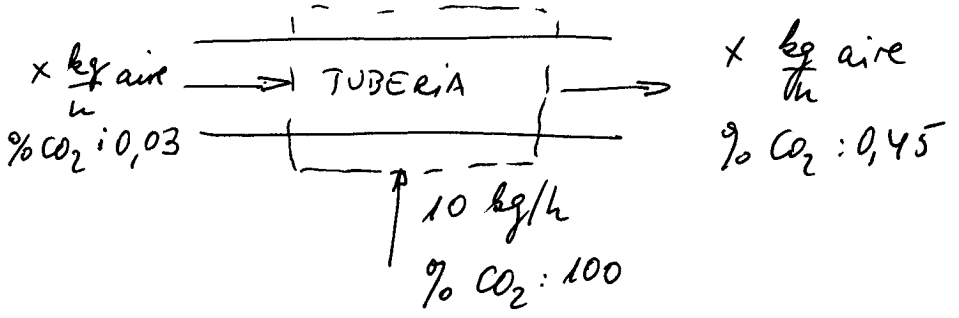
Curso								
Número								

Una corriente de aire circula por una conducción y en un determinado punto de la misma se le inyectan 10 kg/h de CO_2. A suficiente distancia de este punto para que se produzca la mezcla completa, un análisis de la corriente muestra que contiene 0,45% en volumen de CO_2.

Suponiendo que el contenido normal del CO_2 en el aire es de 0,03% en volumen, calcular el caudal del aire, en kg/h.

Caudal de aire = 1.558 $\frac{kg}{h}$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Pesos moleculares:

CO_2 : $12 + (2)(16) = 44$ $\frac{kg}{kmol}$

Aire : $(0,21)(32) + (0,79)(28) =$ $\frac{kg}{kmol}$

Balance de CO_2 (% mols ≡ % volumen):

y = kmol aire

$$(0,0003)y + \frac{10}{40} = (0,0045)y$$

De donde:

$y = 54,11$ kmol aire

$$x = 54,11\,[kmol] \cdot 28,84\left[\frac{kg}{kmol}\right] = 1.558\ kg$$

$x = 1.558$ kg aire $\xrightarrow{B.C.}$ 1.558 $\frac{kg}{h}$ aire

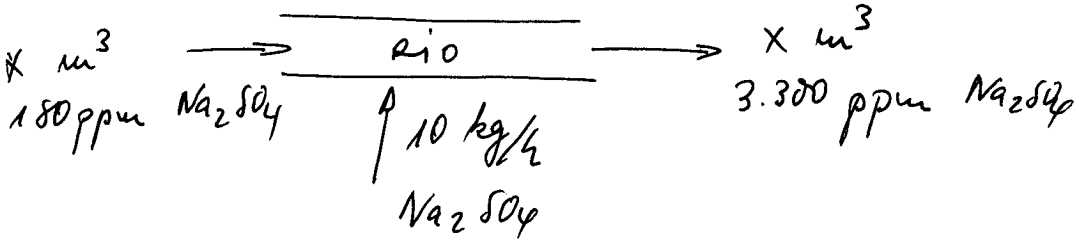
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-02
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Jarabo, QT-1, problema 1
Notas	

Curso								
Número								

El análisis del agua que fluye por un río indica que hay 180 ppm de Na_2SO_4. Si se añaden de forma uniforme 10 kg de Na_2SO_4 a la corriente durante el período de 1 h y el análisis aguas abajo, donde la mezcla ha sido completa, indica que hay 3.300 ppm de Na_2SO_4, ¿cuál es el caudal de agua (m^3/h) que fluye por el río?

Caudal de agua = $3{,}205 \frac{m^3}{h}$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

$$1\,ppm = \frac{1\,parte}{10^6\,partes} = \frac{1\,mg}{1\,kg} \simeq \frac{1\,mg}{l} = 1\,\frac{g}{m^3}$$

Balance de Na_2SO_4:

X: m^3 de disolución (o de agua, ya que está muy diluida)

$$X[m^3] \cdot 180\left[\frac{g}{m^3}\right] + 10.000[g] = X[m^3] \cdot 3.300\left[\frac{g}{m^3}\right]$$

De donde:

$$X = 3{,}205\ m^3 \xrightarrow{B.C.} 3{,}205\ \frac{m^3}{h}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-03
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	F. Díaz
Notas	

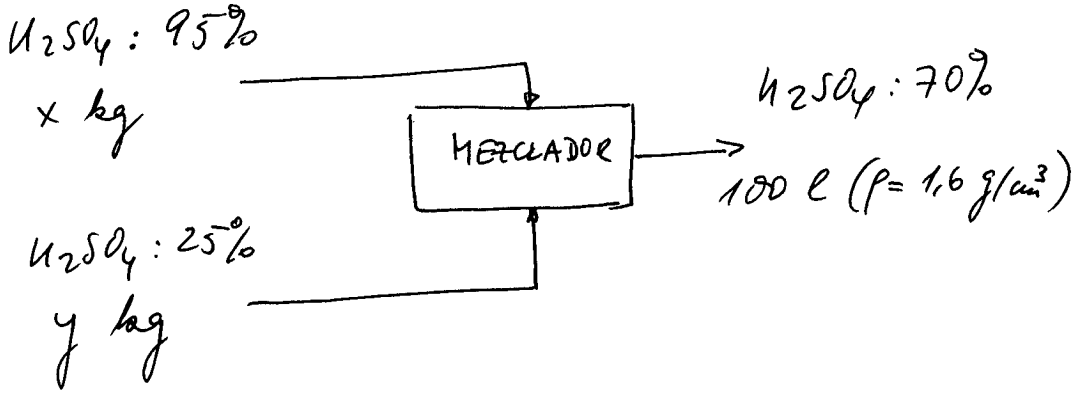
Curso								
Número								

Se necesitan 100 l de una disolución de H_2SO_4 en agua al 70% en peso (ρ = 1,6 g/cm^3) y se dispone de dos disoluciones del mismo ácido, al 95% y al 25% en peso. ¿Qué cantidad (kg) de cada una de estas últimas disoluciones habría que mezclar para obtener el volumen pedido a la concentración del 70% en peso?

Ácido concentrado = 102,86 kg

Ácido diluído = 57,14 kg

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

$$100\ l = 100[l] \cdot 1{,}6\left[\frac{g}{cm^3}\right] \cdot 1.000\left[\frac{cm^3}{l}\right] \cdot \frac{1}{1000}\left[\frac{kg}{g}\right] =$$

$$= 160\ kg$$

Balance total:

$$x + y = 160$$

Balance de H_2SO_4:

$$0{,}95x + 0{,}25y = (0{,}70)(160)$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$x + y = 160$$
$$0{,}95x + 0{,}25y = 112$$

Se obtiene: $x = 102{,}86$ kg ácido concentrado

$y = 57{,}14$ kg ácido diluido

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-04
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

Un recipiente contiene 600 l de una disolución de detergente al 25% en volumen. Se desea reducir la concentración al 20% añadiendo otra disolución del mismo detergente al 5%.

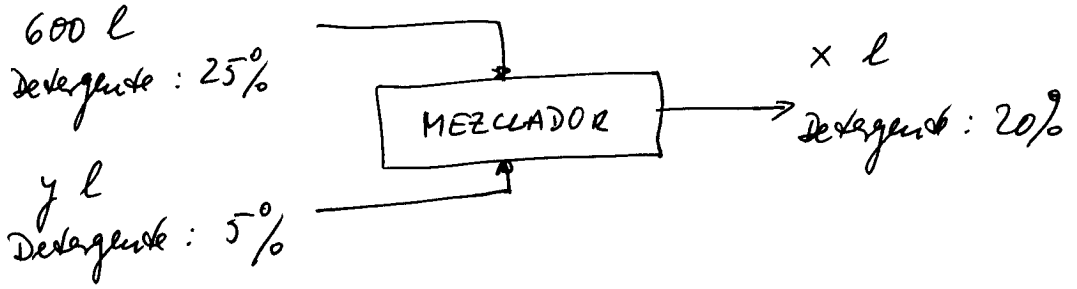
a) ¿Qué volumen (l) de disolución al 5% se debe añadir?

b) ¿Cuál será la concentración final si se añaden 300 l?

a.) Disolución diluida = 200 l

b.) Detergente en la mezcla = 18,3 %

Diagrama de flujo:



Base de cálculo : Ninguna

a.) Balance total:

$$600 + y = x$$

Balance de detergente:

$$(600)(0,25) + y(0,05) = x(0,20)$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones

$$600 + y = x$$

$$150 + 0,05\,y = 0,20\,x$$

se obtiene:

x = 400 l de mezcla

y = 200 l de disolución diluida

b.) Balance total:

$$600 + 300 = x$$

De donde:

$$x = 900$$

Balance de detergente:

$$(600)(0,25) + (300)(0,05) = (900)\,D$$

De donde:

$$D = 0,183 \longrightarrow 18,3\%$$ detergente en la mezcla

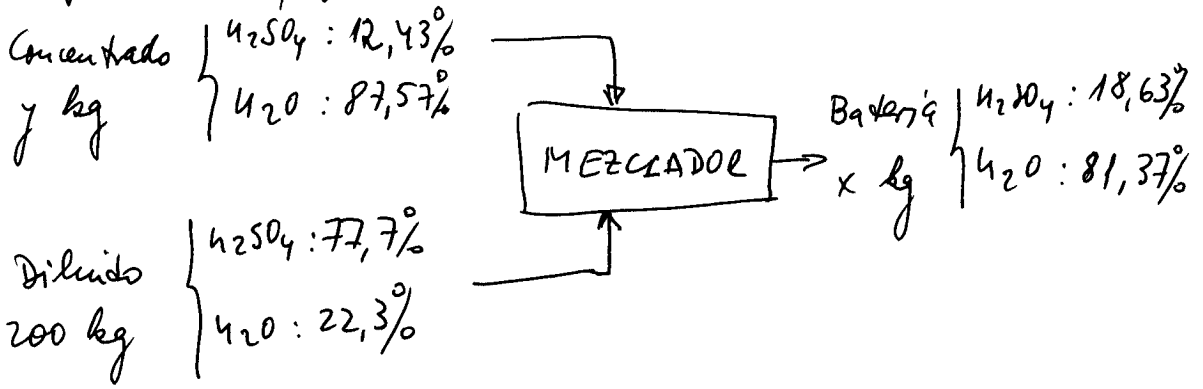
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-05
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 3.7, pg. 167
Notas	

Curso								
Número								

En las estaciones de servicio es preciso añadir ácido sulfúrico diluido a las baterías secas a fin de activarlas. Se desea preparar un lote nuevo de ácido al 18,63% utilizando una disolución más débil que contiene 12,43% de H_2SO_4 (el resto es agua pura) y que se encuentra en un tanque. Si se agregan 200 kg de H_2SO_4 del 77,7% al tanque y la disolución final tiene que ser H_2SO_4 del 18,63%, ¿cuántos kg de ácido de batería se habrán preparado?

Ácido de bateria preparado = 2.110 kg

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

Balance de H_2SO_4:

$$(0,1243)y + (0,777)(200) = (0,1863)x$$

Balance de H_2O:

$$(0,8757)y + (0,223)(200) = (0,8137)x$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$0,1243\,y + 155,4 = 0,1863\,x$$
$$0,8757\,y + 44,6 = 0,8137\,x$$

Se obtiene:

$y = 1.910$ kg ácido dilucido
$x = 2.110$ kg ácido batería

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-06
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

Las cosas iban bien en la planta piloto de la Empresa Farmacéutica Philpott durante el turno de medianoche a 8 a.m., hasta que el operador del reactor dejó el manual de instrucciones demasiado cerca del mechero Bunsen con el cual calentaba el café. La historia terminó cuando el manual de instrucciones, el café y una parte de la manga izquierda de la bata del operador se quemaron completamente.

Al recordar el enfado de su supervisor cuando le telefoneó a medianoche por última vez, decidió confiar en su memoria para continuar la operación sin las instrucciones. Ajustó el caudal del ciclohexano (M = 84 g/mol; ρ = 0,779 g/cm^3) a 11 l/min y el del tetrahidrosinfurol (M = 216 g/mol; ρ = 1,3 g/cm^3) a 5 l/min.

El operador debió haber recordado dos cosas:

1) La fracción másica del THF en el flujo combinado de los reactivos era supuestamente 0,25.

2) Si la fracción molar del THF excede de 0,30 la mezcla de reacción explota.

Así pues:

a) ¿Tenía mala memoria?

b) Si no, ¿se dio cuenta rápidamente de su error?

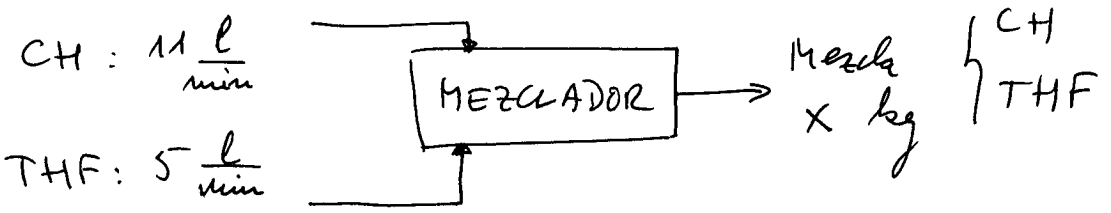
a.) El operador tuvo mala memoria:

THF en flujo combinado = 0,43 en peso

b.) El operador no se dio cuenta de su error:

THF en flujo combinado = 0,23 en moles

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 min

Caudales másicos y molares:

$$CH = 11\,[l] \cdot 0{,}779 \left[\frac{kg}{l}\right] \cdot \frac{1}{84} \left[\frac{kmol}{kg}\right] = 0{,}102\ kmol$$

$$THF = 5\,[l] \cdot 1{,}3 \left[\frac{kg}{l}\right] \cdot \frac{1}{216} \left[\frac{kmol}{kg}\right] = 0{,}03\ kmol$$

Balance total (peso):

$$8{,}569 + 6{,}5 = X$$

De donde:

$$X = 15{,}07\ kg\ mezcla$$

Balance total (mols):

$$0{,}102 + 0{,}03 = X$$

De donde:

$$X = 0{,}132\ kmol\ mezcla$$

Corriente de salida:

$[THF]_{salida} = [THF]_{Entrada}$

$[THF]_{peso} = \frac{6,5}{15,07} = 0,43 \rightarrow 43\%$ peso

$[THF]_{molar} = \frac{0,03}{0,132} = 0,23 \rightarrow 23\%$ mol

Como son cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

a.) El operador tenía mala memoria, ya que con su ajuste, la fracción másica del THF en el flujo combinado fue de 0,43, y no de 0,25 como deseaba.

b.) El operador no se dio cuenta de su error, ya que la fracción molar del THF era de 0,23, aún por debajo del límite de explosión. Si con su error hubiera producido una mezcla de fracción molar mayor que 0,3, se hubiera dado cuenta rápidamente de su error, ya que la mezcla hubiera explotado. Y además no podría haber subsanado el error.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-07
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

Una mezcla de metano y aire puede encenderse sólo si el porcentaje en moles de metano se encuentra entre 5% y 15%. Una mezcla que contiene 9% en moles de metano en aire, con un caudal de 700 kg/h, se diluye con aire puro para reducir la concentración de metano al límite menor de inflamabilidad. Calcular el caudal molar de aire requerido (mol/h) y en porcentaje en masa de oxígeno en el producto gaseoso.

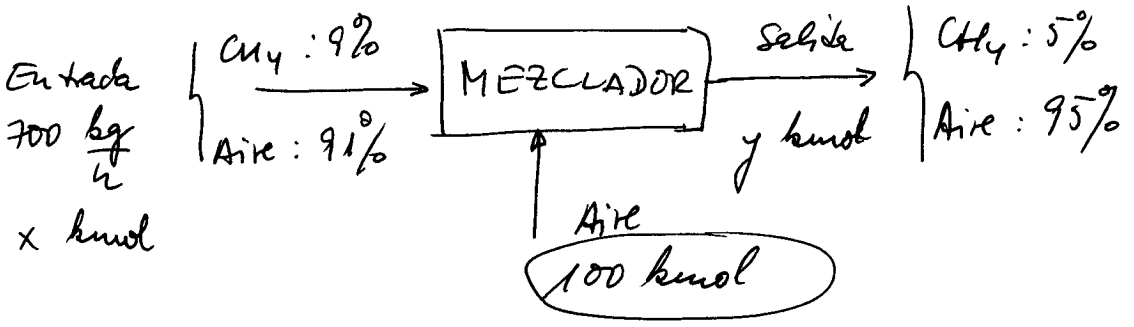
Nota:

Puede considerarse que la masa molecular media del aire es de 29 kg/kmol.

Caudal de aire = 20.122 mol/h

O_2 = 22,6% peso

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol aire

Balance de aire:

$$(0,91)x + 100 = (0,95)y$$

Balance total:

$$x + 100 = y$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$0,91x + 100 = 0,95y$$
$$x + 100 = y$$

Se obtiene:

$x = 125$ kmol entrada

$y = 225$ kmol salida

Transformación de la base de cálculo en las condiciones reals del problema:

Corriente de entrada:

$$CH_4 = 125\,[kmol] \cdot 0{,}09 \cdot 16\left[\frac{kg}{kmol}\right] = 180\ kg\ CH_4$$

$$Aire = 125\,[kmol] \cdot 0{,}91 \cdot 29\left[\frac{kg}{kmol}\right] = 3.298{,}75\ kg\ aire$$

$$Entrada = 180 + 3298{,}75 = 3478{,}75\ kg$$

$$Aire\ necesario: \frac{100\ kmol}{3.478{,}75\ kg\ entrada} \cdot \frac{700\ kg\ entrada}{h} =$$

$$= 20{,}122\ \frac{kmol}{h} = 20.122\ \frac{mol}{h}$$

Corriente de salida:

$$CH_4: 225\,[kmol] \cdot 0{,}05 \cdot 16\left[\frac{kg}{kmol}\right] = 180\ kg\ CH_4$$

$$O_2: 225\,[kmol] \cdot 0{,}95 \cdot 0{,}21 \cdot 32\left[\frac{kg}{kmol}\right] = 1.436{,}40\ kg\ O_2$$

$$N_2: 225\,[kmol] \cdot 0{,}95 \cdot 0{,}79 \cdot 28\left[\frac{kg}{kmol}\right] = 4.728{,}15\ kg\ N_2$$

$$Salida = 180 + 1436{,}40 + 4.728{,}15 = 6.344{,}55\ kg$$

$$O_2\ (\%\ peso) = \frac{1.436{,}40}{6.344{,}55} = 0{,}226 \longrightarrow 22{,}6\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-08
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Thompson, 2-5
Notas	F. Díaz

Curso								
Número								

Un combustible líquido debe contener un 35% de hidrocarburos C_9 y un 65% de hidrocarburos C_{11}. ¿Cuántos moles de un producto ligero (75% de C_9 y 25% de C_{11}) se deben mezclar con un producto pesado (20% de C_9 y 80% de C_{11}) para obtener 100 moles del producto deseado?

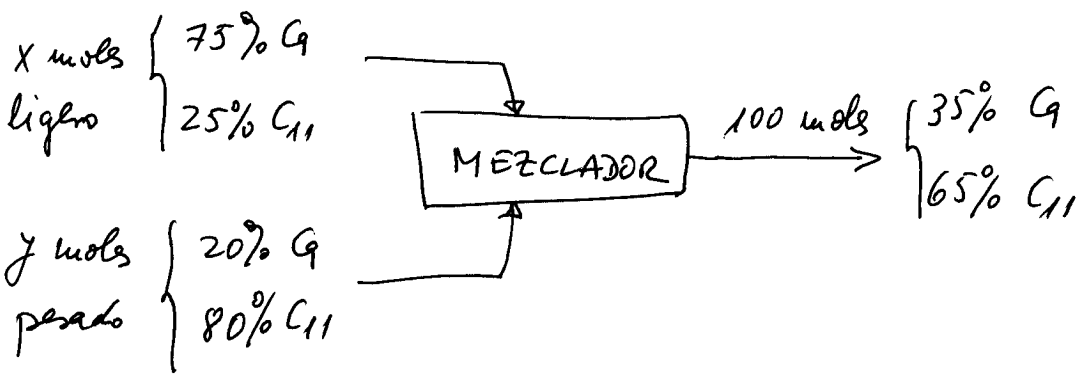
Nota:

Todos los porcentajes están expresados en moles.

Producto ligero = 27,273 moles

Producto pesado = 72,727 moles

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

Balance total:

$$x + y = 100$$

Balance de C9:

$$0{,}75\,x + 0{,}20\,y = (0{,}35)(100)$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$x + y = 100$$

$$0{,}75\,x + 0{,}20\,y = 35$$

Se obtiene:

$x = 27{,}273$ moles de ligero

$y = 72{,}727$ moles de pesado

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-09
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	S. Delgado (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

A un mezclador se alimentan tres corrientes líquidas con los caudales y composiciones siguientes (todas ellas expresadas en peso):

Corriente 1	Corriente 2	Corriente 3
10 kg/s	120 kg/min	7.200 kg/h
A: 10%	A: 30%	
B: 60%		B: 10%
C: 25%		C: 40%
D: 5%	D: 70%	D: 50%

La densidad de las tres corrientes es la misma (ρ = 1,3 kg/m^3) y no cambia. Los pesos moleculares de los componentes son A = 50, B = 60, C = 70 y D = 80 kg/kmol. La corriente de salida se realiza a través de una tubería independiente. Determinar:

a) Caudal másico (kg/s) de la corriente de salida y su composición (% en peso).

b) Caudal volumétrico (m^3/s) de todas las corrientes del sistema.

c) Caudal molar (kmol/s) de la corriente de salida y su composición (% en moles).

d) Concentración de componente A (kmol/m^3) en la corriente de salida.

a.) $S = 14 \frac{kg}{s}$

$\begin{cases} A : 11,4\% \\ B : 44,3\% \\ C : 23,6\% \\ D : 20,7\% \end{cases}$

b.) $E_1 = 7,69 \, m^3/s$

$E_2 = 1,54 \, m^3/s$

$E_3 = 1,54 \, m^3/s$

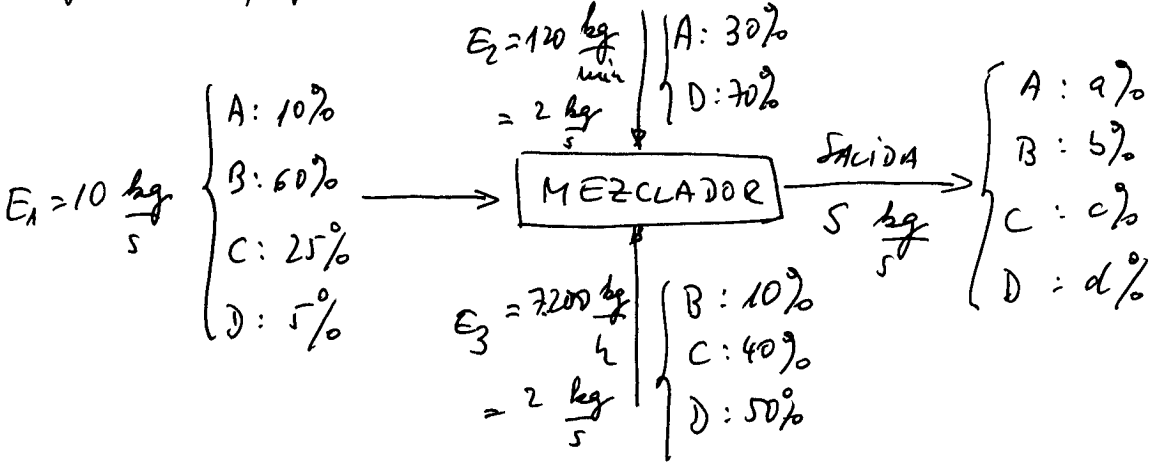
$S = 10,77 \, m^3/s$

c.) $S = 0,218 \frac{kmol}{s}$

$\begin{cases} A : 14,7\% \\ B : 47,2\% \\ C : 21,6\% \\ D : 16,5\% \end{cases}$

d.) $A_S = 2,97 \cdot 10^{-3} \frac{kmol}{m^3}$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

a.) Balance total:

$$10 + 2 + 2 = S$$

De donde:

$$S = 14 \ \frac{kg}{s}$$

Balance de A:

$$(0,10)(10) + (0,30)(2) = a(14)$$

De donde:

$$a = 0,114 \longrightarrow 11,4\%$$

Balance de B:

$$(0,60)(10) + (0,10)(2) = b(14)$$

De donde:

$$b = 0,443 \longrightarrow 44,3\%$$

Balance de C:

$$(0,25)(10) + (0,40)(2) = c(14)$$

De donde:

$$c = 0,236 \longrightarrow 23,6\%$$

Balance de D:

$$(0,05)(10) + (0,70)(2) + (0,50)(2) = d(14)$$

De donde:

$$d = 0,207 \longrightarrow 20,7\%$$

b.) Caudales volumétricos ($\rho = 1,3\ kg/m^3$):

$$E_1 = \frac{10}{1,3} = 7,69\ \frac{m^3}{s}$$

$$E_2 = E_3 = \frac{2}{1,3} = 1,54\ \frac{m^3}{s}$$

$$S = \frac{14}{1,3} = 10,77\ \frac{m^3}{s}$$

c.) Corriente de salida:

$$A: (14)(0,114)\left[\frac{kg}{s}\right] \cdot \frac{1}{50}\left[\frac{kmol}{kg}\right] = 0,032\ \frac{kmol}{s}$$

$$B: (14)(0,443)\left[\frac{kg}{s}\right] \cdot \frac{1}{60}\left[\frac{kmol}{kg}\right] = 0,103\ \frac{kmol}{s}$$

$$C: (14)(0,236)\left[\frac{kg}{s}\right] \cdot \frac{1}{70}\left[\frac{kmol}{kg}\right] = 0,047\ \frac{kmol}{s}$$

$$D: (14)(0,207)\left[\frac{kg}{s}\right] \cdot \frac{1}{80}\left[\frac{kmol}{kg}\right] = 0,036\ \frac{kmol}{s}$$

$$\text{Total} = 0{,}032 + 0{,}103 + 0{,}047 + 0{,}036 = 0{,}218 \ \frac{\text{kmol}}{\text{s}}$$

Composición molar:

$$A: \frac{0{,}032}{0{,}218} = 0{,}147 \longrightarrow 14{,}7\%$$

$$B: \frac{0{,}103}{0{,}218} = 0{,}472 \longrightarrow 47{,}2\%$$

$$C: \frac{0{,}047}{0{,}218} = 0{,}216 \longrightarrow 21{,}6\%$$

$$D: \frac{0{,}036}{0{,}218} = 0{,}165 \longrightarrow 16{,}5\%$$

d.) En la corriente de salida:

$$A_s = 0{,}032 \ \frac{\text{kmol}}{\text{s}}$$

$$S = 14 \left[\frac{\text{kg}}{\text{s}}\right] \cdot \frac{1}{1{,}3} \left[\frac{\text{m}^3}{\text{kg}}\right] = 10{,}78 \ \frac{\text{m}^3}{\text{s}}$$

$$A_S = (0{,}032)/(10{,}78) = 2{,}97 \cdot 10^{-3} \ \frac{\text{kmol}}{\text{m}^3}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-10
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Littlejohn, pg. 181
Notas	F. Díaz

Curso								
Número								

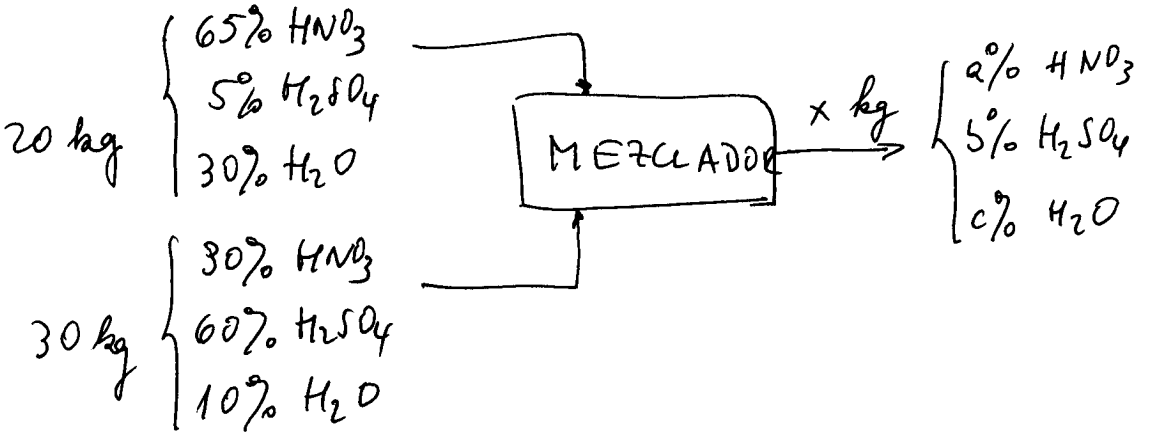
Se mezclan 20 kg de una disolución que contiene 65% de HNO_3, 5% de H_2SO_4 y 30% de H_2O con 30 kg de una disolución que contiene 30% de HNO_3, 60% de H_2SO_4 y 10% de H_2O. Calcular la composición de la mezcla resultante.

$HNO_3 = 44\%$

$H_2SO_4 = 38\%$

$H_2O = 18\%$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

Balance total:

$$20 + 30 = x$$

De donde:

$$x = 50 \text{ kg}$$

Balance de HNO_3:

$$(20)(0,65) + (30)(0,30) = (50)a$$

De donde

$$a = 0,44 \longrightarrow 44\% \text{ de } HNO_3$$

Balance de H_2SO_4:

$$(20)(0,05) + (30)(0,60) = (50)b$$

De donde:

$$b = 0,38 \longrightarrow 38\% \text{ de } H_2SO_4$$

Balance de H_2O:

$$(20)(0,30) + (30)(0,10) = (50)c$$

De donde:

$$c = 0,18 \longrightarrow 18\% \text{ de } H_2O$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-11
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Felder, ejemplo 4.3-5, pg. 114
Notas	

Curso								
Número								

Una columna de destilación se alimenta con una mezcla que contiene 45% de benceno y 55% de tolueno. Se produce un flujo de destilado que contiene 95% en peso de benceno y con el residuo sale un 8% del benceno alimentado a la columna. La velocidad de alimentación es de 2.000 kg/h.

Determínense el flujo másico de destilado y los flujos másicos de benceno y tolueno en el residuo.

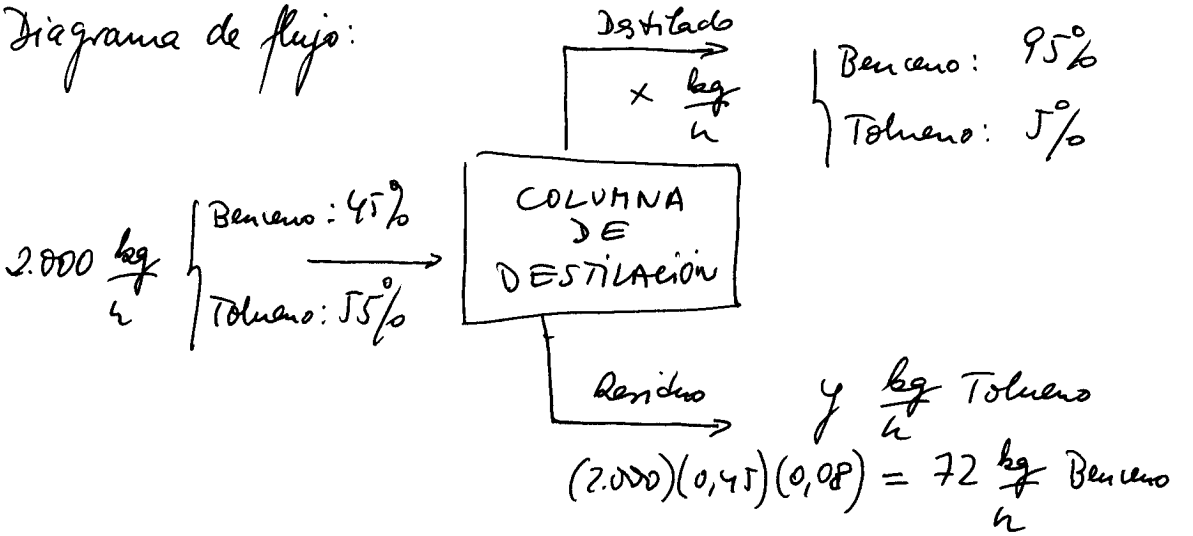
Destilado = 871,6 $\frac{kg}{h}$

Residuo:

Benceno = 72 $\frac{kg}{h}$

Tolueno = 1.056 $\frac{kg}{h}$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Balance de benceno:

$$(2000)(0,45) = x(0,95) + 72$$

De donde:

$$x = 871,6 \text{ kg} \xrightarrow{B.C} 871,6 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ destilado}$$

Balance de tolueno:

$$(2.000)(0,55) = (871,6)(0,05) + y$$

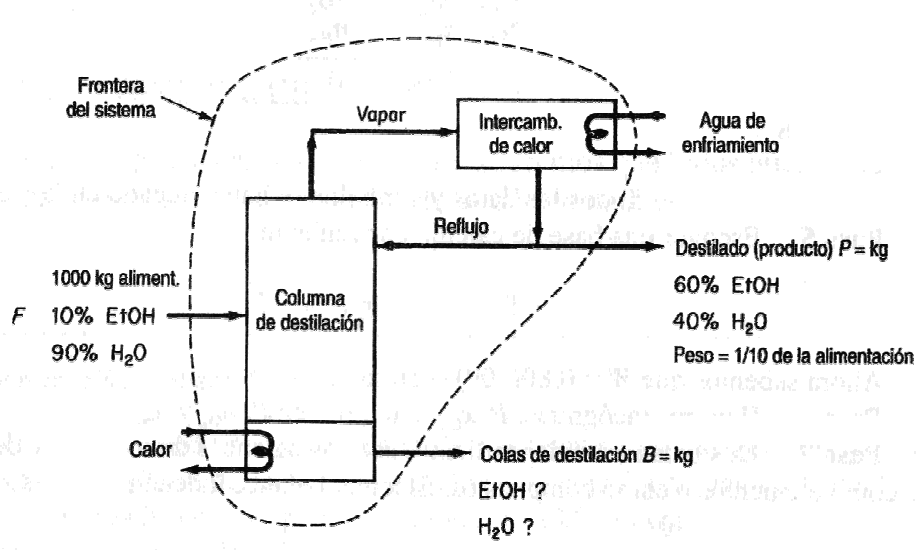
De donde:

$$y = 1.056,4 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 1.056 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ tolueno}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-12
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 3.6, pg. 166
Notas	

Curso								
Número								

Un industrial que fabrica por primera vez alcohol para gasohol ha tenido ciertos problemas con una columna de destilación. La operación se muestra en la Figura.



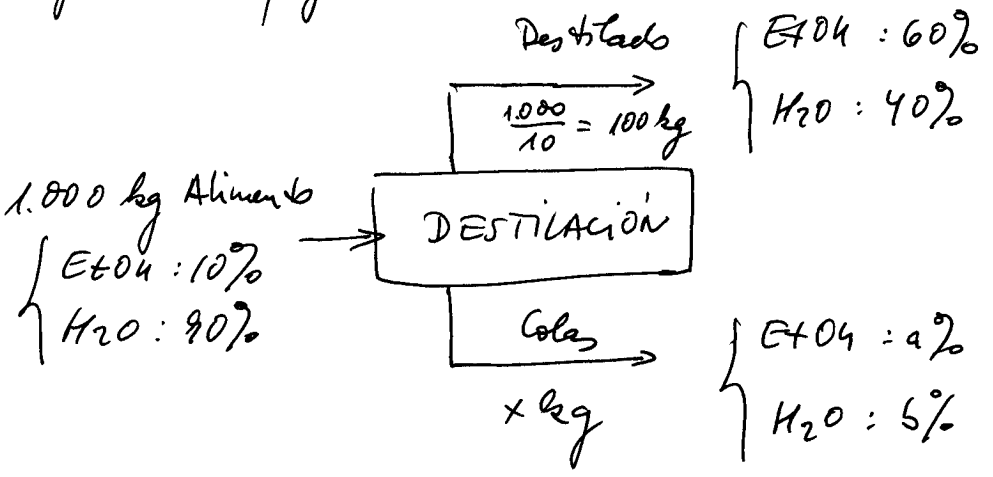
Los técnicos creen que se pierde demasiado alcohol en la colas. Calcular la composición de las colas y la masa de alcohol que se pierde en ellas.

Composición de las colas:

$EtOH = 4{,}44\ \% \longrightarrow 39{,}6\ kg$

$H_2O = 95{,}6\ \%$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

Balance total:

$$1.000 = 100 + x$$

De donde:

$$x = 900 \text{ kg colas}$$

Balance de EtOH:

$$(1.000)(0,10) = (100)(0,60) + (900)a$$

De donde:

$$a = 0,044 \longrightarrow 4,44\% \text{ de EtOH en colas}$$

Balance de H_2O:

$$(1.000)(0,90) = (100)(0,40) + (900)b$$

De donde:

$$b = 0,956 \longrightarrow 95,6\% \text{ de } H_2O \text{ en colas}$$

$$EtOH = (900)(0,044) = 39,6 \text{ kg EtOH en colas perdido}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-13
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Reklaitis, ejemplo 2.6, pg. 41
Notas	

Curso								
Número								

Una corriente de 1.000 mol/h, disponible con la siguiente composición:

Componente	% mol
Propano	20
Isobutano	30
Isopentano	20
n-Pentano	30

se va a separar por destilación en dos fracciones. Se desea que el destilado contenga todo el propano que entra en la unidad, así como el 80% del isopentano; su composición en isobutano deberá ser de 40%. La corriente de residuo deberá contener todo el n-pentano que se alimenta a la unidad. Calcular los análisis completos de destilado y residuo.

Composición del destilado:

Propano = 33%

Isobutano = 40%

Isopentano = 27%

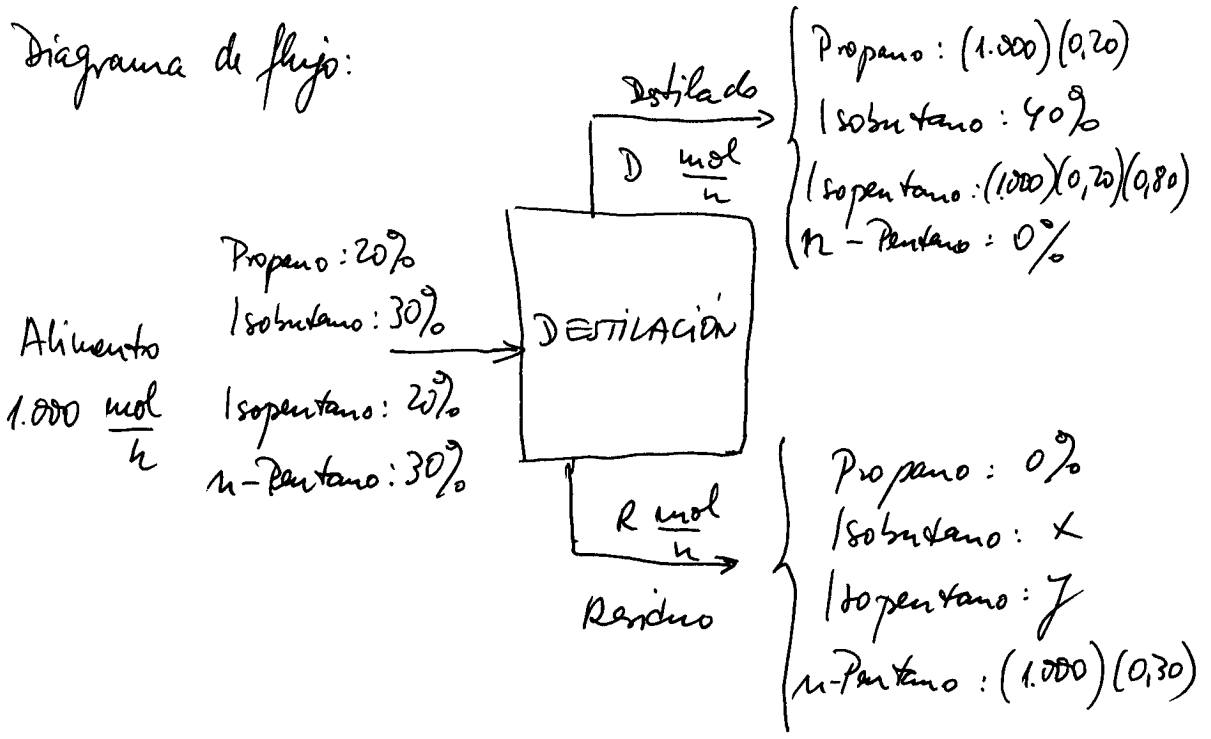
Composición del residuo:

Isobutano = 15%

Isopentano = 10%

n-Pentano = 75%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Balance total en el destilado:

$$D = (1.000)(0,20) + (0,40)D + (1.000)(0,20)(0,80)$$

De donde:

$$D = 600 \text{ kmol}$$

Balance total:

$$1.000 = 600 + R$$

De donde:

$$R = 400 \text{ kmol}$$

Composición del destilado (no influye la base de cálculo):

Propano: $\frac{200}{600} = 0,33 \longrightarrow 33\%$ Propano

Isobutano: $0,40 \longrightarrow 40\%$ Isobutano

Isopentano: $\frac{160}{600} = 0,27 \longrightarrow 27\%$ Isopentano

Composición del residuo (no influye la base de cálculo):

Balance de isobutano:

$$(1000)(0,30) = (600)(0,40) + (400)x$$

De donde:

$$x = 0,15 \longrightarrow 15\% \text{ Isobutano}$$

Balance de isopentano:

$$(1.000)(0,20) = 160 + (400)y$$

De donde:

$$y = 0,10 \longrightarrow 10\% \text{ Isopentano}$$

Fracción de n-pentano:

$$\frac{(1.000)(0,30)}{400} = 0,75 \longrightarrow 75\% \text{ n-Pentano}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-14
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Peiró 1, problema I/1.05, pg. 23
Notas	

Curso								
Número								

Una mezcla de hidrocarburos de composición:

Componente	% mol
Etileno	2
Etano	3
Propileno	5
Propano	15
Isobutano	25
n-Butano	35
n-Pentano	15

Se separa en una columna de rectificación en un producto de cabeza en que el componente menos volátil es el isobutano, y un producto de cola en que el componente más volátil es el propano. La concentración del isobutano en el producto de cabeza es 5,0% en moles, y la concentración de propano en el producto de cola es 0,8% en moles.

Calcular los moles de cada uno de los componentes en el producto de cabeza y en el producto de cola, por cada 100 moles de alimentación.

Componentes en cabeza (mols):

Etileno = 2

Etano = 3

Propileno = 5

Propano = 14,404

Isobutano = 1,285

Componentes en cola (mols):

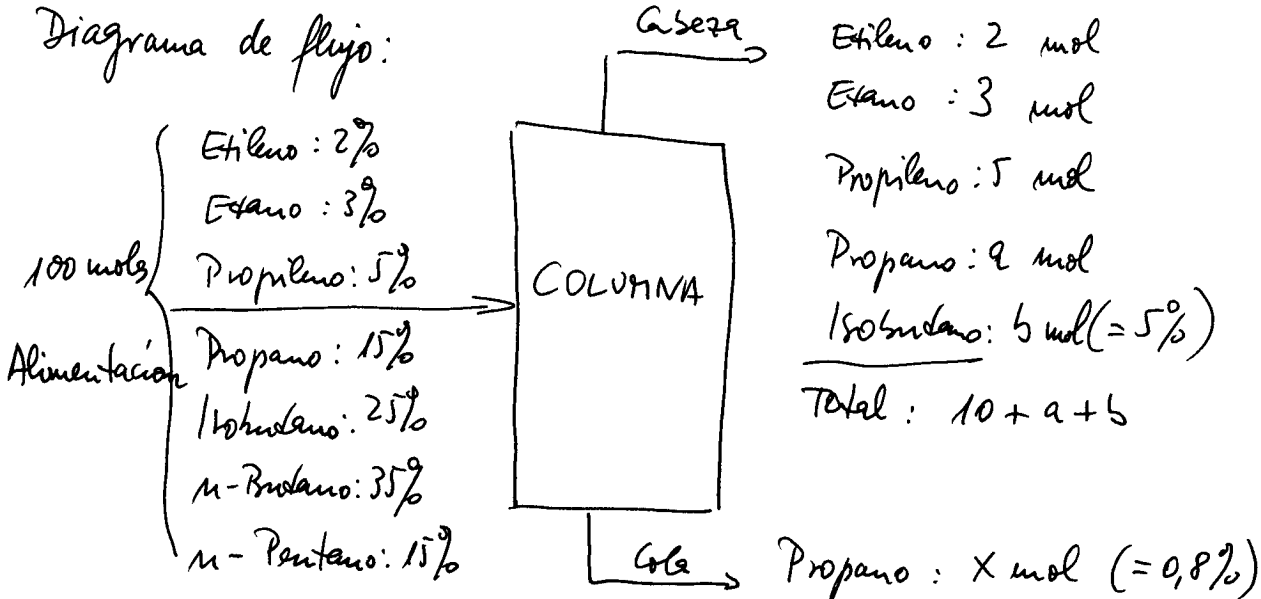
Propano: 0,594

Isobutano: 23,715

n-Butano: 35

n-Pentano: 15

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

Balance de propano:

$$(100)(0,15) = a + x$$

Balance de isobutano:

$$(100)(0,25) = b + y$$

En la cabeza, la composición de isobutano es:

$$0,05 = \frac{b}{10 + a + b}$$

En la cola, la composición de propano es:

$$0,008 = \frac{x}{50 + x + y}$$

Resolviendo el sistema:

$$15 = a + x$$
$$25 = b + y$$
$$0,5 = 0,95\,b - 0,05\,a$$
$$0,4 = 0,992\,x - 0,008\,y$$

Se obtiene:

$a = 14,404$ moles de propano en cabeza
$b = 1,285$ moles de isobutano en cabeza
$x = 0,594$ moles de propano en cola
$y = 23,715$ moles de isobutano en cola

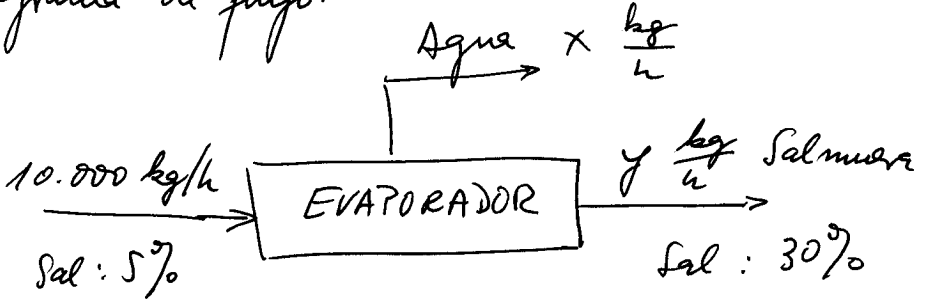
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-15
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Jarabo QT-1, ejemplo 1
Notas	

Curso								
Número								

En un evaporador se concentran 10.000 kg/h de una disolución salina desde el 5% al 30% en peso. Se desea calcular la cantidad de agua evaporada por hora.

Agua evaporada = 8.333,3 $\frac{kg}{h}$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Balance de sal:

$$(10.000)(0,05) = y\,(0,30)$$

De donde:

$$y = 1.666,7 \text{ kg sal}$$

Balance total:

$$10.000 = x + 1.666,7$$

De donde:

$$x = 8.333,3 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 8.333,3 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ agua}$$

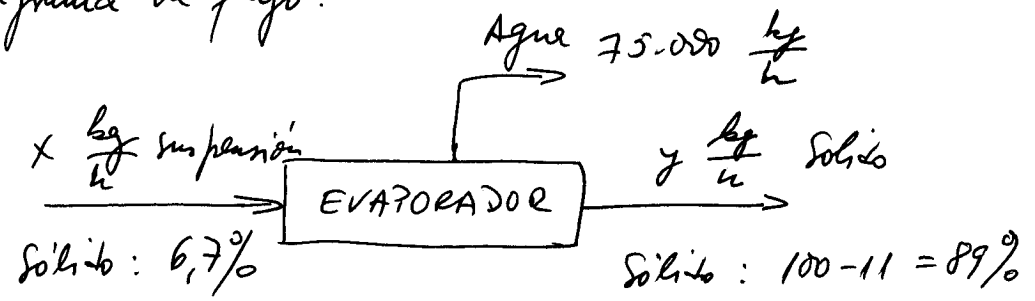
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-16
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Jarabo QT-1, problema 2
Notas	

Curso								
Número								

A un evaporador se alimenta una suspensión de pulpa de papel con un 6,7% en peso de sólido seco. El sólido que abandona el desecador contiene aún un 11% en peso de agua. Si el desecador puede evaporar 75.000 kg/h de agua, ¿cuál será la producción diaria de pulpa de papel (con 11% en peso de agua)?

$$\text{Producción de pulpa de papel} = 146.537 \ \frac{kg}{día}$$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Balance total:

$$x = 75.000 + y$$

Balance de sólido

$$0{,}067\,x = 0{,}89\,y$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$x = 75.000 + y$$

$$0{,}067\,x = 0{,}89\,y$$

Se obtiene:

$x = 81.106$ kg $\xrightarrow{B.C.}$ 81.106 kg/h suspensión

$y = 6.106$ kg $\xrightarrow{B.C.}$ 6.106 kg/h sólido

Producción diaria de pulpa de papel:

$$y = 6.106\left[\frac{kg}{h}\right] \cdot 24\left[\frac{h}{dia}\right] = 146.537\left[\frac{kg}{dia}\right]$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-17
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Jarabo QT-1, ejemplo 2
Notas	

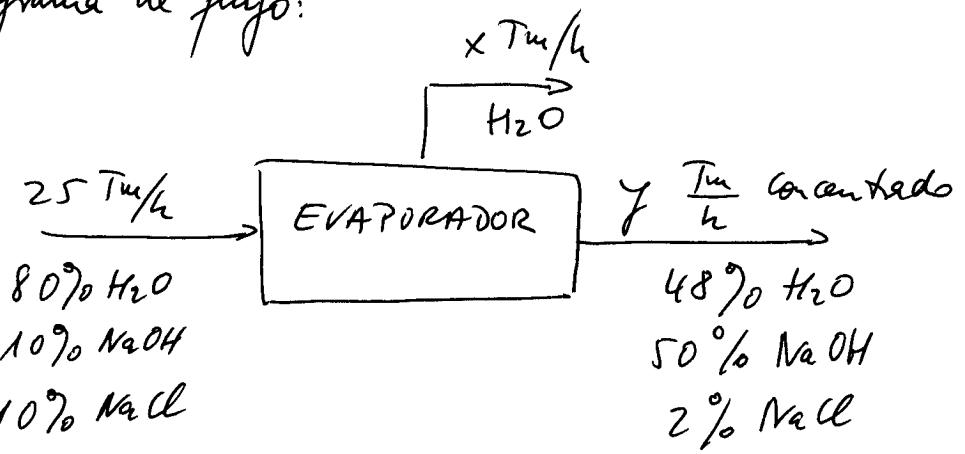
Curso								
Número								

Un evaporador se alimenta continuamente con 25 Tm/h de una disolución que contiene 80% de H_2O, 10% de NaOH y 10% de NaCl. Durante la evaporación el NaCl precipita en forma cristalina y se sedimenta y separa. La disolución concentrada que abandona el evaporador contiene 48% de H_2O, 50% de NaOH y 2% de NaCl. Calcular los caudales de las corrientes de salida.

Concentrado = 5 Tm/h

Agua = 17,6 Tm/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Balance de NaOH

$$(25)(0,10) = y(0,50)$$

De donde:

$$y = 5\ Tm \xrightarrow{B.C.} 5\ \frac{Tm}{h} \text{ de concentrado}$$

Balance de H_2O:

$$(25)(0,80) = X + (5)(0,48)$$

De donde:

$$X = 17,6\ Tm \xrightarrow{B.C.} 17,6\ \frac{Tm}{h} \text{ de agua}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-18
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Jarabo QT-1, problema 3
Notas	

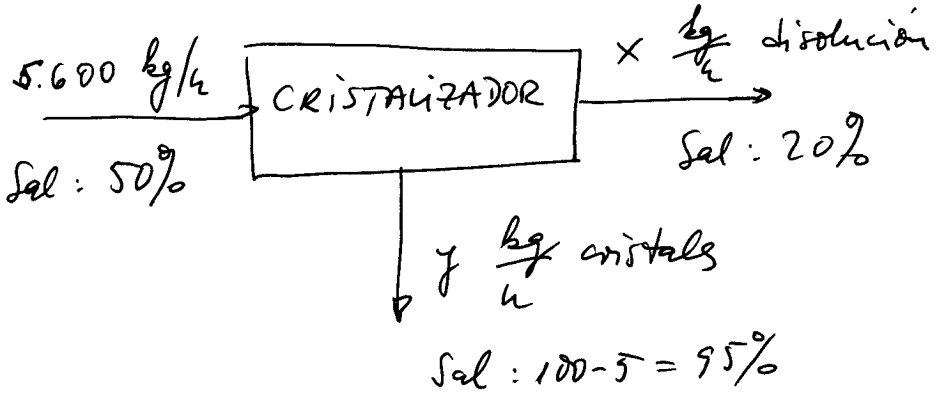
Curso								
Número								

Un cristalizador se alimenta con 5.600 kg/h de una disolución salina caliente con 50% en peso de sal. Al enfriar cristaliza la sal y se consigue separar así una disolución fría saturada con 20% en peso de sal y unos cristales húmedos con 5% en peso de agua. Se desea conocer el caudal de disolución de salida y la masa de cristales húmedos obtenidos por hora.

Disolución de salida = 2.240 kg/h

Cristales húmedos = 3.360 kg/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Balance total:

$$5.600 = x + y$$

Balance de sal

$$(5.600)(0,50) = x(0,20) + y(0,95)$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$x + y = 5600$$

$$0,20x + 0,95y = 2.800$$

Se obtiene:

$x = 2.240$ kg $\xrightarrow{B.C.}$ 2.240 kg/h disolución

$y = 3.360$ kg $\xrightarrow{B.C.}$ 3.360 kg/h cristales

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-19
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 3.9, pg. 170
Notas	

Curso								
Número								

Un tanque contiene 10.000 kg de una disolución saturada de Na_2CO_3 (M = 106 g/mol) a 30ºC. Se desea cristalizar de esta disolución 3.000 kg de $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ sin agua en exceso. ¿A qué temperatura es preciso enfriar la disolución?

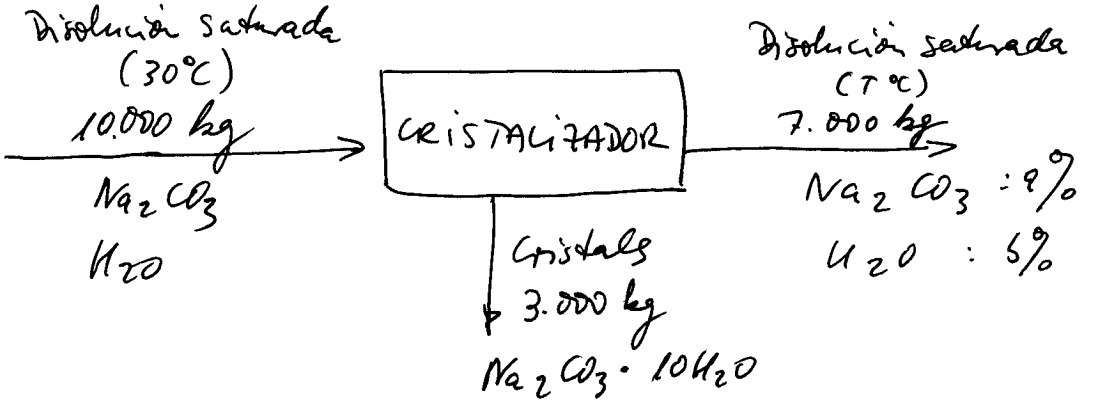
Datos:

Solubilidad del Na_2CO_3 en función de la temperatura:

T [ºC]	Solubilidad [g Na_2CO_3/100 g H_2O]
0	7
10	12,5
20	21,5
30	38,8

$T = 25{,}8\ ^{\circ}C$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

Composición de la disolución saturada a 30°C:

Según la tabla de solubilidades:

$$\text{Solubilidad} = 38{,}8 \ \frac{g\ Na_2CO_3}{100\ g\ H_2O}$$

$$X_{Na_2CO_3} = \frac{38{,}8\ g\ Na_2CO_3}{38{,}8\ g\ Na_2CO_3 + 100\ g\ H_2O} = 0{,}279$$

Es decir, la disolución a 30°C tiene la composición:

$$Na_2CO_3 = 27{,}9\%$$
$$H_2O = 72{,}1\%$$

Composición de los cristales que se separan:

$$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \begin{cases} 1\ mol\ Na_2CO_3 \cdot 106\ \frac{g}{mol} = 106\ g \\ 10\ mol\ H_2O \cdot 18\ \frac{g}{mol} = 180\ g \end{cases}$$

$$X_{Na_2CO_3} = \frac{106}{106+180} = 0,37$$

Es decir, los cristales tienen la composición:

$$Na_2CO_3 = 37\%$$
$$H_2O = 63\%$$

Balance de Na_2CO_3:

$$(10.000)(0,279) = (3.000)(0,37) + (7.000)a$$

De donde:

$$a = 0,24$$

Es decir, la disolución a T °C tiene la composición:

$$Na_2CO_3 = 24\%$$
$$H_2O = 76\%$$

Para obtener la temperatura de la disolución final es necesario calcular su composición en términos de las unidades de solubilidad:

$$\frac{24\ g\ Na_2CO_3}{76\ g\ H_2O} = \frac{\frac{100}{76}\cdot 24\ g\ Na_2CO_3}{100\ g\ H_2O} = 31,58$$

Interpolando en la tabla de solubilidades:

$$\frac{20-T}{30-20} = \frac{21,5-31,58}{38,8-21,5}$$ De donde: $T = 25,8\ °C$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-20
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Calleja, problema 1, pg. 127
Notas	

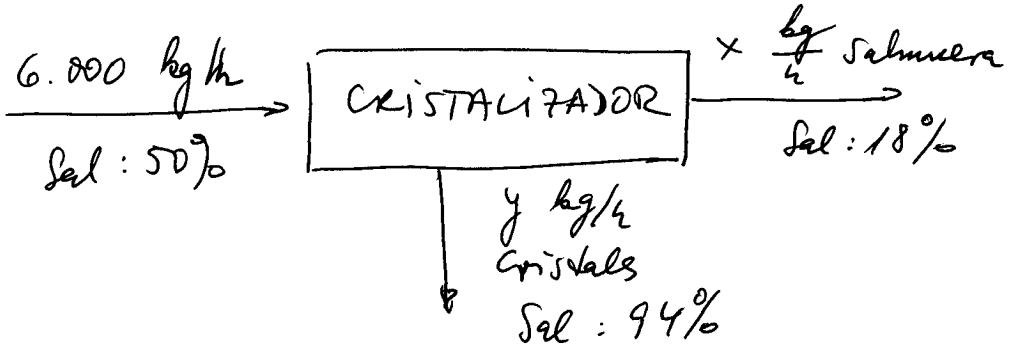
Curso								
Número								

A un cristalizador se alimentan 6.000 kg/h de una disolución acuosa con un 50% en peso de sal, obteniéndose una salmuera con un 18% de sal y un sólido cristalino con un 6% de humedad. Calcular los caudales másicos de los efluentes obtenidos.

Salmuera = 3.474 kg/h

Cristales = 2.526 kg/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Balance

$$6.000 = x + y$$

Balance de sal:

$$(0,50)(6.000) = 0,18\,x + 0,94\,y$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$x + y = 6.000$$

$$0,18\,x + 0,94\,y = 3.000$$

Se obtiene:

$x = 3.474$ kg $\xrightarrow{B.C.}$ 3.474 $\frac{kg}{h}$ salmuera

$y = 2.526$ kg $\xrightarrow{B.C.}$ 2.526 $\frac{kg}{h}$ cristales

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-21
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

En la fabricación de sosa (Na_2CO_3) por el método Leblanc se calienta sulfato sódico con carbón y carbonato cálcico. La pasta que resulta tiene la siguiente composición: 42% de Na_2CO_3; 6% de otras sustancias solubles en agua; 52% de materia insoluble (CaS, C, etc.).

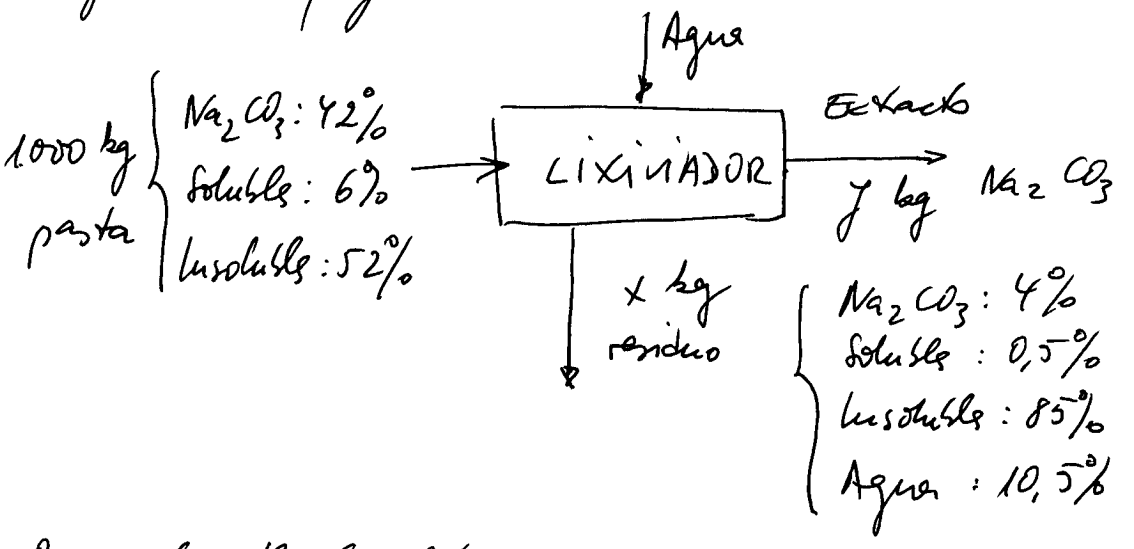
La pasta se trata con agua para extraer el carbonato sódico. El residuo sólido de este tratamiento tiene la siguiente composición: 4% de Na_2CO_3; 0,5% de otras sustancias solubles en agua; 85% de materia insoluble; 10,5% de agua.

Calcular el peso de residuo y el peso de carbonato sódico extraídos del tratamiento de 1 Tm de pasta.

Residuo = 611,8 kg

Na_2CO_3 = 395,5 kg

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

Balance de insolubles:

$$(1.000)(0,52) = x(0,85)$$

De donde:

$$x = 611,8 \text{ kg residuo}$$

Balance de Na_2CO_3:

$$(1.000)(0,42) = y + (611,8)(0,04)$$

De donde:

$$y = 395,5 \text{ kg } Na_2CO_3$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-22
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Reklaitis, ejemplo 2.10, pg. 50 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

El dióxido de titanio, TiO_2, es un pigmento blanco opaco que se fabrica en grandes volúmenes y se utiliza mucho en las industrias del papel y las pinturas. En una nueva planta de pigmentos, cuya capacidad es de 4.000 kg/h de producto TiO_2 seco, se desea purificar de sal una corriente intermedia que consiste en un precipitado de TiO_2 suspendido en una disolución acuosa de sal, de manera que el producto final, en base libre de agua, contenga no más de 100 ppm de sal.

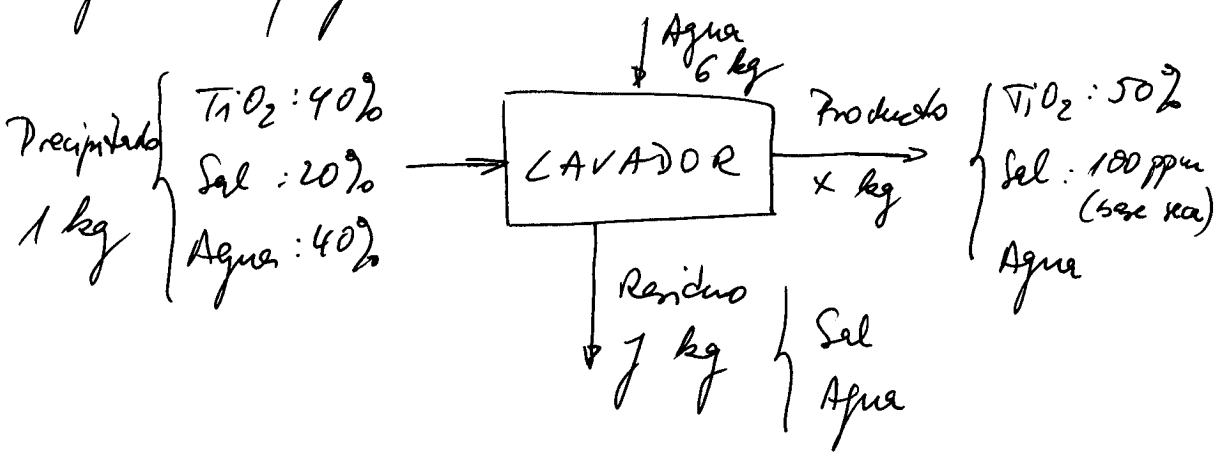
La eliminación de la sal se logrará lavando el precipitado con agua, a razón de 6 kg de agua por kg de precipitado. Si la corriente cruda de pigmento contiene 40% de TiO_2, 20% de sal, y el resto agua (todos los porcentajes en masa), y si se espera que el pigmento lavado contenga aproximadamente 50% (en masa) de sólidos de TiO_2, ¿cuál será la composición de la corriente residual de agua de lavado?

Corriente de lavado:

Sal = 3,23%

Agua = 96,77%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

$$100\ ppm = \frac{100\ kg}{10^6\ kg\ totales} = 10^{-4}\ \frac{kg}{kg\ totales} = 10^{-2}\ \%$$

Balance de TiO_2:

$$(1)(0{,}40) = x\,(0{,}50)$$

De donde:

$$x = 0{,}8\ kg\ producto$$

Balance total:

$$1 + 6 = 0{,}8 + y$$

De donde:

$$y = 6{,}2\ kg\ residuo$$

Contenido en sal del producto:

$$\frac{kg\ sal}{kg\ base\ seca} = \frac{(0{,}8)[Sal]_x}{(0{,}8)(0{,}5 + [Sal]_x)} = 10^{-4}$$

De donde:

$$[sal]_x = 5 \cdot 10^{-5} \longrightarrow 0,005\%$$

Balance de sal:

$$(1)(0,20) = (0,8)(5 \cdot 10^{-5}) + (6,2)[sal]_y$$

De donde:

$$[sal]_y = 0,0323 \longrightarrow 3,23\% \text{ sal}$$

Esta es la composición de la corriente residual, junto con el resto (96,77%) de agua.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-23
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Peiró 1, problema I/1.02, pg. 11
Notas	

Curso								
Número								

Se quiere recuperar el benceno de una torta de filtrado que contiene 20% de benceno y 80 % de sólidos inertes, calentándola con una corriente de nitrógeno en un secadero continuo en contracorriente. El nitrógeno entra seco y sale llevando 0,7 kg de benceno por cada kg de nitrógeno. Los sólidos residuales retienen 4,0 % en peso de benceno.

Calcular :

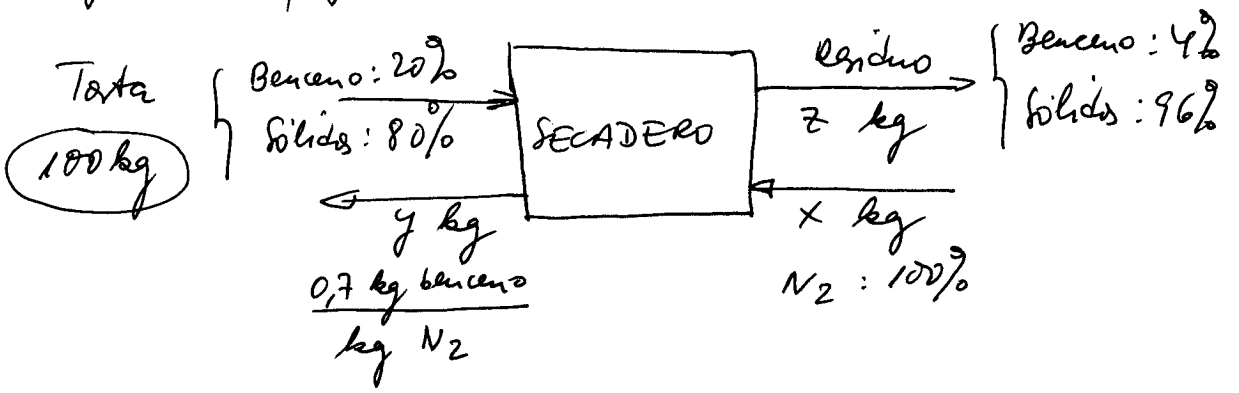
a) Los kg de nitrógeno que atraviesan el secador por kg de sólido inerte.

b) El porcentaje de benceno recuperado, considerado como tal el que sale en la corriente de nitrógeno.

a.) $\frac{\text{kg } N_2}{\text{kg sólidos}} = 0{,}30$

b.) Benceno recuperado = 83,35%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg torta

En la corriente de salida de N_2 húmedo:

0,7 kg benceno
1 kg nitrógeno
} 1,7 kg mezcla

Composición de la mezcla:

$$\text{Benceno}: \frac{0,7}{1,7} = 0,41 \rightarrow 41\%$$

$$\text{Nitrógeno}: \frac{1}{1,7} = 0,59 \rightarrow 59\%$$

Balance de sólidos:

$$(100)(0,80) = z\,(0,96)$$

De donde:

$$z = 83,33 \text{ kg residuo}$$

Balance de N_2:

$$x(1) = y(0,59)$$

Balance total:

$$100 + x = 83,33 + y$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$x = 0,59\,y$$
$$x + 100 = y + 83,33$$

Se obtiene:

$y = 40,65$ kg nitrógeno húmedo
$x = 23,99$ kg nitrógeno seco

a.) El secador es atravesado por:

80 kg sólidos
23,99 kg N_2
} Ambas referidas a la misma base de cálculo

Por tanto:

$$\frac{23,99}{80}\ \frac{\text{kg } N_2}{\text{kg sólido}} = 0,30$$

b.) Benceno recuperado:

$(40,65)(0,41) = 16,67$ kg

Benceno alimentado:

$(100)(0,20) = 20$ kg

} Ambas referidas a la misma base de cálculo

Por tanto:

$$\%\ \text{recuperado} = \frac{16,67}{20} \cdot 100 = 83,35\,\%$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-24
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 3.8, pg. 169
Notas	

Curso								
Número								

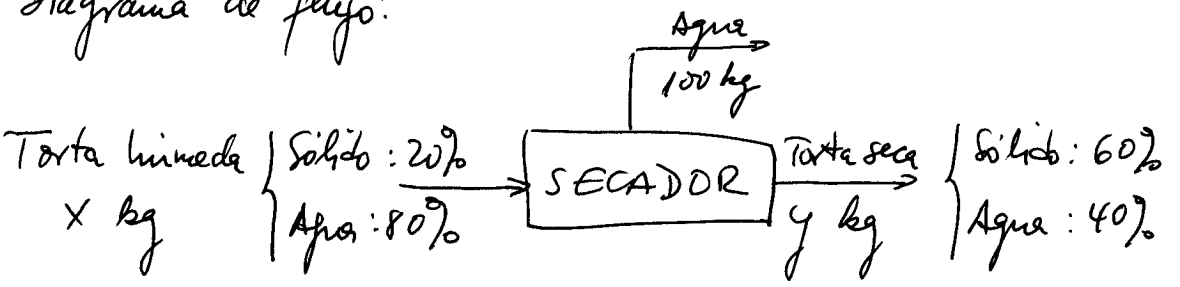
Los peces que atrapan los pescadores se pueden convertir en harina de pescado, la cual puede servir como alimento para animales en la producción de carne para consumo humano o utilizarse directamente como alimento. El uso directo de la harina de pescado incrementa mucho la eficiencia de la cadena alimenticia, pero el concentrado de proteína de pescado, fundamentalmente por razones estéticas, se usa principalmente como suplemento proteínico. Como tal, compite con la soja y otras proteínas de oleaginosas.

En el procesamiento del pescado, una vez que se extrae el aceite, la torta de pescado se seca en secadores de tambor rotatorio, se muele finamente y se empaqueta. El producto resultante contiene 65% de proteína.

En un lote dado de torta de pescado que contiene 80% de agua (el resto es torta seca), se eliminan 100 kg de agua, y se determina entonces que la torta de pescado tiene 40% de agua. Calcular el peso de la torta de pescado que se introdujo originalmente en el secador.

Torta de pescado = 150 kg

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

Balance total:

$$X = 100 + y$$

Balance de sólidos:

$$(0,20)X = (0,60)y$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$X = 100 + y$$
$$0,20x = 0,60y$$

Se obtiene:

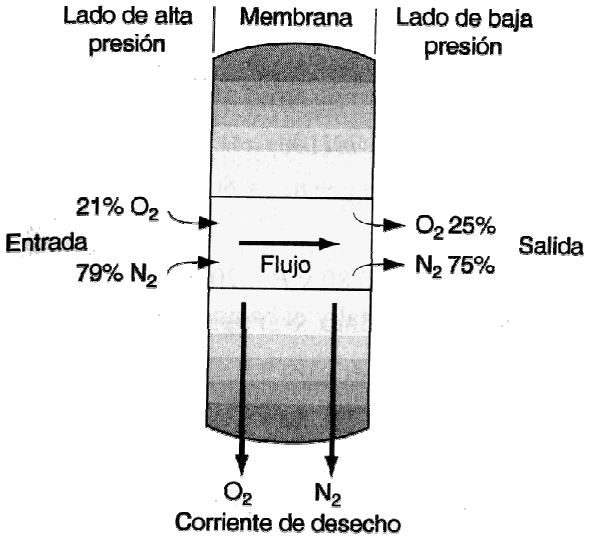
$y = 50$ kg torta seca

$X = 150$ kg torta humeda

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-25
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 3.5, pg. 164
Notas	

Curso								
Número								

Las membranas representan una tecnología relativamente nueva para separar gases. Una aplicación que ha llamado la atención es la separación de oxígeno y nitrógeno del aire. La Figura ilustra una membrana con poros del orden de 10^{-9} m que se fabrica aplicando un recubrimiento muy delgado de polímero a una capa de soporte de grafito poroso.



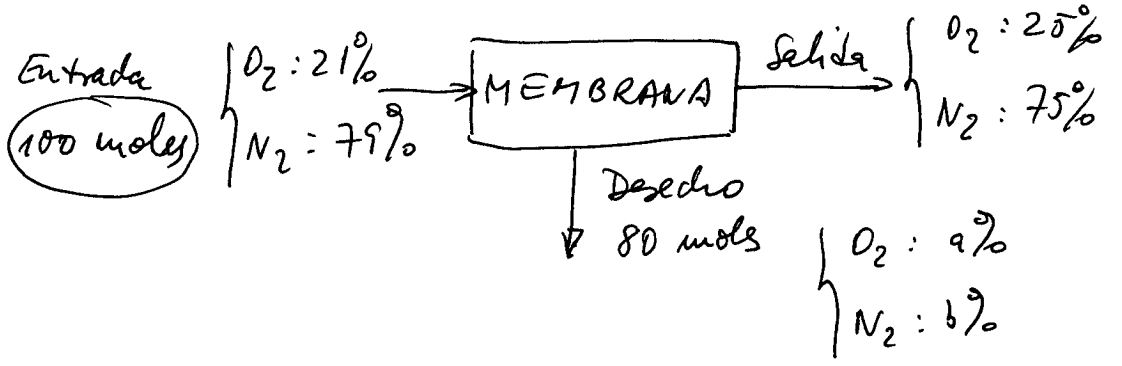
¿Cuál es la composición del flujo de desecho si éste equivale al 80% de la entrada?

Flujo de desecho:

$O_2 = 20\%$

$N_2 = 80\%$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 mols de corriente de entrada

Balance total:

$$100 = 80 + y$$

De donde:

$$y = 20 \text{ mol salida}$$

Balance de O_2:

$$(100)(0,21) = (80)a + (20)(0,25)$$

De donde:

$$a = 0,20 \longrightarrow 20\% \ O_2 \text{ en el desecho}$$

Balance de N_2:

$$(100)(0,79) = (80)b + (20)(0,75)$$

De donde:

$$b = 0,80 \longrightarrow 80\% \ N_2 \text{ en el desecho}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-26
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Calleja, ejemplo 6.1, pg. 118 y problema 2, pg. 127
Notas	

Curso								
Número								

En una planta de desalinización de ósmosis inversa se tratan 4.000 kg/h de una disolución salina con un 4% en peso de sal y las condiciones de operación son tales que se obtienen 1.200 kg/h de agua desalinizada con un 0,3 % en peso de sales.

a) Calcular el caudal volumétrico y la salinidad de la salmuera de rechazo.

b) Calcular el incremento de salinidad que se produce en el permeado, cuando la salinidad del agua alimentada se incrementa en un 50%, manteniendo constantes las restantes condiciones.

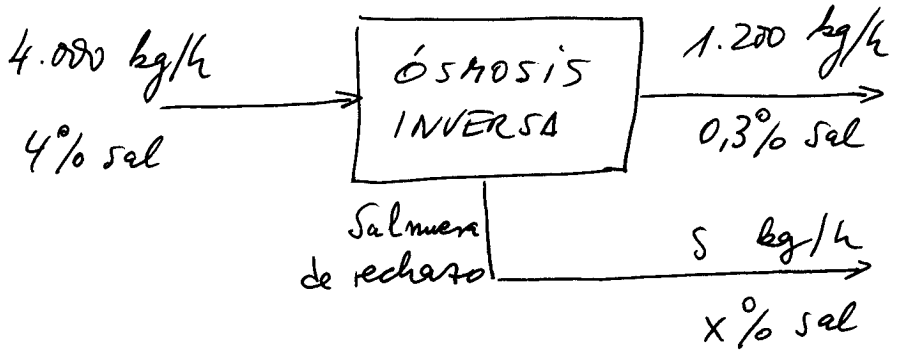
a.) Salmuera de rechazo:

Caudal = 2.800 kg/h

Sal = 5,58%

b.) Incremento de salinidad = 2.227%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

a.) Balance total:

$$4.000 = 1.200 + S$$

De donde:

$$S = 2,800 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 2.800 \frac{kg}{h}$$

Balance de sal:

$$(4.000)(0,04) = (1.200)(0,003) + (2.800)x$$

De donde:

$$x = 0,0558 \longrightarrow 5,58\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

b.) Si la salinidad del agua alimentada aumenta en un 50%, se tendría ahora:

Sal en la entrada: 6%

La variable será ahora la concentración de agua desalinizada, y.

El balance de sal será, en estas condiciones:

$$(4.000)(0,06) = (1.200)y + (2.800)(0,0558)$$

De donde:

$$y = 0,0698 \longrightarrow 6,98\%$$

La salinidad ha aumentado en:

$$\Delta = \frac{6,98 - 0,3}{0,3} \cdot 100 = 2.227\%$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-27
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Reklaitis, ejemplo 2.8, pg. 46
Notas	

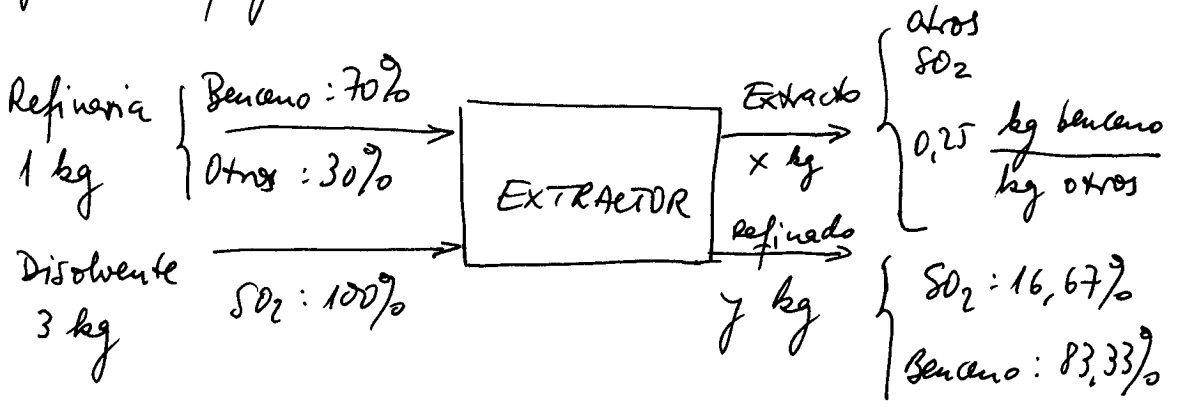
Curso								
Número								

A menudo puede recuperarse un soluto de una disolución mediante el uso de un segundo disolvente que sea inmiscible en la disolución, pero que disuelva al soluto. A este tipo de proceso de separación se le llama extracción por disolvente. Mediante un proceso así, se separa benceno de una corriente de refinería que contiene 70% (en peso) de benceno en una mezcla de hidrocarburos parafínicos y de nafteno, mediante SO_2 líquido. Cuando se utilizan 3 kg de SO_2 por kg de alimentación al proceso, se obtiene una corriente residual, o refinado, que contiene 16,67% en peso de SO_2 y el resto benceno. La corriente de extracto contiene todos los componentes que no son benceno, algo de SO_2 y aproximadamente 0,25 kg de benceno por kg de hidrocarburos diferentes del benceno.

Bajo estas condiciones, ¿cuál es el porcentaje de recuperación del benceno (kg de benceno en el refinado por kg de benceno en la alimentación)?

Recuperación = 89,6%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

Balance de otros:

$$(1)(0,30) = [\text{otros}]_x \quad [\text{kg}]$$

Benceno en el extracto:

$$(0,25)(0,30) = 0,075 \quad [\text{kg}]$$

Balance de benceno:

$$(1)(0,70) = 0,075 + y(0,8333)$$

De donde:

$$y = 0,753 \text{ kg refinado}$$

Benceno en la alimentación:

$$[\text{Benceno}]_A = (1)(0,70) = 0,70 \text{ kg}$$

Por tanto, el porcentaje de recuperación de benceno será:

$$\%\text{Recuperación} = \frac{(0,753)(0,8333)}{0,70} \cdot 100 = 89,6\%$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-28
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Reklaitis, ejemplo 2.7, pg. 43
Notas	

Curso								
Número								

En la producción de aluminio a partir de mineral de bauxita, un paso crucial es la separación de la alúmina de las impurezas minerales. En el proceso Bayer, esto se logra mediante el tratamiento de bauxita con NaOH en disolución, para producir $NaAlO_2$. Debido a que el $NaAlO_2$ es soluble en agua, pero no los componentes residuales del mineral de bauxita, puede obtenerse una separación dejando asentar dichos minerales y decantando la disolución acuosa de $NaAlO_2$ y NaOH que no reacciona. Para recuperar algo más del $NaAlO_2$ que queda en la disolución atrapada entre los sólidos asentados, se lava este “lodo” repetidas veces con agua, se deja asentar y se decanta el agua de lavado.

En una de estas etapas de lavado se lava una lechada de alimentación que contiene 10% de sólidos, 11% de NaOH, 16% $NaAlO_2$, y el resto agua, con una corriente de agua de lavado que contiene 2% de NaOH, para producir una disolución decantada libre de sólidos, formada por 95% de agua y un lodo asentado con 20% de sólidos.

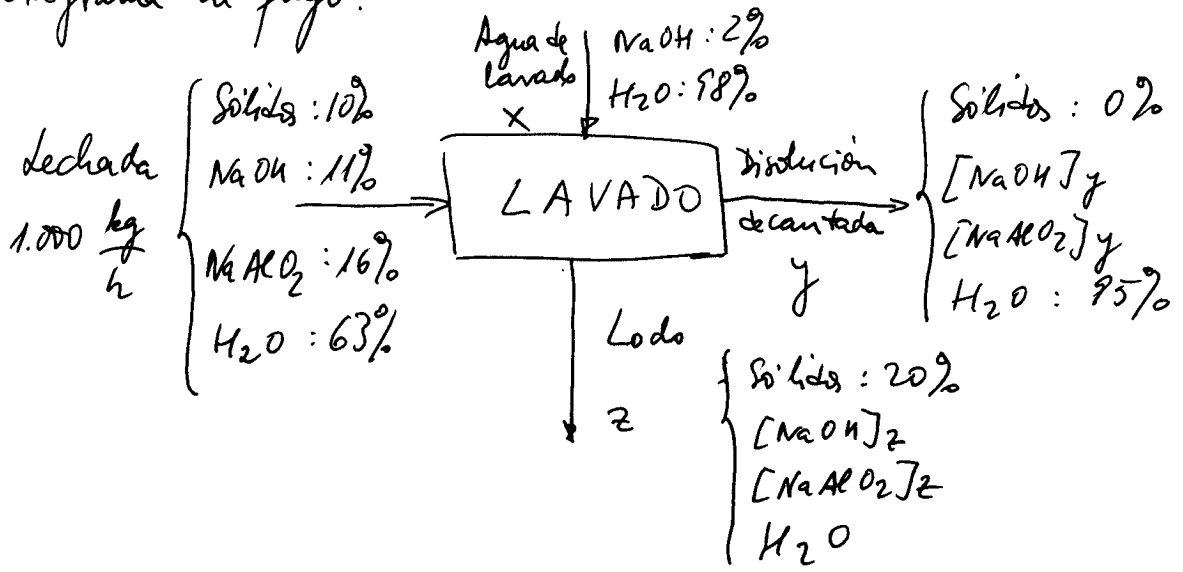
Calcular la cantidad de $NaAlO_2$ que se recupera en la disolución decantada, si se alimenta lechada a razón de 1.000 kg/h.

Nota:

Supóngase que las concentraciones de las especies NaOH y $NaAlO_2$ de la disolución decantada son las misma que impregnan el lodo (es decir, libre de sólidos).

$$[NaClO_2]_{Requerido} = 152 \frac{kg}{h}$$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Balance de sólidos:

$$(1.000)(0,10) = z\,(0,20)$$

De donde:

$$z = 500\ kg \xrightarrow{B.C.} 500\ \frac{kg}{h}\ lodo$$

Considerando que la concentración de ambas especies sódicas es la misma (libres de sólidos) en las corrientes de salida:

$$[NaOH]_y = \frac{[NaOH]_z}{0,80}$$

$$[NaAlO_2]_y = 0,05 - [NaOH]_y = \frac{[NaAlO_2]_z}{0,80}$$

Sumando ambas ecuaciones:

$$0,05 = \frac{[NaAlO_2]_7 + [NaOH]_7}{0,80}$$

De donde:

$$[NaAlO_2]_7 + [NaOH]_7 = 0,04$$

Balance de agua:

$$(1000)(0,63) + x(0,98) = y(0,95) + (500)(0,8 - [NaAlO_2]_7 + [NaOH]_7)$$

Es decir, teniendo en cuenta la ecuación anterior:

$$630 + 0,98x = 0,95y + 380$$

Balance total:

$$1.000 + x = y + 500$$

Resolviendo el sistema formado por estas dos últimas ecuaciones se obtiene:

$y = 8.000$ kg $\xrightarrow{B.C.}$ 8.000 $\frac{kg}{h}$ disolución decantada

$x = 7.500$ kg $\xrightarrow{B.C.}$ 7.500 $\frac{kg}{h}$ agua de lavado

Balance de $NaAlO_2$:

$$(1.000)(0,16) = (8.000)[NaAlO_2]_y + (500)[NaAlO_2]_7$$

Como:

$$[NaAlO_2]_y = \frac{[NaAlO_2]_7}{0,8}$$

Se tendrá:

$$160 = 8.400\,[NaAlO_2]_y$$

De donde:

$$[NaAlO_2]_y = 0,019$$

y la cantidad recuperada de este producto en la disolución decantada será:

$$(0,019)(8.000) = 152\ kg \xrightarrow{B.C.} 152\ \frac{kg}{h}\ de\ NaAlO_2$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-29
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Jarabo QT-1, problema 4
Notas	

Curso								
Número								

Una mezcla de 20% de amoníaco (M = 17 g/mol) y 80% de aire, en moles, se hace ascender a través de una torre lavadora, por la parte alta de la cual se bombea agua (ρ = 1 g/cm^3). El gas lavado residual contiene 1,0% en moles de amoníaco y abandona la torre por su parte superior, mientras que por la base de la misma sale una disolución acuosa con 10% en peso de amoníaco. La presión del gas en la torre se supone constante e igual a 2 atm absolutas, por considerarse despreciable la caída de presión a través de la misma. El caudal de entrada de la mezcla gaseosa es de 40 m^3/min, a 15ºC y 760 mmHg. Calcular.

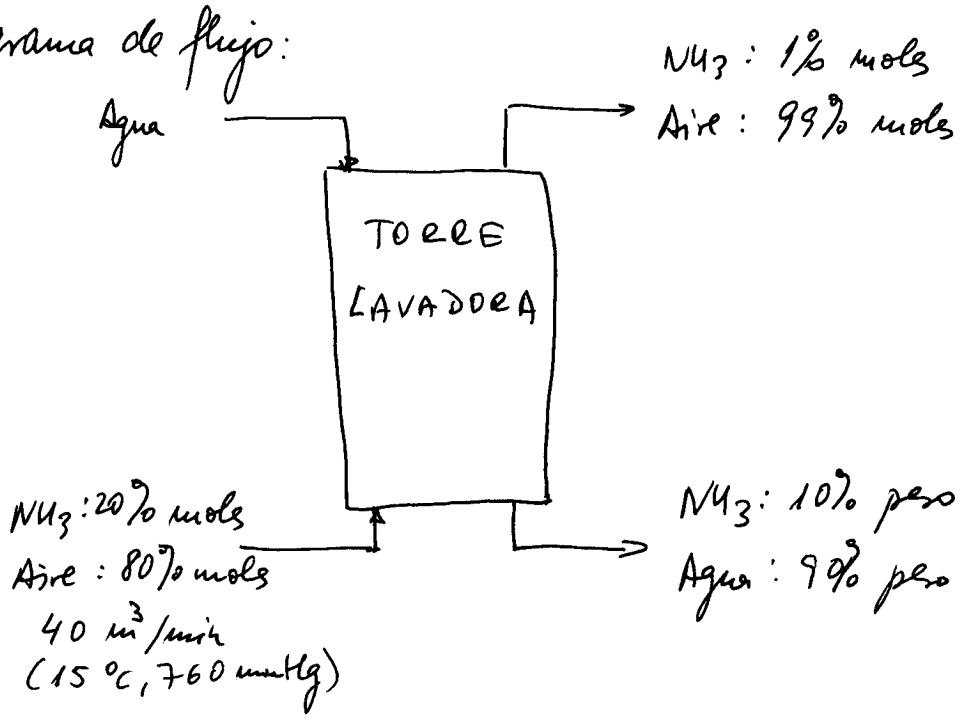
a) El porcentaje del amoníaco que entra en la torre que se pierde con el gas residual.

b) El caudal de agua (m^3/min) que se bombea a la parte superior de la torre.

a.) Amoniaco perdido = 4%

b.) Caudal de agua = 50 l/min

Diagrama de flujo:



Base de cálculo : 100 kmol aire de entrada

$$NH_3]_{entrada} = \frac{20\ kmol\ NH_3}{80\ kmol\ aire} \cdot 100\ kmol\ aire = 25\ kmol$$

$$NH_3]_{salida} = \frac{1\ kmol\ NH_3}{99\ kmol\ aire} \cdot 100\ kmol\ aire = 1{,}01\ kmol$$

Balance de NH_3 (x : kmol NH_3 en la disolución de salida):

$$25 = 1{,}01 + x$$

De donde

$$x = 23{,}99\ kmol\ NH_3$$

a.) Porcentaje de NH_3 que se pierde en el gas residual:

$$\frac{NH_3]_{Salida}}{NH_3]_{Entrada}} = \frac{1,01}{25} = 0,04 \rightarrow 4\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

b.) $$NH_3]_{Salida} = 23,99 \text{ kmol} \cdot 17 \frac{kg}{kmol} = 407,83 \text{ kg}$$

Como esta cantidad equivale al 10% en peso:

$$\text{Disolución}]_{Salida} = \frac{407,83}{0,1} = 4.078 \text{ kg}$$

$$\text{Agua}]_{Salida} = (0,90)(4.078) = 3760,2 \text{ kg}$$

Como toda el agua que sale entra por la parte superior ($\rho = 1 g/cm^3$), para la base de cálculo utilizada:

$$\text{Agua}]_{Entrada} = 3,76 \frac{m^3 \text{ agua}}{100 \text{ kmol aire}}$$

Transformación de la base de cálculo en las condiciones reales del problema:

$$\text{Aire}]_{Entrada} = (0,80)(40) = 32 \frac{m^3}{min} \text{ aire}$$

Supuesto gas ideal

$$n = \frac{PV}{RT} \quad \left[R = 0{,}082 \ \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K} \right]$$

En las condiciones $\begin{cases} T = 15^\circ C = 288\ K \\ P = 760\ mm\ Hg = 1\ atm \end{cases}$

$$n = \frac{(1)(32)}{(0{,}082)(288)} = 1{,}355 \ \frac{kmol\ aire}{min}$$

Por tanto:

$$Agua]_{Entrada} = 3{,}76 \left[\frac{m^3\ agua}{100\ kmol\ aire} \right] \cdot 1{,}355 \left[\frac{kmol\ aire}{min} \right] =$$

$$= 0{,}05 \ \frac{m^3\ agua}{min} = 50 \ \frac{l}{min}\ agua$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-30
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Calleja, problema 3, pg. 127 (modificado)
Notas	F. Díaz

Curso								
Número								

En una planta de tostación se obtienen 150.000 m^3/día (a 80ºC y 1 atm) de gas que contiene: 8% de SO_2; 15% de O_2; 76% de N_2; 1% de H_2O.

Para evitar la contaminación se proyecta lavarlo con agua en una torre de tal manera que salga por su parte superior con 0,5% de SO_2 (sobre base seca) y saturado de humedad a 25ºC. La disolución de SO_2 en agua que sale por la base de la torre, no debe contener más de 2,5% en peso de SO_2 (M = 64 kg/kmol). Calcular:

a) La composición del gas efluente.

b) El caudal total (m^3/día) de gas efluente.

c) El caudal de agua que hay que introducir (kg/día).

Datos:

Presión de vapor del agua a 25ºC: 23,7 mmHg

a.) Gas efluente (% mol)

$O_2 = 15,89$

$N_2 = 80,51$

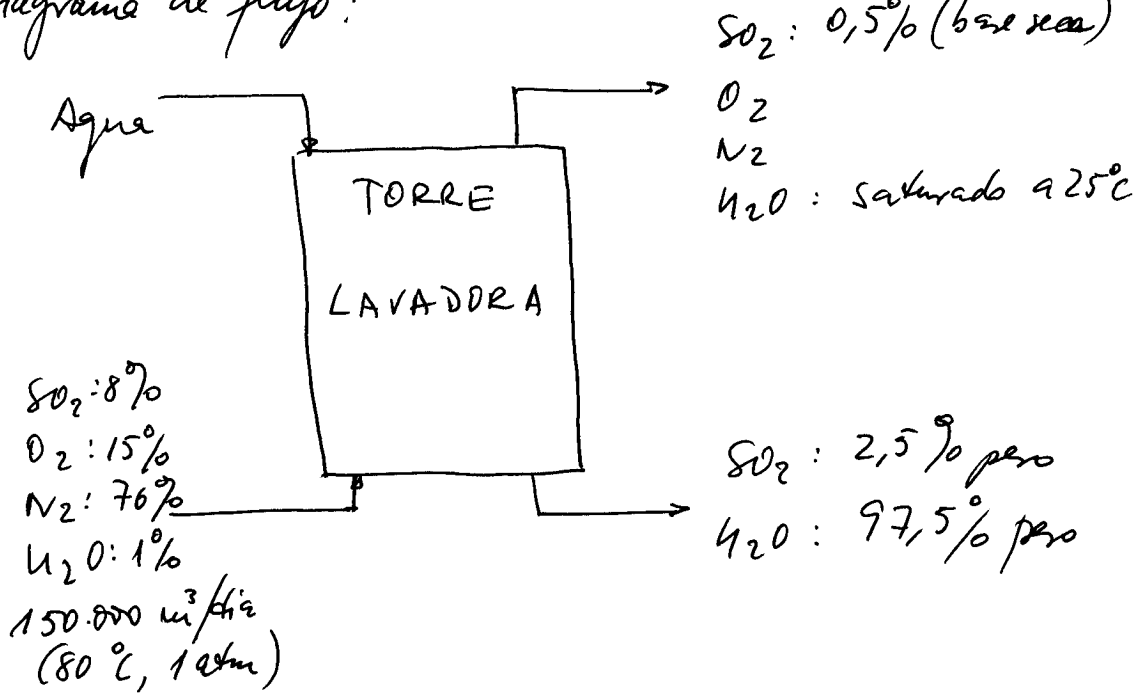
$SO_2 = 0,49$

$H_2O = 3,11$

b.) Gas efluente = 119.541 m^3/día

c.) Caudal de agua = 975.244 kg/día

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol gas de entrada

$$O_2]_{entrada} = O_2]_{salida} = (100)(0,15) = 15 \text{ kmol}$$

$$N_2]_{Entrada} = N_2]_{salida} = (100)(0,76) = 76 \text{ kmol}$$

Como el SO_2 del gas de salida está dado sobre base seca:

$$0,5 = \frac{x}{15+76+x} \cdot 100$$

De donde:

$$x = 0,46 \text{ kmol } SO_2$$

Como el H_2O del gas de salida viene dado como presión de vapor:

$$P_{H_2O} = 23{,}7 \text{ mmHg}$$

según la ley de Dalton, como la presión total de la columna es de 1 atm (760 mmHg):

$$P_{H_2O} = x_{H_2O} P$$

De donde:

$$x_{H_2O} = \frac{P_{H_2O}}{P} = \frac{23{,}7}{760} = 0{,}031$$

Por definición de fracción molar:

$$0{,}031 = \frac{y}{15 + 76 + 0{,}46 + y}$$

De donde:

$$y = 2{,}94 \text{ kmol } H_2O$$

a.) Se podrá calcular ahora la composición del gas efluente (independiente de la base de cálculo):

Componente	Cantidad [kmol]	% Base seca	% Base humeda
O_2	15	16,40	15,89
N_2	76	83,10	80,51
SO_2	0,46	0,50	0,49
H_2O	2,94	—	3,11
TOTAL B.S.	91,46	100	100
TOTAL B.H.	94,40		

b.) La cantidad total de gas efluente será:

$$\text{Gas}\,]_{\text{Salida}} = 94{,}40 \frac{\text{kmol}}{100\ \text{kmol gas entrada}}$$

Transformación de la base de cálculo en las condiciones reales del problema:

$$\text{Gas}\,]_{\text{Entrada}} = 150.000 \frac{m^3}{\text{día}}$$

Supuesto gas ideal:

$$n = \frac{PV}{RT} \quad \left[R = 0{,}082 \frac{\text{atm} \cdot m^3}{\text{kmol} \cdot K} \right]$$

En las condiciones $\begin{cases} T = 80^\circ C = 353\ K \\ P = 1\ \text{atm} \end{cases}$

$$n = \frac{(1)(150.000)}{(0{,}082)(353)} = 5.182 \frac{\text{kmol}}{\text{día}} \text{ gas entrada}$$

Por tanto:

$$\text{Gas}\,]_{\text{Salida}} = 94{,}40 \frac{\text{kmol}}{100\ \text{kmol gas entrada}} \cdot 5.182 \frac{\text{kmol gas entrada}}{\text{día}} =$$

$$= 4.892 \frac{\text{kmol}}{\text{día}}$$

Supuesto gas ideal (ahora a $25^\circ C = 298\ K$):

$$V = n\frac{RT}{P} = (4.892)\frac{(0,082)(298)}{(1)} = 119,541\ \frac{m^3}{día}$$

c.) Balance de SO_2 (X: kmol SO_2 en la disolución de salida):

$$8 = 0,46 + X$$

De donde:

$$X = 7,54 \text{ kmol } SO_2$$

$$SO_2\big]_{Salida} = 7,54 \text{ kmol} \cdot 64\ \frac{kg}{kmol} = 482,56 \text{ kg}$$

Como esta cantidad equivale al 2,5% en peso:

$$\text{Disolución}\big]_{Salida} = \frac{482,56}{0,025} = 19.302 \text{ kg}$$

$$\text{Agua}\big]_{Salida} = (0,975)(19.302) = 18.820 \text{ kg}$$

Como toda el agua que sale, entra por la parte superior, para la base de cálculo utilizada:

$$\text{Agua}\big]_{Entrada} = 18.820\ \frac{\text{kg agua}}{100 \text{ kmol gas entrada}}$$

Para las condiciones reales del problema:

$$\text{Agua}\big]_{Entrada} = 18.820\ \frac{kg}{100 \text{ kmol gas entrada}} \cdot 5.182\ \frac{\text{kmol gas entrada}}{día} =$$

$$= 975.244\ \frac{kg}{día}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-31
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	F. Díaz (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

Una mezcla de 25% de amoníaco (M = 17 g/mol) y 75% de aire, en moles, se hace ascender a través de una torre de absorción por la parte alta de la cual se bombea agua. El gas residual que sale por la parte alta de la torre está seco pero contiene todavía 0,5% en volumen de amoníaco, mientras que por la base de la torre sale una disolución acuosa con 10% en peso de amoníaco. El gas entra en la torre a 40ºC y sale a 20ºC. La presión del gas a la entrada, salida y a través de la torre puede considerarse constante e igual a 2 atm absolutas. El caudal de entrada de la mezcla gaseosa es de 30 m^3/min, medido seco a 15ºC y 760 mmHg. Calcular.

a) El porcentaje de amoníaco que se pierde en el gas residual.

b) El caudal (kg/h) de disolución al 10% en amoníaco producida.

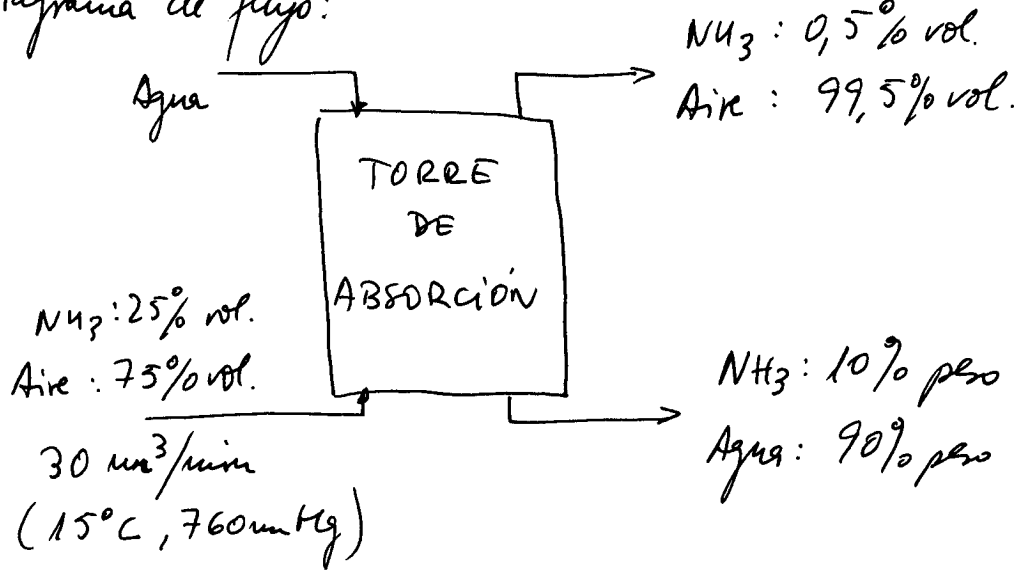
c) El caudal de agua (kg/h) que ha de bombearse a la parte superior de la torre.

a.) Amoniaco perdido = 1,5 %

b.) Caudal de disolución = 3.190 kg/h

c.) Caudal de agua = 2.872 kg/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol aire de entrada

Como % vol ≡ % mol

$$NH_3\big]_{Entrada} = \frac{25\ kmol\ NH_3}{75\ kmol\ aire} \cdot 100\ kmol\ aire = 33{,}33\ kmol$$

$$NH_3\big]_{Salida} = \frac{0{,}5\ kmol\ NH_3}{99{,}5\ kmol\ aire} \cdot 100\ kmol\ aire = 0{,}503\ kmol$$

Balance de NH_3 (x: kmol NH_3 en la disolución de salida):

$$33{,}33 = 0{,}503 + x$$

De donde:

$$x = 32{,}83\ kmol\ NH_3$$

a.) Porcentaje de NH_3 que se pierde en el gas residual:

$$\frac{NH_3]_{Salida}}{NH_3]_{Entrada}} = \frac{0,503}{33,33} = 0,015 \rightarrow 1,5\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

b.) $$NH_3]_{Salida} = 32,83 \text{ kmol} \cdot 17 \frac{kg}{kmol} = 558,11 \text{ kg}$$

Como esta cantidad equivale al 10% en peso:

$$\text{Disolución}]_{Salida} = \frac{558,11}{0,1} = 5.581 \text{ kg}$$

Teniendo en cuenta la base de cálculo:

$$\text{Disolución}]_{Salida} = 5.581 \frac{kg}{100 \text{ kmol aire}}$$

Transformación de la base de cálculo en las condiciones reals del problema:

$$\text{Aire}]_{Entrada} = (0,75)(0,30) = 225 \frac{m^3}{min} \text{ aire}$$

Supuesto gas ideal:

$$n = \frac{PV}{RT} \qquad \left[R = 0,082 \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K} \right]$$

En las condiciones $\begin{cases} T = 15°C = 288K \\ P = 760\ mmHg = 1\ atm \end{cases}$

$$n = \frac{(1)(22,5)}{(0,082)(288)} = 0,953\ \frac{kmol}{min}\ aire$$

Por tanto:

$$\text{Disolución}]_{Salida} = 5.581\left[\frac{kmol}{100\ kmol\ aire}\right] \cdot 0,953\left[\frac{kmol\ aire}{min}\right] =$$

$$= 53,17\left[\frac{kg}{min}\right] \cdot 60\left[\frac{min}{h}\right] = 3.190\ \frac{kg}{h}\ \text{disolución}$$

c.)

$$\text{Agua}]_{Salida} = (0,90)(5.581) = 5.023\ \frac{kg}{100\ kmol\ aire}$$

Como toda el agua que sale, entra por la parte superior, el valor será el mismo, y si se corrige para las condiciones reales del problema:

$$\text{Agua}]_{Entrada} = 5.023\left[\frac{kg}{100\ kmol\ aire}\right] 0,953\left[\frac{kmol\ aire}{min}\right]$$

$$\cdot 60\left[\frac{min}{h}\right] = 2.872\ \frac{kg}{h}\ \text{agua}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-32
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Calleja, ejemplo 6.5, pg. 123
Notas	Peiró 1, ejemplo 2.1-02, pg. 267

Curso								
Número								

El ácido sulfúrico fumante (óleum) se fabrica absorbiendo SO_3 gaseoso sobre H_2SO_4 del 98% en una columna de relleno. El agua contenida en el ácido sulfúrico utilizado como absorbente se combina con SO_3 para formar H_2SO_4 y, además , el ácido sulfúrico absorbe el exceso de SO_3 para formar óleum.

El SO_3 se obtiene mediante oxidación catalítica del SO_2 gaseoso y seco con aire, de forma que la mezcla gaseosa resultante, además del SO_3 formado, contiene el SO_2 y el O_2 no combinados y el nitrógeno del aire seco utilizado.

En un ensayo de 10 horas para comprobar el funcionamiento de la columna de absorción se obtuvieron los siguientes datos:

a) Ácido sulfúrico fumante:

Cantidad obtenida (kg): 18.350 kg

Composición (% en peso): H_2SO_4: 80 SO_3: 20

b) Ácido concentrado absorbente:

Composición (% en peso): H_2SO_4: 98 H_2O: 2

c) Composición de los gases que salen y entran en la torre de absorción (% en volumen):

Componente	Gas entrante	Gas saliente
SO_2	0,2	0,2
SO_3	7,5	--
O_2	10,3	11,1
N_2	82,0	88,7

Se desea calcular los caudales másicos medios de ácidos y gases que entran y salen de la torre de absorción.

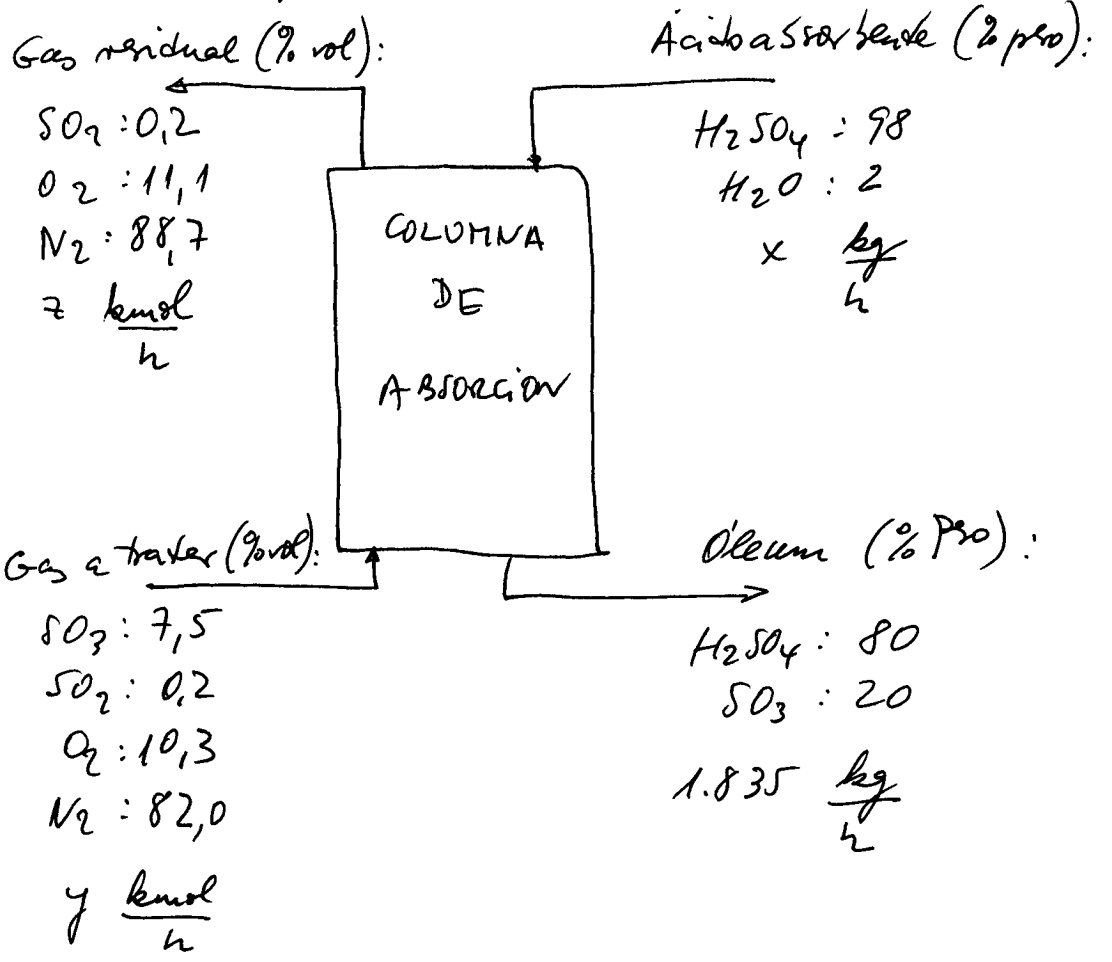
Ácido absorbente (entrada) = 1.348 kg/h

Óleum (salida) = 1.835 kg/h

Gas a tratar (entrada) = 2.623 kg/h

Gas residual (salida) = 2.139 kg/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Como el experimento dura 10 h y se tiene el dato de la cantidad de óleum obtenida, se transforma esta magnitud en caudal:

$$\text{Óleum} = \frac{18.350\ \text{kg}}{10\ \text{h}} = 1.835\ \frac{\text{kg}}{\text{h}}$$

Todas las demás corrientes se expresarán como caudales y, por tanto, se aplica la base de cálculo indicada. Caudales en kmol/h para gases y kg/h para líquidos.

Balance de H_2O ($M = 18$ g/mol) como grupo atómico (kg):

$$(0,02)x + (0,98)\left(\frac{18}{98}\right)x = (0,80)\left(\frac{18}{98}\right)(1.835)$$

De donde:

$$x = 1.348 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 1.348 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ ácido absorbente}$$

Balance de SO_3 ($M = 80$ g/mol) como grupo atómico (kg):

$$(0,98)\left(\frac{80}{98}\right)(1.348) + (0,075)(80)y = \left[(0,2) + (0,8)\left(\frac{80}{98}\right)\right](1835)$$

De donde:

$$y = 81 \text{ kmol}$$

Transformando en unidades másicas:

$$y = 81\left[(0,075)(80) + (0,002)(64) + (0,103)(32) + (0,82)(28)\right] =$$

$$= 2.623 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 2.623 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ gas a Kioto}$$

Balance de N_2 ($M = 28$ g/mol) como grupo atómico (kmol):

$$(0,82)(81) = (0,887)z$$

De donde:

$$z = 75 \text{ kmol}$$

Transformando en unidades másicas:

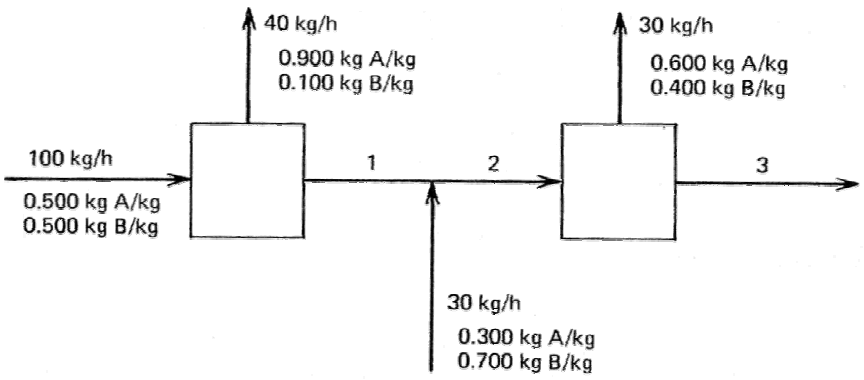
$$z = 75\left[(0,002)(64) + (0,111)(32) + (0,887)(28)\right] =$$

$$= 2.139 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 2.139 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ gas residual}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-33
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Felder, ejemplo 4.4-1, pg. 117
Notas	

Curso								
Número								

En la Figura se muestra el diagrama de flujo para un proceso de destilación continua en régimen estacionario de dos unidades. Cada flujo contiene dos componentes, A y B, en diferentes proporciones. Los tres flujos cuyas velocidades de flujo y/o composiciones se desconocen, están etiquetados con los números 1, 2 y 3.



Calcúlese las velocidades de flujo desconocidas y las composiciones de dichos flujos.

Corriente 1 : 60 kg/h

A = 23,3 %

B = 76,7 %

Corriente 2 : 90 kg/h

A = 25,5 %

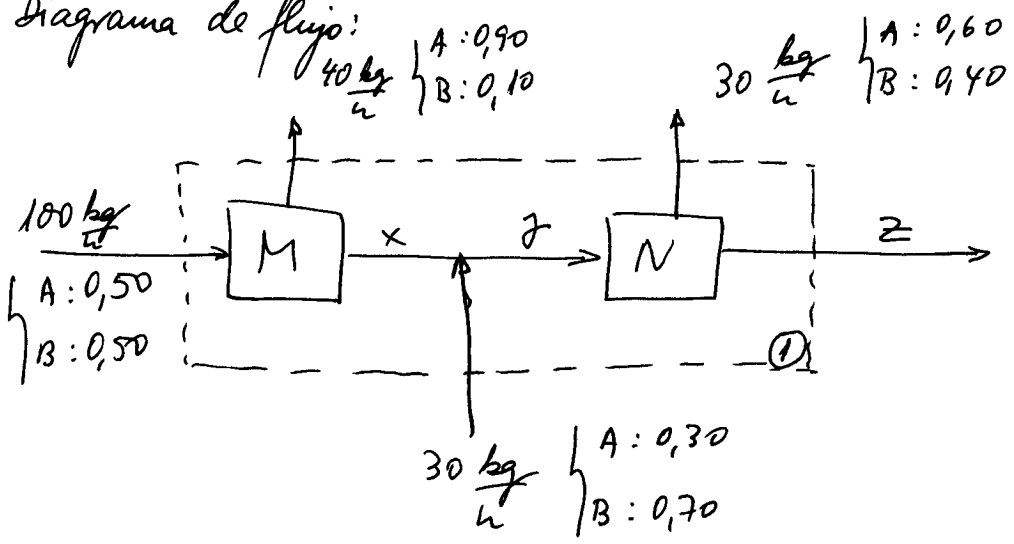
B = 74,5 %

Corriente 3 : 60 kg/h

A = 8,3 %

B = 91,7 %

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Balance total en el límite ①:

$$100 + 30 = 40 + 30 + z$$

De donde:

$$z = 60 \text{ kg} \xrightarrow{\text{B.C.}} 60 \frac{\text{kg}}{\text{h}}$$

Balance de A en el límite ①:

$$(100)(0{,}50) + (30)(0{,}30) = (40)(0{,}90) + (30)(0{,}60) + (60)\,A_z$$

De donde:

$$A_z = 0{,}083 \longrightarrow 8{,}3\%$$

Y, por tanto:

$$B_z = 1 - 0{,}083 = 0{,}917 \longrightarrow 91{,}7\%$$

Como son cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

Balance total alrededor de N:

$$y = 30 + 60 = 90 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 90 \frac{\text{kg}}{\text{h}}$$

Balance de A alrededor de N:

$$(90) A_y = (30)(0,60) + (60)(0,083)$$

De donde:

$$A_y = 0,255 \longrightarrow 25,5\%$$

y, por tanto:

$$B_y = 0,745 \longrightarrow 74,5\%$$

Como son cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

Balance total alrededor de M:

$$100 = 40 + x$$

De donde:

$$x = 60 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 60 \frac{\text{kg}}{\text{h}}$$

Balance de A alrededor de M:

$$(100)(0,50) = (40)(0,90) + (60) A_x$$

De donde

$$A_x = 0,233 \longrightarrow 23,3\%$$

Y, por tanto:

$B_x = 0{,}767 \rightarrow 76{,}7\%$

Como son cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-34
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, circulación simple
Referencia	Felder, ejemplo 4.4-1, pg. 117
Notas	

Curso								
Número								

Una mezcla que contiene 50% en peso de acetona y 50% en peso de agua se separa en sus componentes. El proceso de separación consiste en extraer la acetona del agua con una sustancia que la disuelve y que es prácticamente inmiscible con el agua; después se somete a una destilación para separar la acetona del disolvente. El disolvente que se utiliza es la metil-isobutil-cetona (MIBC). La siguiente descripción presenta algunos de los términos comunes que se utilizan en los procesos de extracción en fase líquida.

La mezcla acetona (soluto) agua (disolvente de la alimentación) se pone en contacto con la MIBC (disolvente de lavado) en un mezclador que proporciona un buen contacto entre las dos fases líquidas. En este paso, la mayor parte de la acetona en el flujo de alimentación se transfiere de la fase acuosa (agua) a la fase orgánica (MIBC). La mezcla se transfiere a un tanque de reposo donde las fases se separan y se extraen por separado. La fase rica en el disolvente de la alimentación (en este proceso, el agua) se conoce como el residuo, y la fase rica en el disolvente de lavado (MIBC) es el extracto.

El residuo pasa a una segunda etapa de extracción, donde entra en contacto con un segundo flujo de MIBC pura, que produce la transferencia de más acetona. El residuo en esta segunda etapa se elimina. Los extractos de las dos etapas de mezclado y reposo se combinan y alimentan una columna de destilación. El vapor producido (en la cabeza de la torre), rico en acetona, es el producto del proceso. El

flujo inferior, rico en MIBC, es posible, en un proceso real, que se purificara y se hiciera recircular hacia los extractores, pero no se considerará esta recirculación en este caso.

En un estudio de una planta piloto se envían 100 kg de MIBC a un primer extractor y 75 kg a un segundo extractor, por cada 100 kg de mezcla acetona-agua que alimentan el primer extractor. El extracto de la primera etapa contiene 27,5% de acetona. El residuo de la segunda etapa tiene una masa de 43,1 kg, y consiste en 5,3% de acetona, 1,6% de MIBC y 93,1% de agua, y el extracto de la segunda etapa contiene 9,0% de acetona, 88% de MIBC y 3% de agua. El producto de la parte superior de la columna de destilación contiene 2,0% de MIBC, 1,0% de agua y el resto de acetona.

Suponiendo una base de 100 kg de mezcla de acetona-agua de alimentación, calcular las masas y las composiciones (porcentajes en masa de los componentes) del residuo y del extracto de la etapa 1, del extracto de la etapa 2, del extracto combinado, y de los productos de las partes superior e inferior de la columna de destilación.

Residuo = 54,73 kg

A = 18,4% (acetona)

M = 3,5% (metil-isobutil-cetona)

W = 78,1% (agua)

Extracto 1 = 145,27 kg

A = 27,5%

M = 67,5%

W = 5%

Extracto 2 = 86,60 kg

A = 9%

M = 81%

W = 3%

Extracto total = 231,87 kg

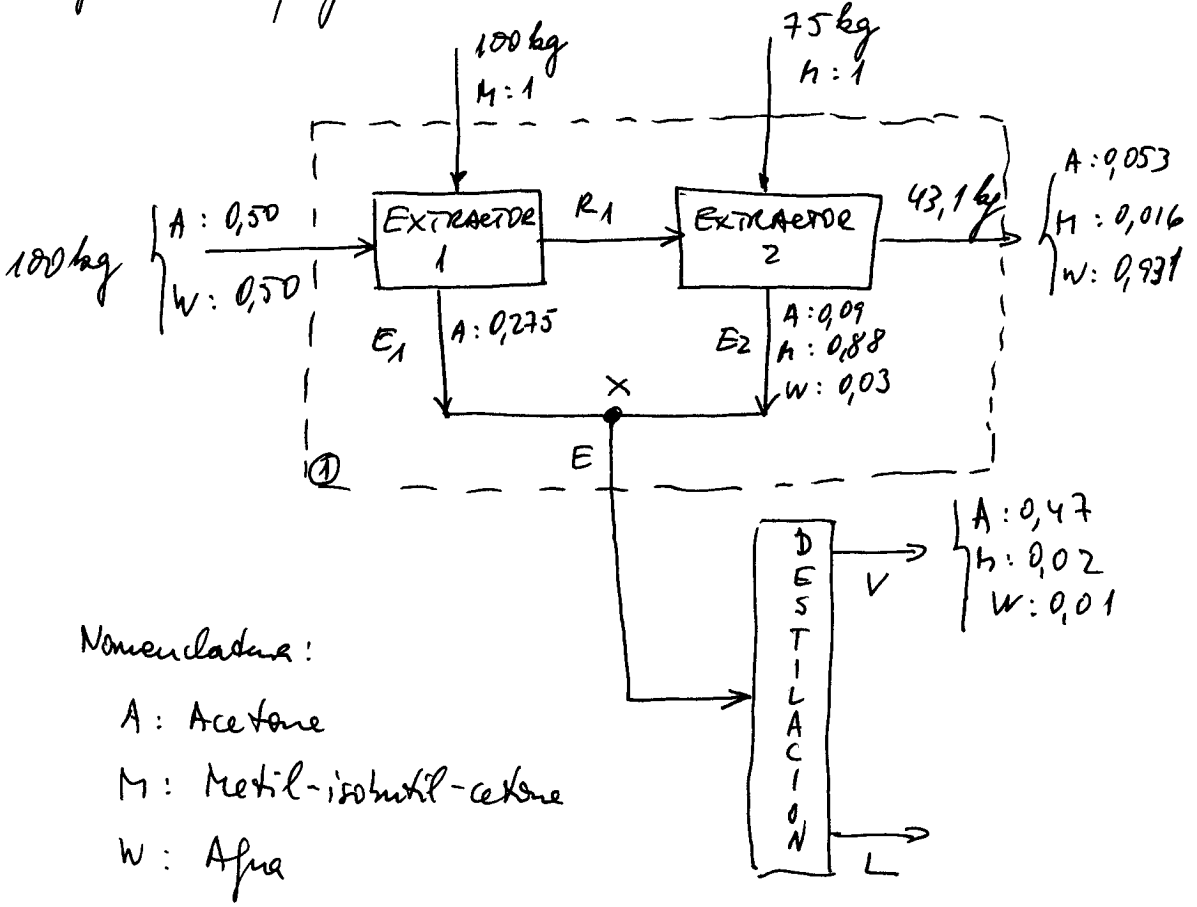
A = 20,6%

M = 75,2%

W = 4,2%

La unidad de destilación no puede ser resuelta por falta de datos (3 ecuaciones con 4 incógnitas).

Diagrama de flujo:



Nomenclatura:

A: Acetone

M: Metil-isobutil-cetone

W: Agua

Base de cálculo: Ninguna

Balances en el límite (1):

Balance de M:

$$100 + 75 = (0,016)(43,1)\, M_E$$

De donde:

$M_E = 174,3$ kg de M en el extracto total

Balance de A:

$$(0,50)(100) = (0,053)(43,1) + A_E$$

De donde:

$A_E = 47,7$ kg de A en el extracto total

Balance de W:

$$(0,50)(100) = (0,931)(43,1) + W_E$$

De donde:

$W_E = 9,87$ kg de W en el extracto total

Resumen del extracto total (entrada a la destilación):

$$E = 174,3 + 47,7 + 9,87 = 231,87 \text{ kg}$$

Composición:

$$A = \frac{47,7}{231,87} = 0,206 \rightarrow 20,6\%$$

$$M = \frac{174,3}{231,87} = 0,752 \rightarrow 75,2\%$$

$$W = \frac{9,87}{231,87} = 0,042 \rightarrow 4,2\%$$

Balance en el punto de mezclado (punto x):

Balance total:

$$E_1 + E_2 = 231,87$$

Balance de A:

$$(0,275)E_1 + (0,09)E_2 = (231,87)(0,752)$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$E_1 + E_2 = 231,87$$

$$0,275\,E_1 + 0,09\,E_2 = 47,7$$

Se obtiene:

$E_1 = 145,27$ kg de extracto del extractor 1

$E_2 = 86,60$ kg de extracto del extractor 2

Balance de M:

$$M_{E1} + (0,88)(86,60) = 174,3$$

De donde:

$M_{E1} = 98,09$ kg de M en el extracto de 1

Balance de W:

$$W_{E1} + (0,03)(86,60) = 9,87$$

De donde:

$W_{E1} = 7,27$ kg de W en el extracto de 1

Composición de E_1:

$$A = 0,275 \longrightarrow 27,5\%$$

$$M = \frac{98,09}{145,27} = 0,675 \longrightarrow 67,5\%$$

$$W = \frac{7,27}{145,27} = 0,050 \longrightarrow 5\%$$

Balance alrededor del extractor 1:

Balance total:

$$100 + 100 = R_1 + 145,27$$

De donde:

$R_1 = 54{,}73$ kg de residuo del extractor 1

Balance de A:

$$(0{,}50)(100) = A_{R1} + (0{,}275)(145{,}27)$$

De donde:

$A_{R_1} = 10{,}05$ kg de A en el residuo del extractor 1

Balance de M:

$$100 = M_{R1} + 98{,}09$$

De donde:

$M_{R_1} = 1{,}91$ kg de M en el residuo del extractor 1

Balance de W:

$$(0{,}50)(100) = W_{R_1} + 7{,}27$$

De donde:

$W_{R_1} = 42{,}73$ kg de W en el residuo del extractor 1

Composición de R_1:

$$A = \frac{10{,}05}{54{,}73} = 0{,}184 \longrightarrow 18{,}4\%$$

$$M = \frac{1{,}91}{54{,}73} = 0{,}035 \longrightarrow 3{,}5\%$$

$$W = \frac{42{,}73}{54{,}73} = 0{,}781 \longrightarrow 78{,}1\%$$

Para resolver la columna de destilación se dispone de los tres balances de componente (el balance total es una combinación de ellos), es decir, de 3 ecuaciones; sin embargo, existen aún 4 incógnitas:

- Caudal de destilado, V
- Caudal de residuo, L
- Composición de 2 componentes del residuo (el tercer componente se conocería por diferencia)

Por tanto, con 4 incógnitas y 3 ecuaciones, no se puede resolver la unidad de destilación.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-35
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, derivación
Referencia	Reklaitis, ejemplo 2.19, pg. 73
Notas	

Curso								
Número								

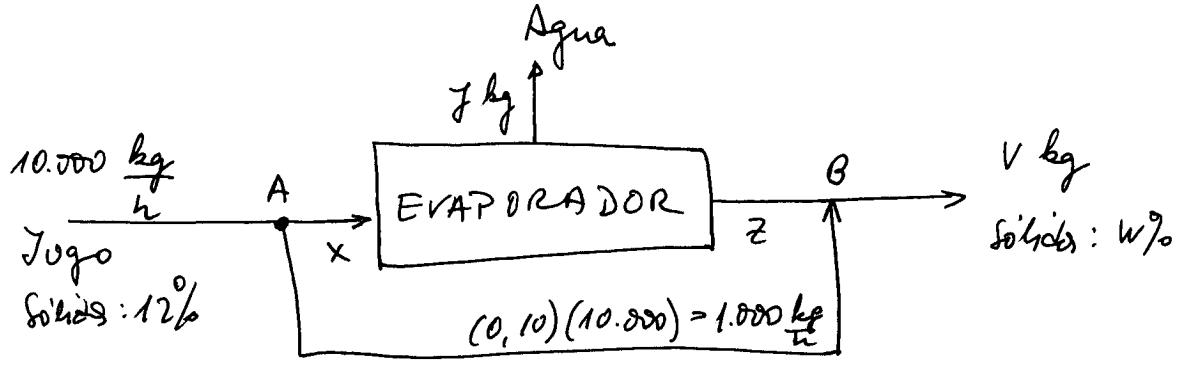
El jugo de naranja fresco contiene generalmente un 12% de sólidos en disolución acuosa (porcentaje en masa); dichos sólidos son principalmente azúcares. Para reducir los costos de traslado, a menudo se concentra el jugo antes de embarcarse y luego se reconstituye al llegar a su destino. El proceso de concentración se efectúa en evaporadores de diseño especial, de tiempo de residencia corto, que operan a presiones menores a la atmosférica para reducir las pérdidas de los componentes de sabor y aroma, presentes en cantidades muy pequeñas y que son muy volátiles y sensibles al calor. Como generalmente no pueden evitarse algunas pérdidas de estos componentes, la práctica común es concentrar el jugo un poco más de lo necesario, y después agregar una pequeña cantidad de jugo fresco al concentrado para obtener un producto de mejor aroma y sabor.

Supóngase que se utiliza 10% de la alimentación a dicho proceso para la reconstitución, y que se opera el evaporador para obtener un jugo de descarga que contiene 80% de sólidos en disolución. Si al proceso se alimentan 10.000 kg/h de jugo fresco, calcular el caudal evaporado de agua y la composición del producto final.

Caudal de agua = 7.650 kg/h

Sólidos en el producto = 51%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Balance total en la derivación (punto A):

$$10.000 = X + 1.000$$

De donde

$$X = 9.000 \text{ kg jugo al evaporador}$$

Balance de sólidos alrededor del evaporador:

$$(9.000)(0,12) = Z(0,80)$$

De donde:

$$Z = 1.350 \text{ kg de jugo del evaporador}$$

Balance de agua alrededor del evaporador:

$$(9.000)(0,88) = y + (1.350)(0,20)$$

De donde:

$$y = 7.650 \text{ kg} \xrightarrow{\text{B.C.}} 7.650 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ agua evaporada}$$

Balance en el punto de mezcla (punto B):

Balance total:

$$1.350 + 1.000 = V$$

De donde:

$$V = 2.350 \text{ kg}$$

Balance de sólidos:

$$(1.350)(0,80) + (1.000)(0,12) = (2.350)w$$

De donde:

$$w = 0,51 \longrightarrow 51\% \text{ en sólidos}$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-36
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, derivación
Referencia	F. Díaz
Notas	F. Camacho

Curso								
Número								

Silverman ha patentado un proceso para reducir el contenido en la leche del ^{90}Sr radiactivo, por contacto con un lecho de $HCaPO_4$. El proceso es muy efectivo y elimina completamente el ^{90}Sr, pero también elimina el 97% de los iones Ca^{+2}, lo que crea un problema, puesto que, de acuerdo con las especificaciones de la leche, ésta debe contener como mínimo 0,05 mg/l de Ca^{+2}.

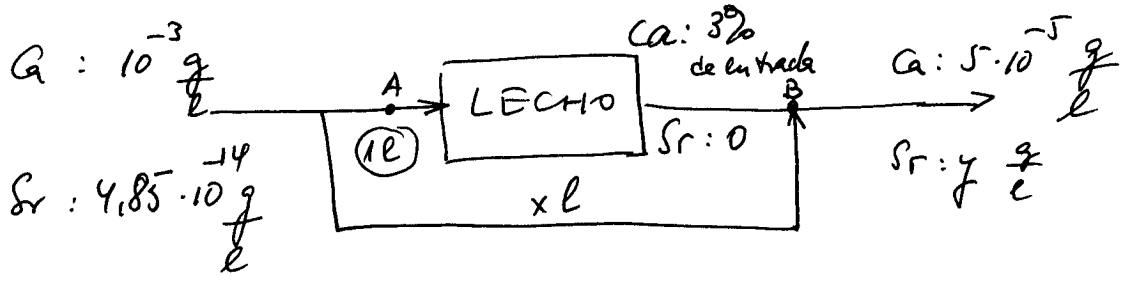
Una leche que contiene $4{,}85 \cdot 10^{-14}$ g/l de ^{90}Sr y 1 mg/l de Ca^{+2} se desea tratar por el proceso anterior para eliminar el ^{90}Sr tanto como sea posible, manteniendo el contenido en Ca^{+2} dentro de especificaciones, para lo cual se ha pensado en separar una corriente mediante una derivación, de forma que se consiga este propósito.

Determinar el contenido en ^{90}Sr de la leche resultante y el porcentaje de ^{90}Sr que se ha eliminado con el proceso.

Concentración de ^{90}Sr = $1{,}002 \cdot 10^{-15}$ g/l

^{90}Sr eliminado = 97,9 %

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 l de leche a la entrada del reactor (punto A)

A la salida del reactor:

$$G = (0{,}03)(10^{-3})(1) = 3 \cdot 10^{-5}\ g$$

Balance en el punto de mezcla (punto B):

Balance de G:

$$(3 \cdot 10^{-5})(1) + (10^{-3})x = (5 \cdot 10^{-5})(1+x)$$

De donde:

$$x = 0{,}0211\ l$$

Balance de Sr (y: concentración a la salida):

$$0 + (4{,}85 \cdot 10^{-14})(0{,}0211) = y\,(1 + 0{,}0211)$$

De donde:

$$y = 1{,}002 \cdot 10^{-15}\ \frac{g}{l}\ \text{de Sr}$$

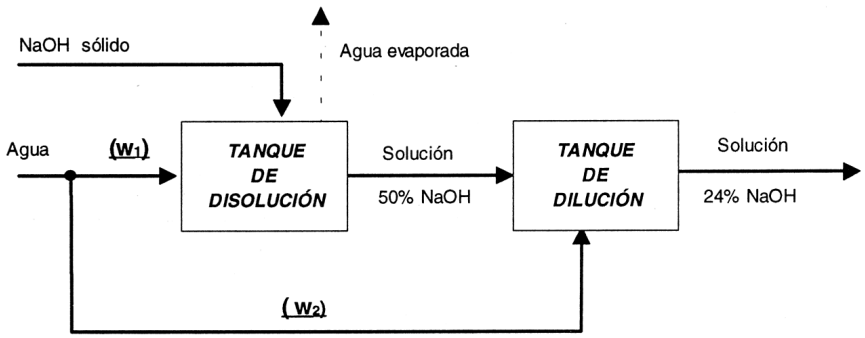
Se eliminará:

$$\text{Sr eliminado} = \frac{4{,}85\cdot10^{-14} - 1{,}002\cdot10^{-15}}{4{,}85\cdot10^{-14}} = 0{,}979 \longrightarrow 97{,}9\,\%$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-37
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, derivación
Referencia	Peiró 1, problema I/1.04, pg. 19
Notas	

Curso								
Número								

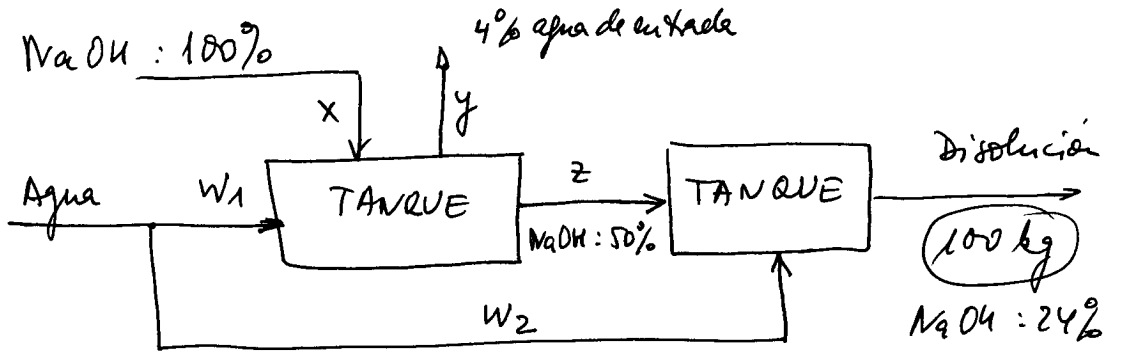
En una industria textil se quiere preparar una disolución de sosa cáustica al 24% en peso para un proceso de mercerización. Debido al elevado calor de disolución de la sosa en agua, la disolución se prepara en un proceso de dos etapas, como se muestra en la Figura.



Considerando que la pérdida por evaporación en el tanque de disolución es del 4% del agua que le entra, calcular la relación W_1/W_2 en peso.

$$\frac{W_1}{W_2} = 0{,}481$$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo : 100 kg de disolución de salida

Balance de NaOH en el segundo tanque:

$$(0,5)z + 0 = (0,24)(100)$$

De donde:

$$z = 48 \text{ kg}$$

Balance total en el segundo tanque:

$$48 + W_2 = 100$$

De donde:

$$W_2 = 52 \text{ kg}$$

Balance de NaOH en el primer tanque:

$$0 + x = 0 + (0,50)(48)$$

De donde:

$$x = 24 \text{ kg}$$

Balance total en el primer tanque:

$$W_1 + 24 = y + 48$$

Como

$$y = 0{,}04\ W_1$$

Se tendrá, de ambas ecuaciones:

$$W_1 = 25\ kg$$

$$y = 1\ kg$$

Por tanto, la relación W_1/W_2 será:

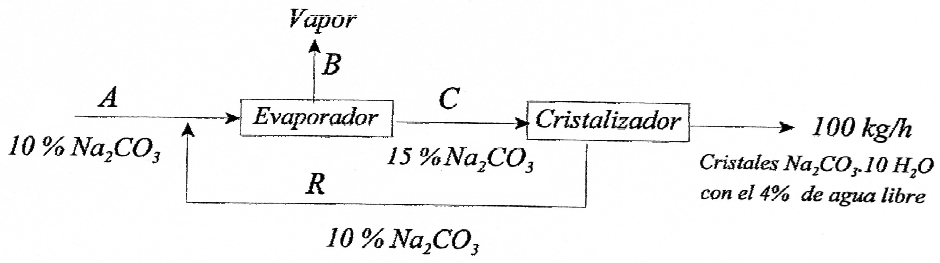
$$\frac{W_1}{W_2} = \frac{25}{52} = 0{,}481$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-38
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, recirculación
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

Se desea obtener carbonato sódico cristalizado ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) a partir de una disolución acuosa de Na_2CO_3 al 10% en peso. El proceso a seguir utiliza un evaporador y luego un cristalizador, tal como se indica en el esquema de la Figura.



Para una producción de 100 kg/h de cristales de la composición indicada y teniendo en cuenta los demás datos del esquema, calcular:

a) Caudal de alimentación, A (kg/h).

b) Caudal de vapor, B (kg/h).

c) Corriente de recirculación, R (kg/h).

Datos:

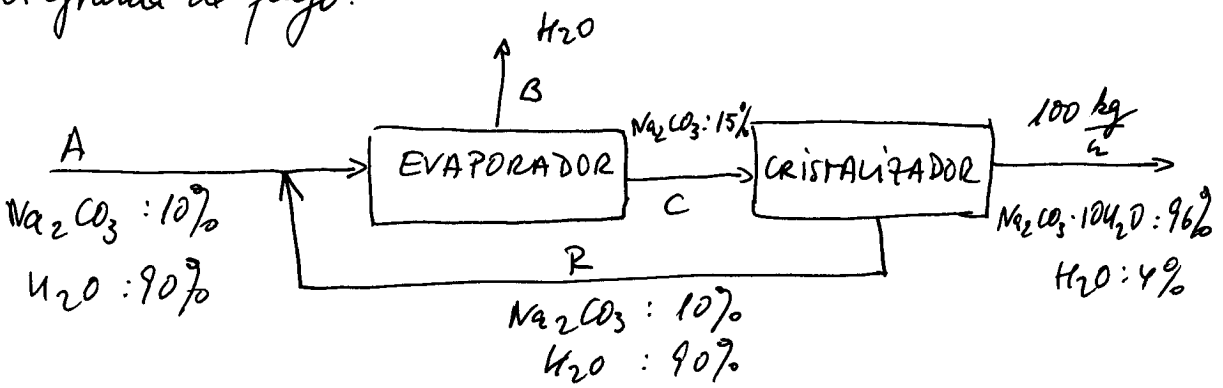
Peso atómico del Na: 23 kg/kmol.

a.) $A = 355{,}8$ kg/h

b.) $B = 255{,}8$ kg/h

c.) $R = 411{,}6$ kg/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

En la corriente de salida, los cristales contienen:

$Na_2CO_3 = 106$ kg $\longrightarrow$ 37,06 %

$10 \cdot H_2O = 180$ kg $\longrightarrow$ 62,94 %

TOTAL : 286

Por tanto, su composición será:

Na_2CO_3 : $(0,96)(0,3706) = 0,3558 \longrightarrow 35,58\%$

H_2O : $(0,96)(0,6294) + 0,04 = 0,6442 \longrightarrow 64,42\%$

a) Balance global de Na_2CO_3:

$$(0,10)\,A = (0,3558)(100)$$

De donde:

$A = 355,8$ kg $\xrightarrow{B.C.}$ 355,8 $\frac{kg}{h}$ alimentación

b.) Balance global de H_2O:

$$(0,90)(355,8) = B + (0,6442)(100)$$

De donde:

$$B = 255,8 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 255,8 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ vapor}$$

c)

Balance alrededor del cristalizador:

Balance total:

$$C = 100 + R$$

Balance de Na_2CO_3:

$$(0,15)C = (0,3558)(100) + (0,10)R$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$C = 100 + R$$

$$0,15C = 35,58 + 0,10R$$

Se obtiene:

$$C = 511,6 \text{ kg}$$

$$R = 411,6 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 411,6 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ reciclado.}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-39
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, recirculación
Referencia	Calleja, ejemplo 6.3, pg. 121
Notas	Jarabo QT-1, problema 11

Curso								
Número								

Un evaporador se alimenta con 10.000 kg/h de una disolución de KNO_3 al 20% en peso. La disolución concentrada que sale del evaporador con el 50% en peso de KNO_3 se lleva a un cristalizador, donde se enfría, cristaliza el KNO_3 y las aguas madres (disolución saturada fría con 0,6 kg de KNO_3 por kg de agua) se recirculan, mezclándose con la corriente de alimentación del evaporador. La masa de cristales separados en el cristalizador contiene un 4% en peso de agua. Calcular:

a) Caudal (kg/h) de sal húmeda producida.

b) Caudal (kg/h) de agua evaporada.

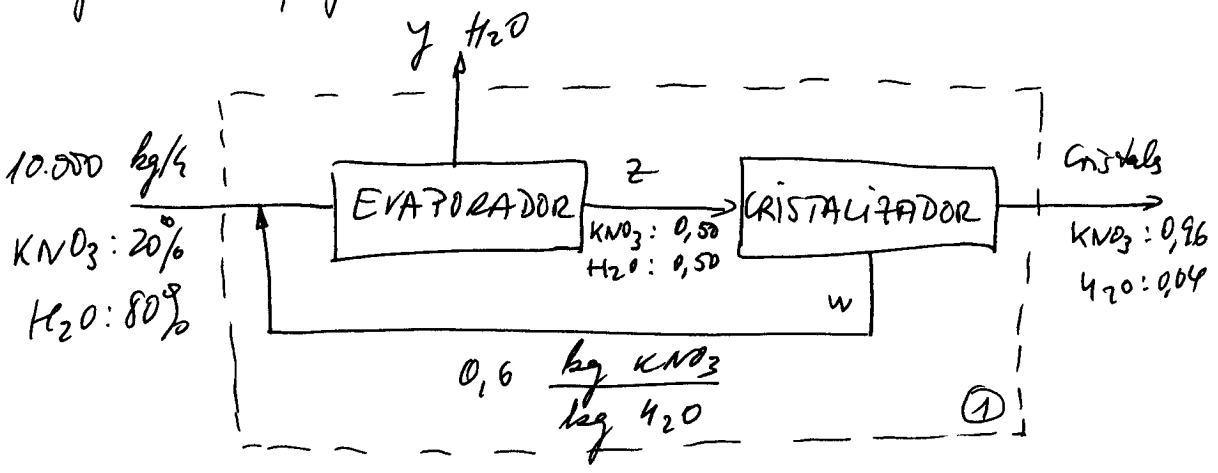
c) Caudal (kg/h) de disolución saturada fría recirculada del cristalizador al evaporador.

a.) Sal húmeda = 2.083 kg/h

b.) Agua evaporada = 7.912 kg/h

c.) Disolución recirculada = 7.668 kg/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

a.) Balance de KNO_3 en el límite ①:

$$(10.000)(0,20) = x(0,96)$$

De donde:

$$x = 2.083 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 2.083 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ sal húmeda}$$

b.) Balance total en el límite ①:

$$10.000 = y + 2.083$$

De donde:

$$y = 7.917 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 7.917 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ agua evaporada}$$

c.) La composición de la recirculación podría expresarse como:

$$0,6 \frac{\text{kg } KNO_3}{\text{kg } H_2O} = \frac{0,6}{1,6} \frac{\text{kg } KNO_3}{\text{kg } H_2O + \text{kg } KNO_3} =$$

$= 0,375 \longrightarrow 37,5\%$

es decir:

$KNO_3 = 0,375$

$H_2O = 0,625$

Balance alrededor del cristalizador:

Balance total:

$$z = 2.083 + w$$

Balance de KNO_3:

$$z\,(0,50) = (2.083)(0,96) + w(0,375)$$

A partir del sistema de ecuaciones:

$$z = 2.083 + w$$

$$0,5\,z = 2.000 + 0,375\,w$$

Se obtendrá:

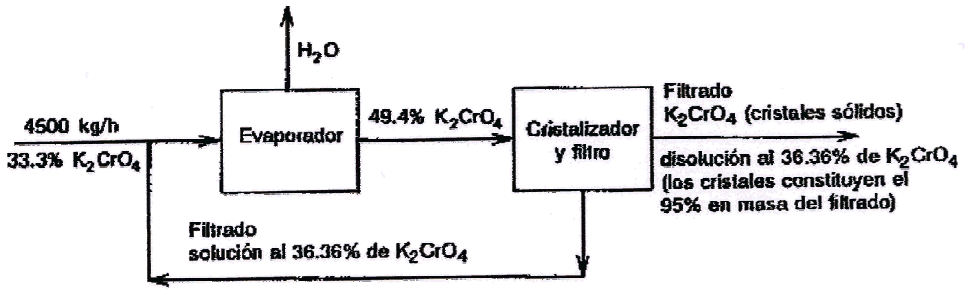
$z = 9.751$ kg

$w = 7.668$ kg $\xrightarrow{B.C.}$ $7.668 \frac{kg}{h}$ recirculado

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-40
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, recirculación
Referencia	Felder, ejemplo 4.5-1, pg. 124
Notas	

Curso								
Número								

A continuación se muestra el diagrama de flujo de un proceso en régimen estacionario para la recuperación de dicromato potásico cristalino (K_2CrO_4) a partir de una disolución acuosa de esta sal.



Se combinan 4.500 kg/h de una disolución que contiene 33,3% de K_2CrO_4, y un flujo de re circulación que contiene 36,36% de K_2CrO_4; el flujo combinado alimenta un evaporador. El flujo concentrado que sale del evaporador contiene 49,4% de K_2CrO_4; este flujo alimenta un cristalizador, donde se enfría (produciendo la precipitación de cristales de K_2CrO_4 a partir de la disolución) y después se filtra. El filtrado consiste en cristales de K_2CrO_4 y una disolución que contiene 36,36% de K_2CrO_4 los cristales representan el 95% de la masa total del filtrado. La disolución que pasa a través del filtro, que contiene también 36,36% de K_2CrO_4, es el flujo de recirculación.

Calcúlese el peso del agua extraída en el evaporador, la velocidad de producción del K_2CrO_4 cristalino, el cociente (kg de corriente recirculada)/(kg de

alimentación fresca) y las velocidades de alimentación con las que deben diseñarse el evaporador y el cristalizador.

Agua evaporada = 2.950 kg/h

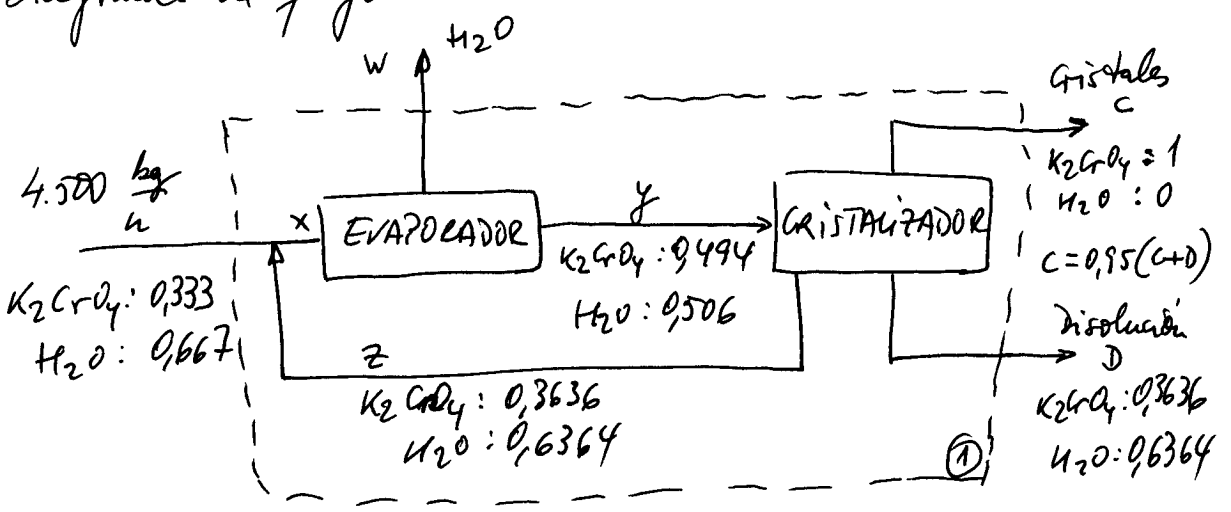
K_2CrO_4 cristalino = 1.472 kg/h

$$\frac{\text{kg recirculados}}{\text{kg alimentación}} = 1,25$$

Alimentación al evaporador = 10.134 kg/h

Alimentación al cristalizador = 7.184 kg/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Balance de K_2CrO_4 en el límite ①:

$$(4.500)(0,333) = C(1) + D(0,3636)$$

Como:

$$C = 0,95\,(C+D)$$

Se tendrá, resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$D = 77,5 \text{ kg}$$

$$C = 1.472 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 1.472 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ cristales}$$

Balance total en el límite ①:

$$4.500 = W + 1.472 + 77,5$$

De donde:

$$W = 2.950 \text{ kg} \xrightarrow{B.C.} 2.950 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ agua evaporada}$$

Balance total alrededor del cristalizador:

$$y = 1.472 + 77,5 + z$$

Balance de H_2O alrededor del cristalizador:

$$(0,506)y = 0 + (0,6364)(77,5) + (0,6364)z$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$y = 1.549,5 + z$$
$$0,506\,y = 49,321 + 0,6364\,z$$

Se obtiene:

$$z = 5.634,5 \text{ kg}$$
$$y = 7.184 \text{ kg} \xrightarrow{\text{B.C.}} 7.184 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ alimentación al cristalizador}$$

La relación recirculación/alimentación será:

$$\frac{5.634,5}{4.500} = 1,25 \frac{\text{kg reciclados}}{\text{kg alimentación}}$$

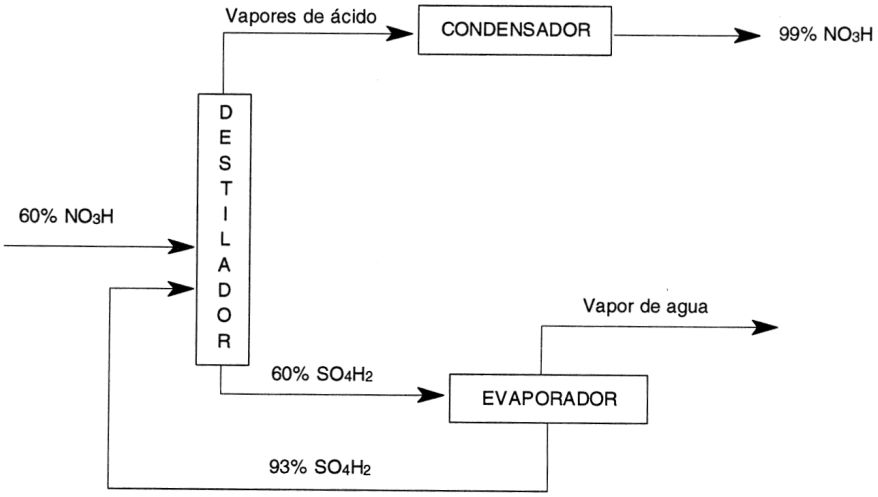
Balance total alrededor del evaporador:

$$X = 2.950 + 7.184 =$$
$$= 10.134 \text{ kg} \xrightarrow{\text{B.C.}} 10.134 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ alimentación al evaporador}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-41
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, recirculación
Referencia	Peiró 1, problema I/1.06, pg. 27
Notas	

Curso								
Número								

La etapa final de la fabricación de ácido nítrico es una destilación, en la que la concentración del ácido pasa de 60 a 99%. En la Figura se representa el diagrama de flujo.



El objeto de usar el H_2SO_4 es disminuir la presión parcial del H_2O. Si no se añade H_2SO_4 o algún otro agente de acción similar, no se podría conseguir por evaporación una concentración de ácido superior al 68% (que es el azeótropo).

Tomando como base 100 kg de ácido nítrico concentrado, calcular:

a) El peso de agua que sale del evaporador.

b) El peso de H_2SO_4 que sale del destilador.

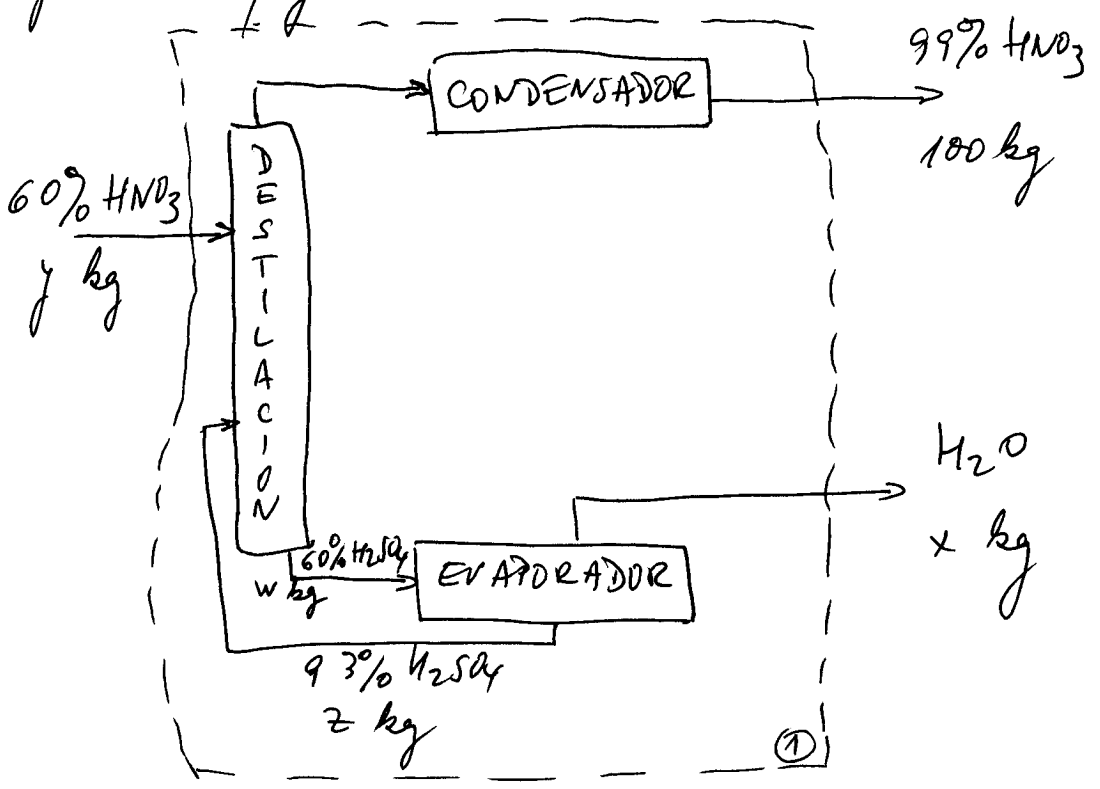
c) El peso de alimentación de ácido diluido que entra en el sistema.

a.) Agua que sale del evaporador = 65 kg

b.) Acido sulfúrico que sale del destilador = 109,9 kg

c.) Alimentación de ácido diluido = 165 kg

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: La indicada en el enunciado (100 kg de HNO_3 concentrado)

Balance de HNO_3 en el límite ①:

$$(0,60)\,y = (0,99)(100) + 0$$

De donde:

$y = 165$ kg de HNO_3 diluido [apartado c)]

Balance total en el límite ①:

$$165 = 100 + x$$

De donde:

$x = 65$ kg de H_2O [apartado a)]

Balance alrededor del evaporador:

Balance total:

$$W = 65 + Z$$

Balance de H_2SO_4:

$$(0,60)W = 0 + (0,93)Z$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$W = 65 + Z$$
$$0,6\,W = 0,93Z$$

Se obtiene:

$$W = 183,18 \text{ kg}$$
$$Z = 118,18 \text{ kg}$$

El H_2SO_4 que sale del destilador será:

$$H_2SO_4 = (183,18)(0,60) = 109,9 \text{ kg [apartado b)]}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-42
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, recirculación
Referencia	Calleja, problema 8, pg. 128
Notas	

Curso								
Número								

Una corriente de aire húmedo, con 0,06 kg de agua por kg de aire seco, se seca en una torre de relleno, poniéndolo en contacto con una disolución de ácido sulfúrico del 72%. Este ácido se prepara recirculando parte del ácido sulfúrico que sale de la columna (concentración del 67%) y mezclándolo con ácido sulfúrico del 98%. Si la columna está diseñada para tratar 440 m^3/h de aire húmedo medidos a presión atmosférica y 360 K, con un rendimiento del 91%, calcular los caudales másicos de todas las corrientes implicadas.

Notas:

Considérese el aire como un compuesto de peso molecular 28,89 kg/kmol.

Aire de entrada = 415,58 kg/h

Aire de salida = 394 kg/h

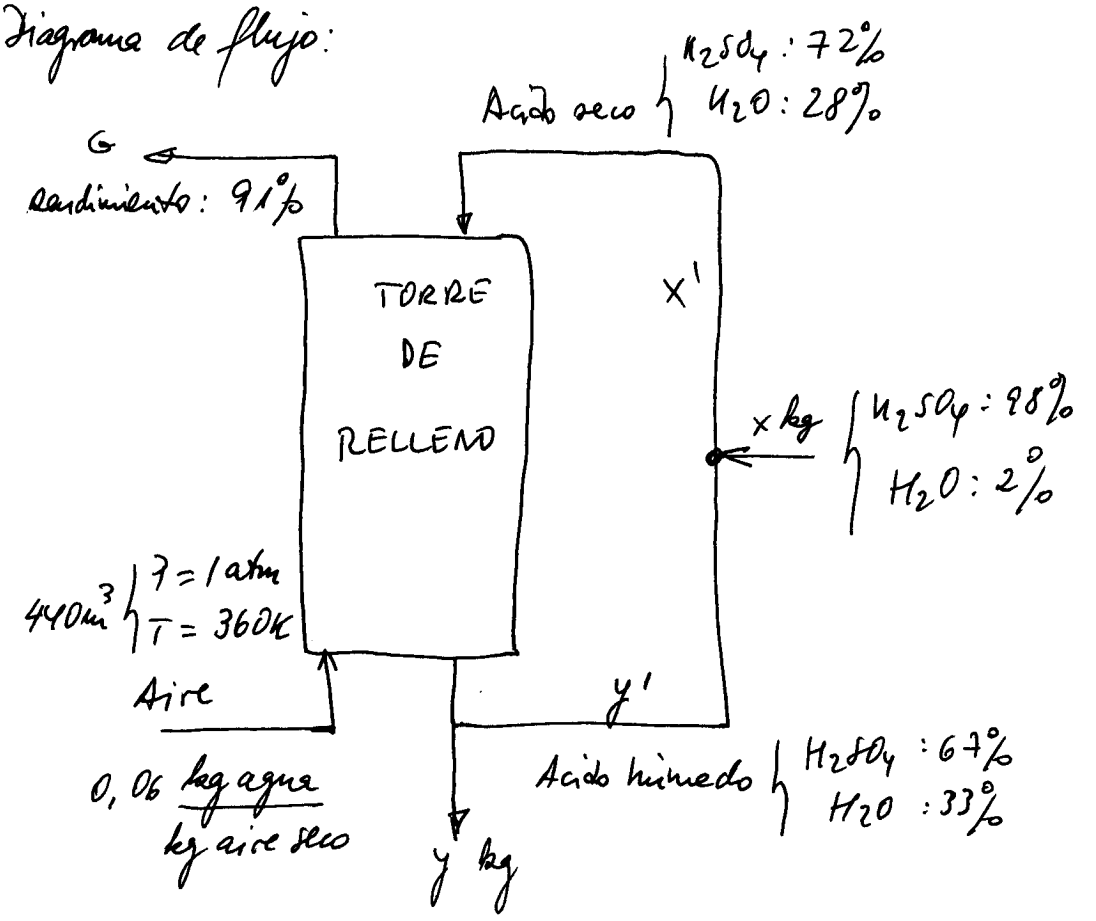
Acido comercial (entrada) = 68,36 kg/h

Acido seco = 430,42 kg/h

Acido humedo (salida) = 89,76 kg/h

Acido humedo recirculado = 362,05 kg/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg de aire (húmedo) de entrada

Transformación del caudal de aire de entrada en caudal másico:

Según la ecuación de estado de los gases ideales:

$$n = \frac{PV}{RT} \quad \left[R = 0{,}082 \ \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K} \right]$$

en las condiciones

$P = 1 atm$

$T = 360K$

$V = 440 \ \frac{m^3}{h}$

Se tendrá:

$$n = \frac{(1)(440)}{(0,082)(360)} = 14,9 \ \frac{kmol}{h}$$

Composición de se aire:

$$\frac{0,06 \ kg \ agua}{1 \ kg \ aire} = \frac{0,06/18 \ kmol \ agua}{1/28,8 \ kmol \ aire} =$$

$$= \frac{0,06/18}{1/28,8 + 0,06/18} \ \frac{kmol \ agua}{kmol \ totals} = 0,0876$$

Es decir:

Agua = 0,0876 → 8,76% mol

Aire = 0,9124 → 91,24% mol

Caudal másico de aire de entrada:

$$N = 14,9 \left[\frac{kmol}{h}\right]\left[(0,0876)(18)+(0,9124)(28,8)\right]\left[\frac{kg}{kmol}\right] =$$

$$= 415,58 \ \frac{kg}{h} \text{ aire húmedo de entrada}$$

Composición del aire de entrada en fracción másica:

Agua: $\frac{0,06 \ kg \ agua}{kg \ aire} = \frac{0,06}{1,06} \ \frac{kg \ agua}{kg \ totals} = 0,0566 \rightarrow 5,66\%$

Aire: $\frac{1}{0,06} \ \frac{kg \ aire}{kg \ agua} = \frac{1}{1,06} \ \frac{kg \ agua}{kg \ totals} = 0,9434 \rightarrow 94,34\%$

Corriente de salida de aire seco:

Rendimiento = 91%

Significa que solo sale el 9% del agua que ha entrado con el gas.

Es decir, si ha entrado:

$$(100)(0{,}0566) = 5{,}66 \text{ kg agua}$$

salen por la corriente de gas seco:

$$(5{,}66)(0{,}09) = 0{,}509 \text{ kg agua}$$

Y también sale todo el aire que ha entrado como aire húmedo, es decir:

$$(100)(0{,}9434) = 94{,}34 \text{ kg aire}$$

El caudal másico de la corriente de aire a la salida será, pues:

$$G = 94{,}34 + 0{,}509 = 94{,}849 \text{ kg}$$

Transformación de la base de cálculo a las condiciones reales del problema:

$$G = 94{,}849 \frac{\text{kg}}{100 \text{ kg entrada}} \cdot 415{,}58 \frac{\text{kg entrada}}{\text{h}} = 394 \frac{\text{kg}}{\text{h}} \text{ aire a la salida}$$

Balance de agua:

$$(100)(0{,}0566) + x(0{,}02) = y(0{,}33)$$

Balance total:

$$100 + x = 94{,}849 + y$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$5,66 + 0,02x = 0,33y$$
$$5,15 + x = y$$

Se obtiene:

$x = 16,45$ kg de ácido comercial
$y = 21,60$ kg de ácido húmedo

Transformación de la base de cálculo a las condiciones reales del problema:

$$x = 16,45 \frac{kg}{100\ kg\ entrada} \cdot 415,58 \frac{kg\ entrada}{h} = 68,36 \frac{kg}{h}$$ ácido comercial

$$y = 21,60 \frac{kg}{100\ kg\ entrada} \cdot 415,58 \frac{kg\ entrada}{h} = 89,76 \frac{kg}{h}$$ ácido húmedo

Balance en el punto de entrada del sulfúrico comercial (punto 5):

Balance total:

$$y' + 16,45 = x'$$

Balance de sulfúrico:

$$(0,67)y' + (0,98)(16,45) = (0,72)x'$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$y' + 16,45 = x'$$
$$0,67\,y' + 16,12 = 0,72\,x'$$

Se obtiene:

$x' = 103,57$ kg de ácido seco

$y' = 87,12$ kg de ácido húmedo recirculado

Transformación de la base de cálculo a las condiciones reals del problema:

$$x' = 103,57 \frac{kg}{100\ kg\ entrada} \cdot 415,58 \frac{kg\ entrada}{h} = 430,42 \frac{kg}{h}$$ ácido seco

$$y' = 87,12 \frac{kg}{100\ kg\ entrada} \cdot 415,58 \frac{kg\ entrada}{h} = 362,05 \frac{kg}{h}$$ ácido húmedo recirculado

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ02-43
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, proceso físico, recirculación y purga
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

A un proceso formado por un mezclador y un separador, con recirculación y purga, que opera en continuo y régimen estacionario, se alimenta una corriente fresca con una composición en peso de 20% en A y 80% en B. En el separador se obtiene una corriente de composición en peso de 5% en A y 95% en B, y otra formada por A puro, de la cual una parte se recircula a la corriente de alimentación fresca y la otra se extrae como purga, con un caudal de 10 kg/h. La entrada al mezclador, resultante de la mezcla de alimentación fresca y recirculación, tiene una composición en peso de 40% en A.

Calcular los caudales y composiciones de las diferentes corrientes del sistema.

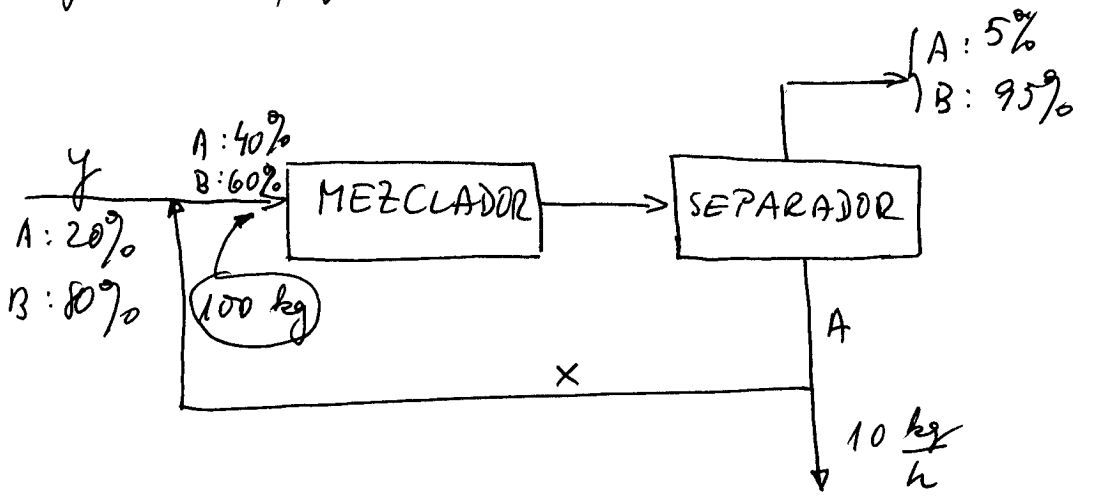
Entrada al mezclador = 988,16 kg/h

Alimento fresco = 63,34 kg/h

Recirculación = 21,11 kg/h

Producto = 53,34 kg/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg de entrada al mezclador

Entrada al separador = Salida del mezclador

$A: (0,40)(100) = 40$ kg

$B: (0,60)(100) = 60$ kg

Balance de B en el separador:

$$60 = (0,95)\,z$$

De donde:

$z = 63,16$ kg de producto

Del separador salen a recirculación:

$$A = 40 - (0,05)(63,16) = 36,84 \text{ kg}$$

Balances en el punto de recirculación:

Balance total:

$$x + y = 100$$

Balance de A:

$$x + 0{,}20\,y = (0{,}40)(100)$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$x = 25$ kg de recirculación

$y = 75$ kg de alimentación

$$\text{Purga} = 36{,}84 - 25 = 11{,}84 \text{ kg}$$

Transformando la base de cálculo a las condiciones reales del problema:

$$\text{Entrada al mezclador} = \frac{100 \text{ kg}}{11{,}84 \text{ kg purga}} \cdot 10 \frac{\text{kg purga}}{\text{h}} = 988{,}16 \frac{\text{kg}}{\text{h}}$$

$$\text{Alimento fresco} = \frac{75 \text{ kg}}{11{,}84 \text{ kg purga}} \cdot 10 \frac{\text{kg purga}}{\text{h}} = 63{,}34 \frac{\text{kg}}{\text{h}}$$

$$\text{Recirculación} = \frac{25 \text{ kg}}{11{,}84 \text{ kg purga}} \cdot 10 \frac{\text{kg purga}}{\text{h}} = 21{,}11 \frac{\text{kg}}{\text{h}}$$

$$\text{Producto} = \frac{63{,}16 \text{ kg}}{11{,}84 \text{ kg purga}} \cdot 10 \frac{\text{kg purga}}{\text{h}} = 53{,}34 \frac{\text{kg}}{\text{h}}$$

TEMA 3:

BALANCES DE MATERIA

(Químicos)

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-01
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, circulación simple
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 3.11, pg. 180
Notas	

Curso								
Número								

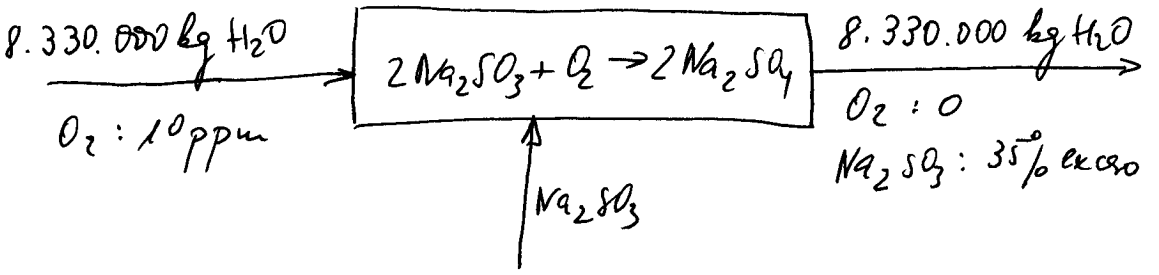
La corrosión por oxígeno de las tuberías de las calderas puede reducirse si se emplea sulfito sódico, el cual elimina oxígeno del agua de alimentación de la caldera por medio de la siguiente reacción

$$2\ Na_2SO_3 + O_2 \rightarrow 2\ Na_2SO_4$$

¿Qué cantidad (kg) de sulfito sódico (M = 126 kg/kmol) se requieren en teoría (reacción completa) para eliminar el oxígeno de 8.330.000 kg de agua que contienen 10 ppm de oxígeno disuelto y al mismo tiempo mantener un 35% de exceso de sulfito sódico?

$$Na_2SO_3 = 885,56\ kg$$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

Entrada de O_2:

$$O_2 = \frac{10 \text{ kg } O_2}{(10^6 - 10) \text{ kg } H_2O} \cdot 8.330.000 \text{ kg } H_2O = 83,3 \text{ kg} =$$

$$= 83,3 \left[\text{kg}\right] \frac{1}{32} \left[\frac{\text{kmol}}{\text{kg}}\right] = 2,603 \text{ kmol } O_2$$

Según la estequiometría (y el 35% de exceso):

$$Na_2SO_3 = (2)(2,603)(1 + 0,35) = 7,028 \text{ kmol} =$$

$$= 7,028 \left[\text{kmol}\right] \cdot 126 \left[\frac{\text{kg}}{\text{kmol}}\right] = 885,56 \text{ kg}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-02
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, circulación simple
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

Se alimentan 10 m^3/h de HCl gaseoso a 200ºC y 1 atm a un horno de oxidación donde se hacen reaccionar con aire con un 20% de exceso del requerido por la reacción:

$$2\ HCl + \frac{1}{2}\ O_2 \rightarrow Cl_2 + H_2O$$

Si la reacción es completa y los productos abandonan el horno a 300ºC y 1 atm, calcular el caudal volumétrico y la composición de los gases producto.

Gas producto = 27,33 m^3/h

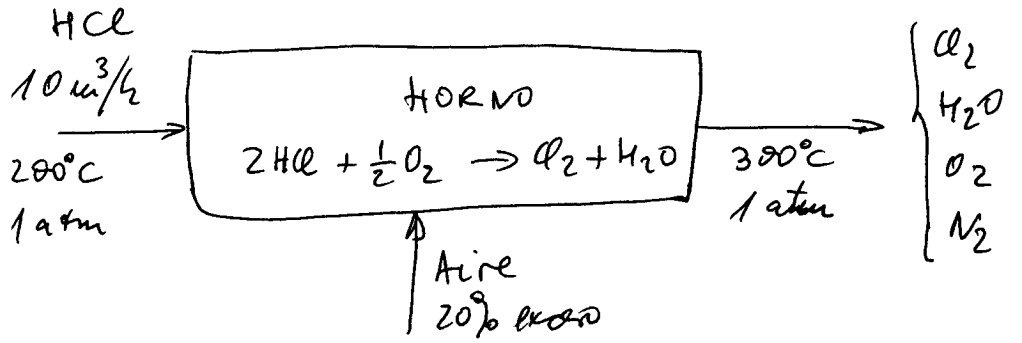
O_2 = 2,22%

N_2 = 50,02%

CO_2 = 23,88%

H_2O = 23,88%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Según la ecuación de los gases ideales:

$$n = \frac{PV}{RT} \quad \left[R = 0{,}082 \ \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K} \right]$$

En las condiciones:

$P = 1 \ atm$

$V = 10 \ m^3$

$T = 200 + 273 = 473 \ K$

Se tendrá:

$$n = \frac{(1)(10)}{(0{,}082)(473)} = 0{,}2778 \ kmol \ HCl$$

Según la estequiometría de la reacción se necesitan:

$$O_2 = \frac{HCl}{4} = 0{,}0644 \ kmol \ O_2 \ teórico$$

Como se alimenta un exceso de aire (exceso de oxígeno) del 20%:

$$O_2 = 0{,}0644 + (0{,}20)(0{,}0644) = 0{,}0773 \ kmol \ O_2$$

Nitrógeno que acompañará a 8% oxígeno:

$$N_2 = (0{,}0773)\left(\frac{79}{21}\right) = 0{,}2910 \text{ kmol } N_2$$

Gases producto:

O_2 (exceso) $= (0{,}20)(0{,}0644) = 0{,}0129$ kmol

$N_2 = 0{,}2910$ kmol

$Cl_2 = \frac{HCl}{2} = \frac{0{,}2778}{2} = 0{,}1389$ kmol

$H_2O = \frac{HCl}{2} = \frac{0{,}2778}{2} = 0{,}1389$ kmol

Total $= 0{,}0129 + 0{,}2910 + 0{,}1389 + 0{,}1389 = 0{,}5817$ kmol

Composición (en mols):

$O_2 = \frac{0{,}0129}{0{,}5817} = 0{,}0222 \longrightarrow 2{,}22\%$

$N_2 = \frac{0{,}2910}{0{,}5817} = 0{,}5002 \longrightarrow 50{,}02\%$

$Cl_2 = \frac{0{,}1389}{0{,}5817} = 0{,}2388 \longrightarrow 23{,}88\%$

$H_2O = \frac{0{,}1389}{0{,}5817} = 0{,}2388 \longrightarrow 23{,}88\%$

Como son cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

Según la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{n R T}{P} \quad \left[R = 0{,}082 \ \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K}\right]$$

En las condiciones:

$n = 0{,}5817$ kmol

$T = 300 + 273 = 573$ K

$P = 1$ atm

Se tendrá:

$$V = \frac{(0{,}5817)(0{,}082)(573)}{(1)} = 27{,}33 \text{ m}^3 \xrightarrow{\text{B.C.}}$$

$27{,}33 \frac{\text{m}^3}{\text{h}}$ de gases producto

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-03
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, circulación simple
Referencia	Jarabo QT-1, problema 6
Notas	

Curso								
Número								

Se alimentan 30 m^3/h de HCl gaseoso a 260ºC y 760 mm Hg a un horno de oxidación donde se hacen reaccionar con oxígeno puro con 20% de exceso.

$$2\ HCl + \frac{1}{2}\ O_2 \rightarrow Cl_2 + H_2O$$

Si la reacción es completa y los productos abandonan el reactor a 315ºC y 750 mmHg, calcular:

a) Caudal másico de oxígeno alimentado al reactor.

b) Composición molar de los gases producto.

c) Caudal volumétrico de los gases producto.

a.) Oxigeno alimentado = 6,586 kg/h

b.) Gas producto (% mol):

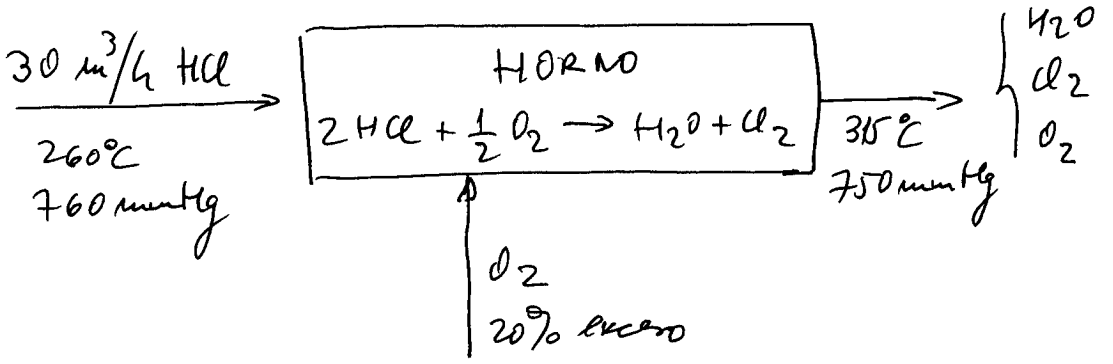
$O_2 = 4,78$

$Cl_2 = 47,61$

$H_2O = 47,61$

c.) Gas producto = 35,10 m^3/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

a.) Según la ecuación de los gases ideales:

$$n = \frac{PV}{RT} \quad \left[R = 0{,}082 \ \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K}\right]$$

En las condiciones:

$P = 760 \text{ mm Hg} = 1 \text{ atm}$

$V = 30 \ m^3$

$T = 260 + 273 = 533 \ K$

Se tendrá:

$$n = \frac{(1)(30)}{(0{,}082)(533)} = 0{,}684 \text{ kmol HCl}$$

Según la estequiometría de la reacción se necesita:

$$O_2 = \frac{HCl}{4} = \frac{0{,}684}{4} = 0{,}172 \text{ kmol de } O_2 \text{ teórico}$$

Como se alimenta un exceso de oxigeno (20%):

$$O_2 = 0,172 + (0,20)(0,172) = 0,206 \text{ kmol} =$$

$$= 0,206\ [\text{kmol}] \cdot 32\left[\frac{\text{kg}}{\text{kmol}}\right] = 6,586 \text{ kg } O_2 \text{ real}$$

$$\xrightarrow{B.C.} 6,586 \frac{\text{kg}}{4} \text{ de } O_2 \text{ alimentados al reactor}$$

b.) Gas producto:

$$O_2 \text{ (exceso)} = (0,20)(0,172) = 0,0344 \text{ kmol}$$

$$Cl_2 = \frac{HCl}{2} = \frac{0,684}{2} = 0,342 \text{ kmol}$$

$$H_2O = \frac{HCl}{2} = \frac{0,684}{2} = 0,342 \text{ kmol}$$

$$\text{Total} = 0,0344 + 0,342 + 0,342 = 0,7184 \text{ kmol}$$

Composición (en mole):

$$O_2 = \frac{0,0344}{0,7184} = 0,0479 \longrightarrow 4,79\%$$

$$Cl_2 = \frac{0,342}{0,7184} = 0,4761 \longrightarrow 47,61\%$$

$$H_2O = \frac{0,342}{0,7184} = 0,4761 \longrightarrow 47,61\%$$

Como son cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

c.) Según la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{P} \quad \left[R = 0{,}082 \ \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K}\right]$$

En las condiciones:

$$n = 0{,}7184 \ kmol$$

$$T = 315 + 276 = 588 \ K$$

$$P = \frac{750}{760} = 0{,}9868 \ atm$$

Se tendrá:

$$V = \frac{(0{,}7184)(0{,}082)(588)}{(0{,}9868)} = 35{,}10 \ m^3 \xrightarrow{B.C.}$$

$35{,}10 \ \frac{m^3}{h}$ de gas producto

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-04
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, circulación simple
Referencia	Felder, ejemplo 4.6-3, pg. 139
Notas	

Curso								
Número								

Las reacciones:

$$C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 + H_2$$

$$C_2H_4 + H_2 \rightarrow 2\ CH_4$$

se llevan a cabo en un reactor continuo en régimen estacionario. La alimentación consiste en un 85% en moles de etano (C_2H_6) y el resto sustancias inertes (I). La conversión de etano es del 50,1% y el rendimiento a etileno es del 47,1%.

Calcúlese la composición molar del producto gaseoso y la selectividad del etileno en la producción de metano.

Composición del producto (% mol):

$C_2H_6 = 30,31$

$C_2H_4 = 28,60$

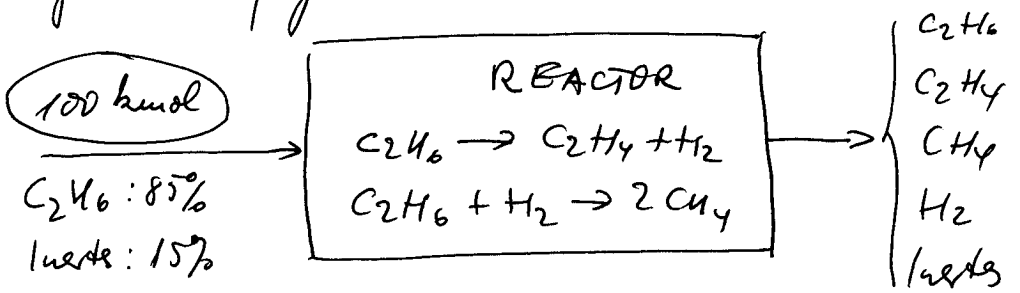
$CH_4 = 3,64$

$H_2 = 26,79$

$I = 10,72$

Selectividad $= 7,85 \ \frac{\text{kmol } C_2H_4}{\text{kmol } CH_4}$

Diagrama de flujo:



$\text{Conversión}]_{C_2H_6} = 0{,}501$

$\text{Rendimiento}]_{C_2H_6} = 0{,}471$

Base de cálculo: 100 kmol alimentación

Si la conversión del C_2H_6 es del 50,1%, saldrán del reactor sin reaccionar:

$$[C_2H_6]_{\text{salida}} = (1-0{,}501)(0{,}85)(100) = 42{,}415 \text{ kmol}$$

Los inertes saldrán directamente:

$$[I]_{\text{salida}} = (0{,}15)(100) = 15 \text{ kmol}$$

Por definición de rendimiento:

$$r = \frac{C_2H_4}{C_2H_6} = \frac{C_2H_4}{(0{,}85)(100)} = 0{,}471$$

De donde:

$$[C_2H_4]_{\text{salida}} = 40{,}035 \text{ kmol}$$

El C_2H_6 que quedaría para la segunda reacción sería:

$$[C_2H_6] = 85 - 42,415 - 40,035 = 2,55 \text{ kmol}$$

El H_2 producto en la primera reacción será:

$$[H_2]_1 = [C_2H_4] = 40,035 \text{ kmol}$$

y se consume en la segunda reacción:

$$[H_2]_2 = [C_2H_6] = 2,55 \text{ kmol}$$

Por tanto, a la salida se tendrá:

$$[H_2]_{salida} = 40,035 - 2,55 = 37,485 \text{ kmol}$$

En la segunda reacción se generará el CH_4 que sale del reactor:

$$[CH_4]_{salida} = 2\,[H_2]_2 = (2)(2,55) = 5,1 \text{ kmol}$$

Se tendrá así una corriente de salida:

Compuesto	Cantidad (kmol)	Fracción (% mol)
C_2H_6	42,415	30,31
C_2H_4	40,035	28,60
CH_4	5,1	3,64
H_2	37,485	26,79
I	15,0	10,72
TOTAL	139,945	100,06

La selectividad será, por definición:

$$S = \frac{[C_2H_4]}{[CH_4]} = \frac{40{,}035}{5{,}1} = 7{,}85 \ \frac{\text{kmol } C_2H_4}{\text{kmol } CH_4}$$

Como todas las cantidades son relativas, no influye en ellas la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-05
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, circulación simple
Referencia	Felder, ejemplo 4.6-1, pg. 133
Notas	

Curso								
Número								

El acetonitrilo se produce con la reacción del propileno, amoniaco y oxígeno.

$$C_3H_6 + NH_3 + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow C_3H_3N + 3\ H_2O$$

La alimentación contiene 10% en moles de propileno, 12% en moles de amoniaco y 78% en moles de aire. Se alcanza una conversión de 30% del reactivo limitante. Determinar cuál es el reactivo limitante, el porcentaje en el que los otros reactivos están en exceso y las cantidades de todos los productos gaseosos para una conversión del 30% del reactivo limitante, tomando como base de alimentación 100 moles.

Reactivo limitante = Propileno (C_3H_6)

Exceso de reactivo (%):

$NH_3 = 20$

$O_2 = 9,2$

Productos gaseosos (mols):

$C_3H_3N = 3$

$H_2O = 9$

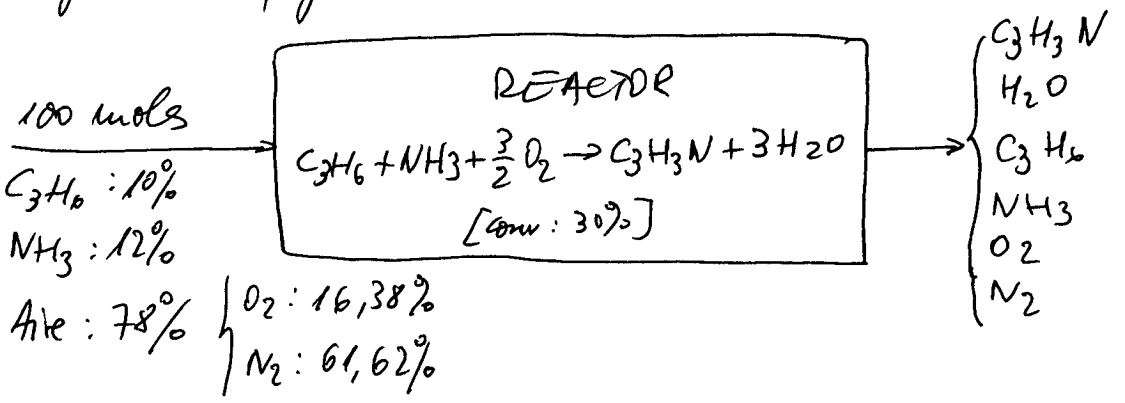
$C_3H_6 = 7$

$NH_3 = 9$

$O_2 = 11,88$

$N_2 = 61,62$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna (la proporciona el enunciado)

Determinación del reactivo limitante:

Usando C_3H_6 como referencia:

$$[NH_3/C_3H_6]_{estq.} = 1/1 = 1,0$$
$$[NH_3/C_3H_6]_{real} = 12/10 = 1,2$$
} NH_3 en exceso

$$[O_2/C_3H_6]_{estq.} = 1,5/1 = 1,5$$
$$[O_2/C_3H_6]_{real} = 16,38/10 = 1,638$$
} O_2 en exceso

El reactivo limitante es el C_3H_6

Cantidades estequiométricas (10 mol de C_3H_6):

$$[NH_3]_{estq} = 10 \text{ mol}$$

$$[O_2]_{estq} = (1,5)(10) = 15 \text{ mol}$$

$$[\%]_{exceso} = \frac{[\,]_{real} - [\,]_{steq.}}{[\,]_{steq.}} \cdot 100$$

$$[\%\, NH_3]_{exceso} = \frac{12-10}{10} = 20\%$$

$$[\%\, O_2]_{exceso} = \frac{16{,}38-15}{15} = 9{,}2\%$$

Si la conversión es del 30% del reactivo limitante, sólo reaccionan:

$$(0{,}30)(0{,}10)(100) = 3 \text{ mol de } C_3H_6$$

Según la estequiometría, se tendrá, pues:

$C_3H_3N = 3$ mol

$H_2O = (3)(3) = 9$ mol

$C_3H_6 = 10-3 = 7$ mol

$NH_3 = 12-3 = 9$ mol

$O_2 = 16{,}38 - (1{,}5)(3) = 11{,}88$ mol

$N_2 = 61{,}62$ mol

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-06
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, circulación simple
Referencia	Reklaitis, ejemplo 3.1, pg. 110
Notas	

Curso								
Número								

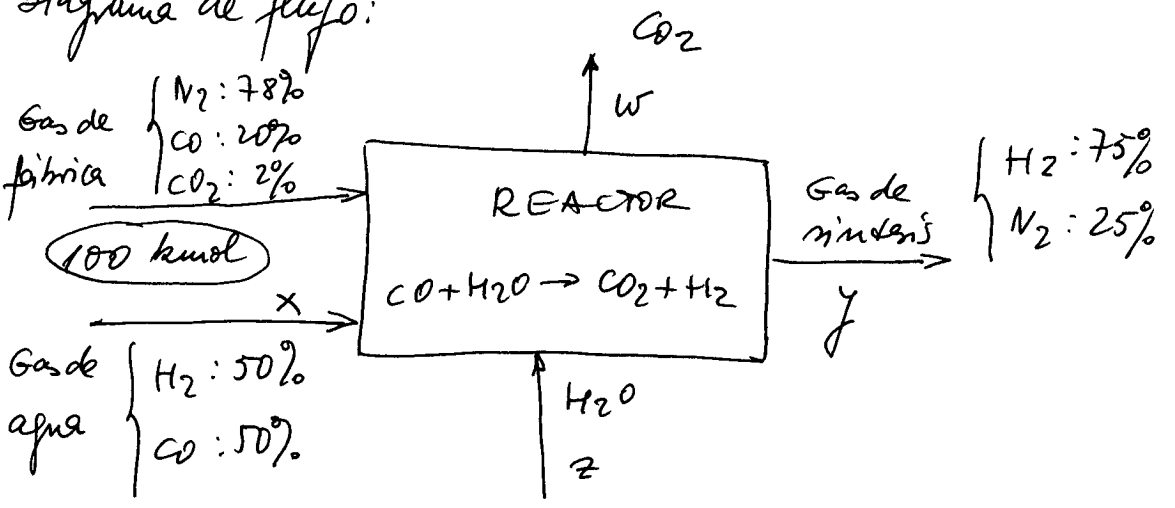
La mezcla estequiométrica H_2-N_2 (75% H_2 y 25% N_2) para la síntesis del amoniaco se prepara mezclando “gas de fábrica” (78% N_2, 20% CO y 2% CO_2) con “gas de agua” (50% H_2 y 50% CO). El monóxido de carbono, que actúa como veneno del catalizador de síntesis, se elimina haciendo reaccionar esta mezcla de gases con vapor de agua, para formar dióxido de carbono e hidrógeno mediante la reacción de conversión:

$$CO + H_2O \rightarrow CO_2 + H_2$$

Posteriormente se elimina el CO_2 mediante lavado por absorción con disolvente. Suponiendo que todos las composiciones vienen dadas en porcentajes molares, y que se añade la cantidad precisa de vapor de agua para convertir completamente todo el CO, calcular la proporción en que deberán mezclarse los gases de fábrica y de agua.

$$\text{Proporción} = 2{,}14 \ \frac{\text{kmol gas de agua}}{\text{kmol gas de fábrica}}$$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo : 100 kmol de gas de fábrica

Balance de N_2 :

$$(0,78)(100) = (0,25)y$$

De donde:

$$y = 312 \text{ kmol de gas de síntesis}$$

Balance de C:

$$(0,20 + 0,02)(100) + (0,5)x = w$$

Balance de O:

$$[0,20 + (2)(0,02)](100) + (0,5)x + z = (2)w$$

Balance de H_2 :

$$(0,5)x + z = (0,75)(312)$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$22 + 0{,}5x = w$

$24 + 0{,}5x + z = 2w$

$0{,}5x + z = 234$

Se obtiene:

$z = 127$ kmol de H_2O

$w = 129$ kmol de CO_2

$x = 214$ kmol de gas de agua

Por tanto, la proporción entre los gases de entrada será (utilizando la propia base de cálculo):

$$\frac{100 \text{ kmol gas de fábrica}}{214 \text{ kmol gas de agua}} = 0{,}46$$

O bien:

$$2{,}14 \ \frac{\text{kmol gas de agua}}{\text{kmol gas de fábrica}}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-07
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, circulación simple
Referencia	Jarabo QT-1, problema 5
Notas	

Curso								
Número								

Una disolución de carbonato sódico (NaOH: 0,59%; Na_2CO_3: 14,88%; H_2O: 84,53%) se convierte en cáustica por adición de una cal comercial parcialmente apagada [CaO + $Ca(OH)_2$], la cual contiene sólo $CaCO_3$ como impureza. La masa obtenida de la caustificación dio el siguiente análisis:

$CaCO_3$	13,48%
$Ca(OH)_2$	0,28%
Na_2CO_3	0,61%
NaOH	10,36%
H_2O	75,27%

Si las reacciones de caustificación son las siguientes:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + 2\ NaOH$$

calcular:

a) La masa de cal apagada cargada por cada 100 kg de masa cáustica obtenida.

b) La composición de la cal comercial utilizada.

Notas:

Pesos atómicos (kg/kmol): Na: 23; Ca: 40.

Cal cargada = 8,47 kg

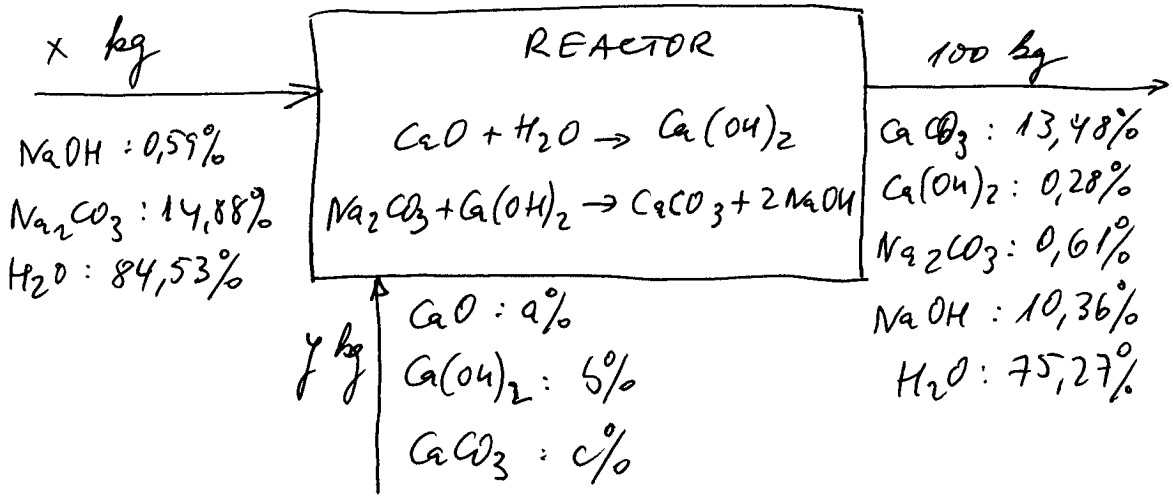
Composición (% peso):

$CaCO_3$ = 14,23

$Ca(OH)_2$ = 8,61

CaO = 77,16

Diagrama de flujo:



Base de cálculo : Ninguna (la proporciona el enunciado)

Como será necesario hacer balance por elemento, es conveniente el cálculo previo de los pesos moleculares de las especies implicadas (todos en kg/kmol):

$NaOH = 40$ $\quad$ $CaO = 56$

$Na_2CO_3 = 106$ $\quad$ $Ca(OH)_2 = 74$

$H_2O = 18$ $\quad$ $CaCO_3 = 100$

a.) Balance de Na (átomos) [sólo presente en 2 corrientes]:

$$(0,0059)\frac{1}{40} \times [NaOH] + (0,1488)\frac{2}{106} \times [Na_2CO_3] =$$

$$(0,0061)\frac{2}{106}(100)[Na_2CO_3] + (0,1036)\frac{1}{40}(100)[NaOH]$$

Es decir:

$$1{,}475 \cdot 10^{-4} x + 2{,}808 \cdot 10^{-3} x = 1{,}151 \cdot 10^{-2} + 0{,}259$$

De donde:

$$x = 91{,}53 \text{ kg de entrada}$$

Balance total:

$$91{,}53 + y = 100$$

De donde:

$$y = 8{,}47 \text{ kg de cal comercial}$$

b.) Balance de C(átomos):

$$(0{,}1488)\frac{1}{106}(91{,}53)[Na_2CO_3] + c\,\frac{1}{100}(8{,}47)[CaCO_3] =$$

$$(0{,}1348)\frac{1}{100}(100)[CaCO_3] + (0{,}0061)\frac{1}{106}(100)[Na_2CO_3]$$

Es decir:

$$0{,}1285 + 0{,}0847c = 0{,}1406$$

De donde:

$$c = 0{,}1423 \longrightarrow 14{,}23\% \text{ de } CaCO_3$$

Balance de H (átomos):

$$\left[(0{,}0059)\frac{1}{40} + (0{,}8453)\frac{2}{18}\right](91{,}53) + b\,\frac{2}{74}(8{,}47) =$$

$$\left[(0{,}0028)\frac{2}{74} + (0{,}1036)\frac{1}{40}\right] + (0{,}7527)\frac{2}{18}\Big](100)$$

Es decir:

$$8{,}6102 + 0{,}2289\,b = 8{,}6299$$

$$b = 0{,}0861 \longrightarrow 8{,}61\%\ \text{de}\ Ca(OH)_2$$

Como se trata de composiciones centesimales:

$$a = 1 - (0{,}0861 + 0{,}1423) = 0{,}7716 \longrightarrow$$

$$77{,}16\%\ \text{de}\ CaO$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-08
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, circulación simple
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

El acetileno se puede obtener por craqueo de hidrocarburos como metano o butano. Una patente propone obtener acetileno por craqueo de butano a 1.300 ºC y da la siguiente composición de los gases que salen del reactor:

CH_4	29%
C_2H_4	22%
C_2H_2	12%
H_2	37%

Comprobar si se cumple o no el balance de materia.

El balance de materia no se cumple.

Si se craquea butano, la composición de los gases debería ser:

$$CH_4 = 23,53\%$$
$$C_2H_4 = 23,53\%$$
$$C_2H_2 = 23,53\%$$
$$H_2 = 29,21\%$$

Diagrama de flujo:

Base de cálculo: 100 kmol de entrada

Si solo entra butano y salen los productos indicados, la reacción de craqueo debe poder formularse de la siguiente manera, una vez ajustada:

$$5\,C_4H_{10} \longrightarrow 4\,CH_4 + 4\,C_2H_4 + 4\,C_2H_2 + 5\,H_2$$

Si entran 100 kmol de C_4H_{10} se producirán:

$CH_4 = \frac{4}{5}(100) = 80$ kmol

$C_2H_4 = \frac{4}{5}(100) = 80$ kmol

$C_2H_2 = \frac{4}{5}(100) = 80$ kmol

$H_2 = 100$ kmol

TOTAL = 340 kmol

Por tanto, la composición habría de ser (independiente de la base de cálculo, por ser cantidades relativas):

$$[CH_4] = \frac{80}{340} \cdot 100 = 23,53\%$$

$$[C_2H_4] = \frac{80}{340} \cdot 100 = 23,53\%$$

$$[C_2H_2] = \frac{80}{340} \cdot 100 = 23,53\%$$

$$[H_2] = \frac{100}{340} \cdot 100 = 29,41\%$$

Composición que no coincide con la indicada, por lo que no se cumple el balance de materia.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-09
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, circulación simple
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

En una industria se produce óxido de etileno mediante oxidación de etileno con aire en presencia de un catalizador:

$$CH_2=CH_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CH_2-O-CH_2$$

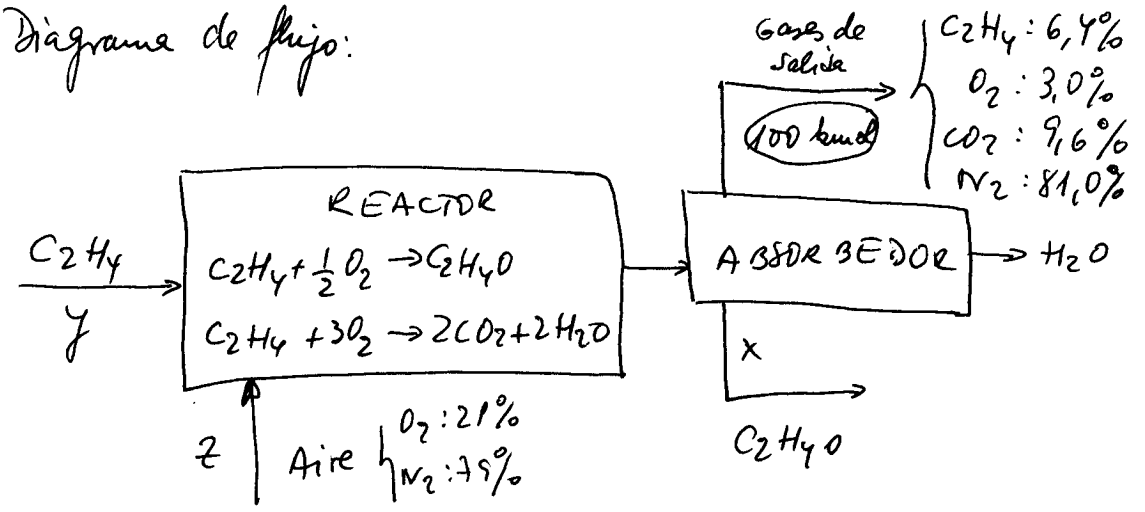
Si las condiciones se controlan cuidadosamente, una fracción considerable de etileno se transforma en óxido de etileno, mientras que parte del etileno queda sin reaccionar y otra parte sufre una oxidación total a dióxido de carbono y agua (la formación de monóxido de carbono es despreciable). Los gases, después de abandonar el reactor, pasan a través de un absorbente en el que el óxido de etileno queda retenido. Un análisis de Orsat ordinario (sobre base seca) de los gases que abandonan el adsorbente da:

CO_2	9,6%
O_2	3,0%
C_2H_4	6,4%
N_2	81,0%

Calcular el porcentaje del etileno que entra en el reactor que se convierte en óxido de etileno.

Conversión = 42,42%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gases de salida secos

Balance de N_2:

$$(0,79)z = (0,81)(100)$$

De donde:

$$z = 102,5 \text{ kmol aire}$$

Según la estequiometría de la segunda reacción, se produce la misma cantidad (en moles) de CO_2 que de H_2O. Por tanto, según la base de cálculo empleada, hay:

$$CO_2 = (0,096)(100) = 9,6 \text{ kmol}$$

por tanto, habrá también en la corriente de salida:

$$H_2O = 9,6 \text{ kmol}$$

Con este dato podría obtenerse la composición de los gases de salida sobre base húmeda, si bien este cálculo no

es necesario, por lo que no se llevará a cabo.

Balance de O_2:

$$(0,21)(102,5) = (9,03 + 0,096) + \frac{9,6}{2} + \frac{x}{2}$$

De donde:

$$x = 8,25 \text{ kmol } C_2H_4O$$

Balance de H_2:

$$2y = (2)(8,25) + (2)(0,064)(180) + 9,6$$

De donde:

$$y = 19,45 \text{ kmol } C_2H_4$$

Por tanto, la fracción convertida será:

$$\text{Conversión: } \frac{8,25}{19,45} = 0,4242 \longrightarrow 42,42\%$$

Como se trata de una magnitud relativa, es independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-10
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, circulación simple
Referencia	Peiró 1, problema II/4.05, pg. 479
Notas	

Curso								
Número								

Los disolventes residuales de las operaciones industriales pueden ser contaminantes si no se eliminan de forma adecuada. Un estudio cromatográfico del gas residual de una planta de fibras sintéticas reporta el siguiente análisis:

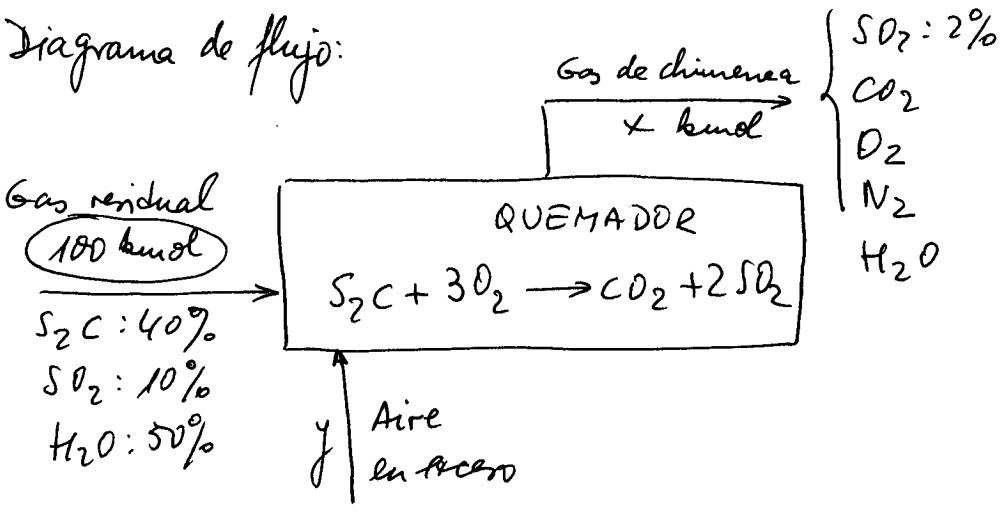
CS_2	40%
CO_2	10%
H_2O	50%

Se ha sugerido quemar este gas en exceso de aire. Los productos gaseosos de la combustión se emiten a la atmósfera a través de una chimenea. Las reglamentaciones de contaminación a la atmósfera de la comunidad indican, que en ningún caso, los gases de chimenea pueden tener más del 2% de SO_2 en base a un análisis de Orsat (base seca).

Calcúlese el mínimo porcentaje de exceso de aire que debe usarse para cumplir la normativa

$[Aire]_{lacs} = 687,75\%$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gas residual

Balance de S (kmol):

$$[(0,40)(2) + 0,10](100) = (0,02)x$$

De donde:

$x = 4.500$ kmol de gas de chimenea seco

Obsérvese que puede prescindirse del H_2O en todos los balances, ya que la que lleva el gas de chimenea húmedo es la misma que entra con el gas residual $[(0,5)(100) = 50$ kmol$]$

Balance conjunto de O_2 y N_2:

$$(0,1)(100) + y = 4.500$$

De donde:

$y = 4.490$ kmol de aire

El O_2 total será:

$$[O_2]_{Total} = (0,21)(4.490) = 942,9 \text{ kmol}$$

El O_2 teórico necesario para la oxidación completa será:

$$[O_2]_{teórico} = (0,40)(100)(3) = 120 \text{ kmol}$$

Por tanto:

$$[O_2]_{exceso} = 942,9 - 120 = 822,9 \text{ kmol}$$

o, lo que es lo mismo:

$$[\%\, O_2]_{exceso} = \frac{822,9}{120} \cdot 100 = 687,75\%$$

Evidentemente, el porcentaje de aire de exceso será el mismo que el de oxígeno, es decir:

$$[\%\, \text{Aire}]_{exceso} = 687,75\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-11
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, circulación simple
Referencia	Jarabo QT-1, problema 7
Notas	

Curso								
Número								

El gas que sale de un estabilizador de gasolina tiene la siguiente composición (en volumen):

CH_4	70%
C_2H_6	12%
C_3H_8	8%
C_4H_{10}	6%
C_5H_{12}	4%

Este gas, que sale a 300 K y 150 kN/m^2 de presión absoluta, se suministra con un caudal de 200 m^3/h a una planta de conversión de gas, donde tienen lugar las siguientes reacciones:

$$C_2H_{2n+2} \rightarrow n\ CO + (2n+1)\ H_2$$

$$CO + H_2O \rightarrow CO_2 + H_2$$

Los hidrocarburos saturados se convierten en un 95% de acuerdo con la primera de estas dos reacciones y el 90% del monóxido de carbono resultante se transforma de acuerdo con la segunda. Calcular:

a) El peso molecular medio del gas que sale del estabilizador.

b) La composición sobre base seca del gas que sale de la planta de conversión.

c) La producción de hidrógeno (kg/h) que se obtiene una vez separados los óxidos de carbono y los hidrocarburos no reaccionados.

a.) $M_{Gas} = 24,68$ kg/kmol

b.) Gas de salida (% mol):

$CH_4 = 0,4999$

$C_2H_4 = 0,0857$

$C_3H_8 = 0,0571$

$C_4H_{10} = 0,0428$

$C_5H_{12} = 0,0286$

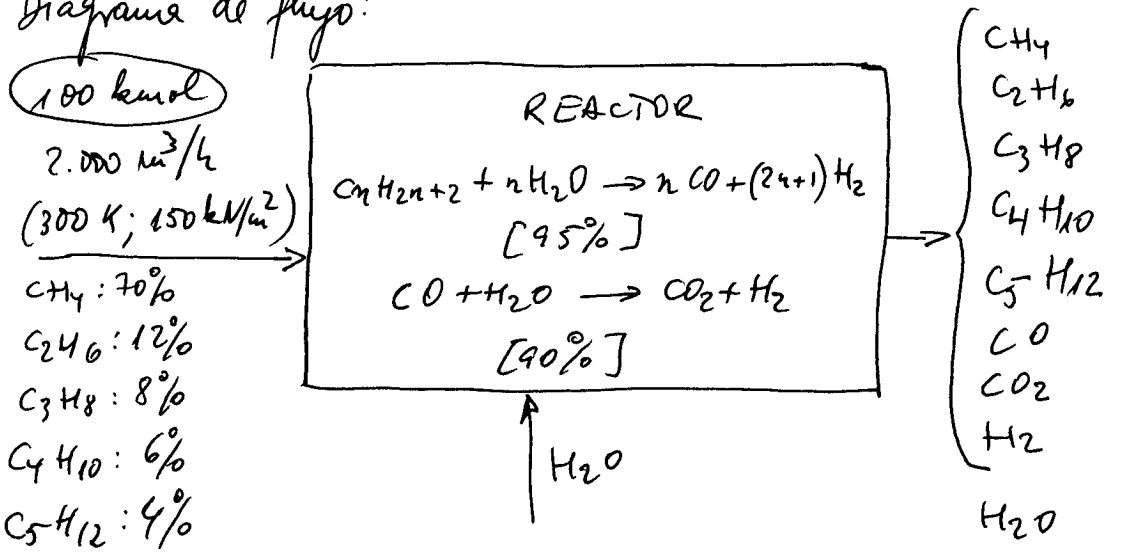
$CO = 2,1979$

$CO_2 = 19,7812$

$H_2 = 77,3068$

c.) Producción de $H_2 = 1.302,80$ kg/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gas del stabilizador

Pesos moleculares (kg/kmol):

$CH_4 = 16$	$CO = 28$
$C_2H_6 = 30$	$CO_2 = 44$
$C_3H_8 = 44$	$H_2O = 18$
$C_4H_{10} = 58$	$H_2 = 2$
$C_5H_{12} = 72$	

a.) Peso molecular medio del gas de entrada:

$$M = (0,70)(16) + (0,12)(30) + (0,08)(44) + (0,06)(58) + (0,04)(72)$$

$$= 24,68 \text{ kg/kmol}$$

b.) Para obtener la composición del gas de salida se analizarán las reacciones de cada hidrocarburo.

Hidrocarburos SIN reaccionar (conversión: 95%)

$CH_4 = (0,70)(100)(0,05) = 3,5$ kmol

$C_2H_6 = (0,12)(100)(0,05) = 0,6$ kmol

$C_3H_8 = (0,08)(100)(0,05) = 0,4$ kmol

$C_4H_{10} = (0,06)(100)(0,05) = 0,3$ kmol

$C_5H_{12} = (0,04)(180)(0,05) = 0,2$ kmol

Reacción del C_1:

$$CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3H_2$$

$CO = [CH_4] = (0,70)(100)(0,95) = 66,5$ kmol

$H_2 = 3[CH_4] = (3)(66,5) = 199,5$ kmol

Reacción del C_2:

$$C_2H_6 + 2H_2O \longrightarrow 2CO + 5H_2$$

$CO = 2[C_2H_6] = (2)[(0,12)(100)(0,95)] = 22,8$ kmol

$H_2 = 5[C_2H_6] = (5)(11,4) = 57,0$ kmol

Reacción del C_3:

$$C_3H_8 + 3H_2O \longrightarrow 3CO + 7H_2$$

$CO = 3[C_3H_8] = (3)[(0,08)(100)(0,95)] = 22,8$ kmol

$H_2 = 7[C_3H_8] = (7)(7,6) = 53,2$ kmol

Reacción del C_4:

$$C_4H_{10} + 4H_2O \longrightarrow 4CO + 9H_2$$

$CO = 4[C_4H_{10}] = (4)[(0,06)(100)(0,95)] = 22,8$ kmol

$H_2 = 9[C_4H_{10}] = (9)(5,7) = 51,3$ kmol

Reacción del C_5:

$$C_5H_{12} + 5\,H_2O \longrightarrow 5\,CO + 11\,H_2$$

$CO = 5[C_5H_{12}] = (5)[(0,04)(100)(0,95)] = 19,0$ kmol

$H_2 = 11[C_5H_{12}] = (11)(3,8) = 41,8$ kmol

Productos de la primera reacción:

$CO = 66,5 + 22,8 + 22,8 + 22,8 + 19,0 = 153,9$ kmol

$H_2 = 199,5 + 57,0 + 53,2 + 51,3 + 41,8 = 402,8$ kmol

Segunda reacción: CO SIN reaccionar (conversión: 90%):

$CO = (153,9)(0,10) = 15,39$ kmol

Segunda reacción: CO_2 producido:

$CO_2 = CO = (153,9)(0,90) = 138,51$ kmol

Segunda reacción: H_2 producido:

$H_2 = CO = (153,9)(0,90) = 138,51$ kmol

Reacción global: H_2 total:

$H_2 = 402,8 + 138,51 = 541,31$ kmol

Gases de salida (sobre base seca):

Componente	Cantidad (kmol)	Fracción (% mol)
CH_4	3,5	0,4999
C_2H_4	0,6	0,0857
C_3H_8	0,4	0,0571
C_4H_{10}	0,3	0,0428
C_5H_{12}	0,2	0,0286
CO	15,39	2,1979
CO_2	138,51	19,7812
H_2	541,31	77,3068
TOTAL	700,21	100,0000

Como son cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

c.) Producción de H_2:

$$H_2 = 541,31 \ \frac{\text{kmol } H_2}{100 \text{ kmol gas del estabilizador}}$$

Según la ecuación de los gases ideales:

$$n = \frac{PV}{RT} \qquad \left[R = 8,31 \frac{kJ}{kmol \cdot K} = \frac{\frac{kN}{m^2} \cdot m^3}{kmol \cdot K} \right]$$

Con las condiciones
$P = 150 \ kN/m^3$
$V = 2.000 \ m^3/h$
$T = 300 \ K$

Se tendrá:

$$n = \frac{(150)(2.000)}{(8,31)(300)} = 120,34 \ \frac{kmol}{h} \ gas$$

Transformando los datos según la base de cálculo:

$$H_2 = \left(\frac{541,31}{100}\right)\left[\frac{kmol\ H_2}{kmol\ gas}\right] \cdot (120)\left[\frac{kmol\ gas}{h}\right] = 651,40 \ \frac{kmol}{h} \ H_2$$

$$= 1.302,80 \ \frac{kg}{h} \ H_2$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-12
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, circulación simple
Referencia	Peiró 1, Problema II/1.01, pg. 257
Notas	

Curso								
Número								

Un lote de pirita que contiene 88% S_2Fe y el resto ganga, se tuesta con 150% de exceso de aire del requerido para la oxidación de S_2Fe según la reacción:

$$4\ S_2Fe + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$$

El residuo del horno contiene 2,6% de azufre. El 40% de este azufre está en forma de S_2Fe y el resto en forma de SO_3 absorbido en las cenizas. Además, el 92% del azufre quemado produce SO_2 y el restante 8% se oxida a SO_3.

Tomando como base 100 kg de pirita cargada, calcular:

a) El peso de cenizas producidas.

b) El porcentaje de azufre perdido en las cenizas.

c) El análisis del gas de horno en base libre de SO_3.

d) Volumen de aire seco requerido (m^3) a 27ºC y 750 mm Hg.

Nota:

Pesos atómicos (kg/kmol): S: 32; Fe: 56

a.) Cenizas = 74,08 kg

b.) Azufre perdido = 4,10 %

c.) Gas del horno:

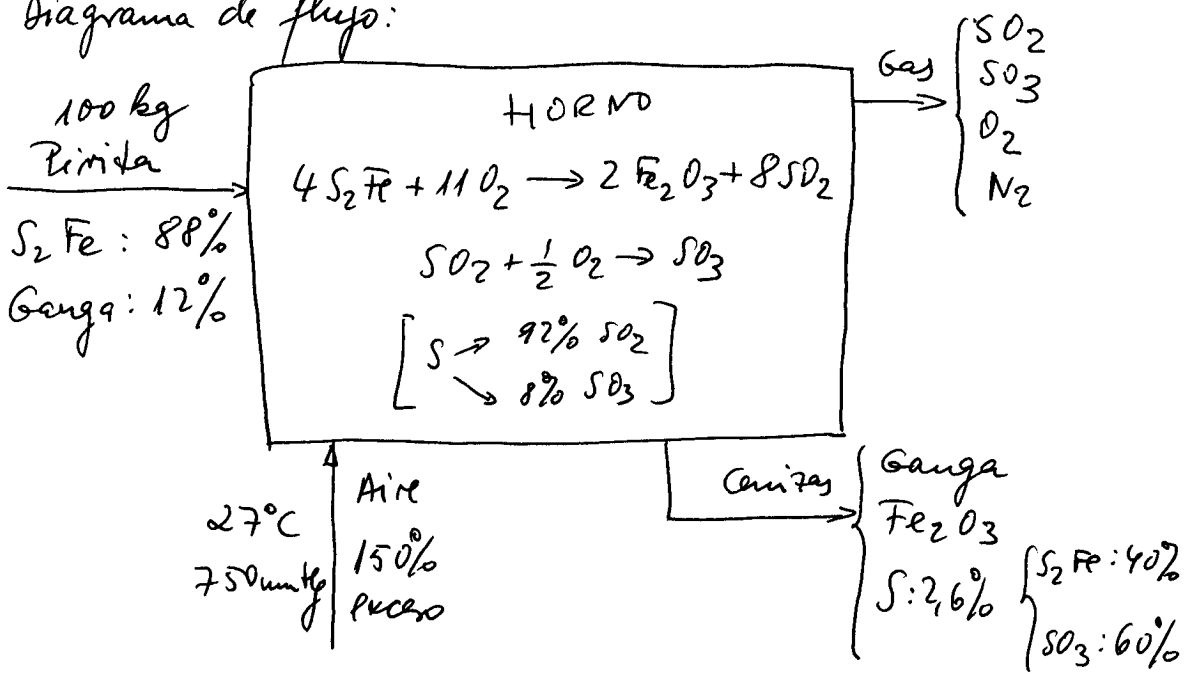
$SO_2 = 5,70\%$

$O_2 = 12,89\%$

$N_2 = 81,45\%$

d.) Aire seco = 598,5 m^3

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna (la proporciona el enunciado)

Análisis del exceso de aire:

$$M[S_2Fe] = 120$$

$$[O_2]_{TEÓRICO} = \frac{11}{4}[S_2Fe] = \frac{11}{4}(0{,}88)(100)\frac{1}{120} =$$

$$= 2{,}017 \text{ kmol}$$

$$\text{Exceso} = \frac{100 + 150}{100} = 2{,}5$$

$$[O_2]_{real} = (2{,}5)(2{,}017) = 5{,}043 \text{ kmol}$$

$$[N_2] = (5{,}043)\left(\frac{79}{21}\right) = 18{,}969 \text{ kmol}$$

$$\text{Aire} = 5{,}043 + 18{,}969 = 24{,}01 \text{ kmol}$$

d) Aire en las condiciones requeridas:

Según la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{P} \quad \left[R = 0{,}082 \ \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K} \right]$$

En las condiciones:

$$T = 27 + 273 = 300 \ K$$

$$P = \frac{750}{760} = 0{,}9868 \ atm$$

Se tendrá:

$$V = \frac{(24{,}01)(0{,}082)(300)}{(0{,}9868)} = 598{,}5 \ m^3 \ aire$$

Balance de ganga:

$$(0{,}12)(100) = [Ganga]_{cenizas}$$

De donde:

$$[Ganga]_{cenizas} = 12 \ kg$$

Balance de N_2:

$$(0{,}79)(24{,}01) = [N_2]_{Gas}$$

De donde:

$$[N_2]_{Gas} = 18{,}97 \ kmol$$

Pirita cargada:

$$(0{,}88)(100) = 88 \text{ kg } S_2Fe = \frac{88}{120} \text{ kmol } S_2Fe$$

$$= 0{,}733 \text{ kmol } S_2Fe$$

Balance de átomos de Fe (kmol):

Entrada (pirita) = 0,733 kmol

Salida (cenizas) $\begin{cases} x: \text{kg S} \\ y: \text{kmol } Fe_2O_3 \end{cases}$

En Fe_2O_3 = (2) y

En S_2Fe = $(0{,}40) \times \frac{1}{(2)(32)} = 0{,}00625\,x$

Por tanto:

$$0{,}733 = 2y + 0{,}00625\,x$$

Contenido de las cenizas (kg):

S_2Fe = $(0{,}40) \times \frac{120}{64} = 0{,}75\,x$ [kg]

SO_3 = $(0{,}60) \times \frac{80}{32} = 1{,}50\,x$ [kg]

Fe_2O_3 = $y \cdot 160 = 160\,y$ [kg]

Ganga = 12 [kg]

Como el S representa el 2,6% de las cenizas:

$$0{,}026 = \frac{x}{0{,}75x + 1{,}5x + 160y + 12}$$

Es decir:

$$4{,}16y + 0{,}312 = 0{,}91415x$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$2y + 0{,}00625x = 0{,}733$$
$$4{,}16y - 0{,}91415x = -0{,}312$$

Se obtiene:

$x = 1{,}919$ kg S en las cenizas

$y = 0{,}361$ kmol de Fe_2O_3 en las cenizas

a.) El contenido de las cenizas será:

$S_2Fe = (0{,}75)(1{,}919) = 1{,}439$ kg

$SO_3 = (1{,}50)(1{,}919) = 2{,}879$ kg

$Fe_2O_3 = (160)(0{,}361) = 57{,}76$ kg

Ganga = 12 kg

TOTAL = 74,08 kg de cenizas

Porcentaje de S perdido en las cenizas:

$$[S]_{entrada} = (0,88)(100)\frac{(2)(32)}{(120)} = 46,933 \text{ kg}$$

$$[S]_{salida} = 1,919 \text{ kg}$$

Por tanto:

$$[\%S]_{Perdido} = \frac{1,919}{46,933} \cdot 100 = 4,10\%$$

Gas de salida:

$$[N_2]_{salida} = 18,969 \text{ kmol}$$

$$[SO_2]_{Estq.} = \frac{8}{2}[Fe_2O_3] = (4)(0,361) = 1,444 \text{ kmol}$$

$$[SO_2]_{salida} = (0,92)(1,444) = 1,328 \text{ kmol}$$

Balance de S (kmol):

Entrada $= (0,733)(2) = 1,466$ kmol

Cenizas $= (1,919)\left(\frac{1}{32}\right) = 0,060$ kmol

Gas (SO_2) $= 1,328$ kmol

Gas (SO_3) $= z$ kmol

Es decir:

$$1,466 = 0,060 + 1,328 + z$$

De donde:

$$z = 0,078 \text{ kmol } SO_3$$

Balance de O_2 (kmol):

Entrada = 5,043 kmol

Cenizas:

$$Fe_2O_3 = \left(\frac{3}{2}\right)(0,361) = 0,542 \text{ kmol}$$

$$SO_3 = \left(\frac{3}{2}\right)(2,879)\left(\frac{1}{80}\right) = 0,054 \text{ kmol}$$

Gas:

$$SO_3 = \left(\frac{3}{2}\right)(0,078) = 0,117 \text{ kmol}$$

$$SO_2 = 1,328 \text{ kmol}$$

$$O_2 = w$$

Es decir:

$$5,043 = 0,542 + 0,054 + 0,117 + 1,328 + w$$

De donde:

$$w = 3,002 \text{ kmol } O_2$$

c.) Composición del gas de salida (libre de SO_3):

$[SO_2] = 1,328$ kmol $\longrightarrow$ 5,70%

$[O_2] = 3,002$ kmol $\longrightarrow$ 12,89%

$[N_2] = 18,969$ kmol $\longrightarrow$ 81,45%

TOTAL = 23,299 kmol

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-13
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

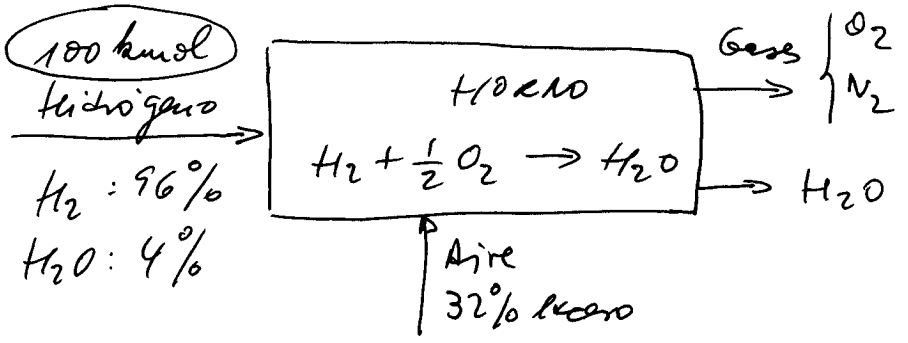
Hidrógeno húmedo, con el 4% en volumen de agua, se quema completamente en un horno con un 32% de exceso de aire. Calcular la composición de los gases de combustión sobre base seca (análisis de Orsat).

Gas de salida (% mol):

$O_2 = 6,05$

$N_2 = 93,95$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de hidrógeno húmedo

Oxígeno necesario para combustión completa:

$$[O_2]_{Teórico} = (0,96)(100)\left(\frac{1}{2}\right) = 48 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{real} = (48)(1,32) = 63,36 \text{ kmol}$$

$$[N_2]_{real} = (63,36)\left(\frac{79}{21}\right) = 238,35 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Exceso} = 63,36 - 48 = 15,36 \text{ kmol}$$

Gas de salida (seco):

Componente	Cantidad (kmol)	Fracción (%)
O_2	15,36	6,05
N_2	238,35	93,95
TOTAL	253,71	

Como son cantidades relativas, son independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-14
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Peiró 1, problema II/4.01, pg. 449
Notas	

Curso								
Número								

Un horno alimentado con fuel-oil da el siguiente análisis del gas de combustión (en base seca):

CO_2	12,0%
O_2	7,4%
N_2	80,6%

Calcúlese:

a) Composición elemental del fuel-oil (% en peso).

b) Porcentaje de aire en exceso usado en la combustión.

c) Volumen de aire alimentado al horno en condiciones normales (m^3) por cada kg de fuel-oil consumido.

a.) Composición del fueloleo (% peso):

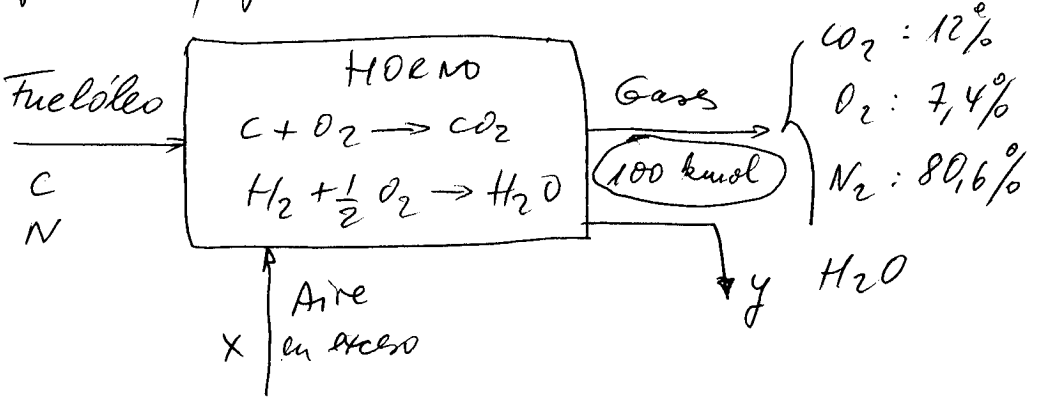
C = 94,66

H = 5,34

b.) Aire en exceso = 52,74 %

c.) Aire alimentado = 15 $Nm^3/kg\,fuel$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gas de combustión seco

Balance de N_2:

$$(0,79)x = (0,806)(100)$$

De donde:

$$x = 102,03 \text{ kmol aire}$$

$$[O_2]_{real} = (0,21)(102,03) = 21,43 \text{ kmol}$$

Balance de O_2:

$$(0,21)(102,03) = (0,12 + 0,074)(100) + \frac{y}{2}$$

De donde

$$y = 4,06 \text{ kmol } H_2O$$

a.) En el fuelóleo:

$$[C] = 12 \text{ kmol} = 144 \text{ kg}$$

$$[H] = (4,06)(2) = 8,12 \text{ kmol} = 8,12 \text{ kg}$$

$$\text{TOTAL} = 144 + 8,12 = 152,12 \text{ kg}$$

Composición en peso:

$$[C] = \frac{144}{152,12} = 0,9466 \rightarrow 94,66\%$$

$$[H] = \frac{8,12}{152,12} = 0,0534 \rightarrow 5,34\%$$

Como son valores relativos, son independientes de la base de cálculo.

b.) Oxígeno teórico para combustión total:

Para $[C] = 12$ kmol O_2

Para $[H] = \frac{8,12}{4} = 2,03$ kmol O_2

$$[O_2]_{teórico} = 12 + 2,03 = 14,03 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Exceso} = 21,43 - 14,03 = 7,4 \text{ kmol}$$

$$\%\ \text{Exceso} = \frac{7,4}{14,03} \cdot 100 = 52,74\%$$

Evidentemente, esta cantidad coincide con el porcentaje en exceso de aire.

Como es un valor relativo, es independiente de la base de cálculo.

c.) Según la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{P} \qquad \left[R = 0,082 \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K}\right]$$

En las condiciones (normales):

$T = 273\ K$

$P = 1\ atm$

Se tendrá:

$$V = \frac{(102,03)(0,082)(273)}{(1)} = 2.284\ m^3\ aire$$

Transformando los datos según la base de cálculo:

$$V = 2.284\ \frac{m^3\ aire}{100\ kmol\ gas} \cdot \frac{1}{152,12}\ \frac{100\ kmol\ gas}{kg\ fuel} =$$

$$= 15\ \frac{m^3\ aire}{kg\ fuel}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-15
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

Un combustible que está compuesto de carbono e hidrógeno se quema totalmente en un horno con exceso de aire. De los gases de combustión se ha tomado una muestra y se ha analizado, obteniéndose la siguiente composición molar, en base seca:

CO_2	14%
O_2	4%
N_2	82%

Determinar:

a) Composición del combustible (% en peso).

b) Cantidad de aire empleado en la combustión (expresado en kmol y en kg) por cada kg de combustible quemado.

c) Cantidad de gases de combustión (kmol secos y húmedos) por cada kg de combustible quemado.

d) Porcentaje de exceso de aire empleado en la combustión.

e) Composición molar de los gases de combustión (en base húmeda).

a.) Composición del combustible (%peso):

$C = 91,71$

$H = 8,29$

b.) Aire $= 0,57 \frac{kmol}{kg\ combustible} = 16,34 \frac{kg}{kg\ combustible}$

c.) Gases $= 0,55 \frac{kmol\ secos}{kg\ combustible} = 0,59 \frac{kmol\ húmedos}{kg\ combustible}$

d.) Aire en exceso $= 22,74\%$

e.) Gases de combustión húmedos (% mol):

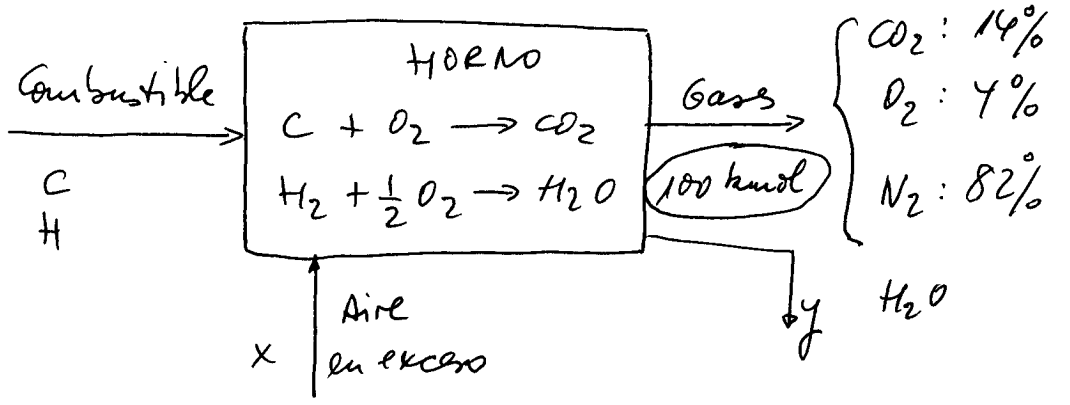
$CO_2 = 13,01$

$O_2 = 3,72$

$N_2 = 76,21$

$H_2O = 7,06$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gases de combustión secos

Balance de N_2:

$$(0,79)\,x = (0,82)(100)$$

De donde:

$$x = 103,80 \text{ kmol aire}$$

$$[O_2]_{real} = (0,21)(103,80) = 21,80 \text{ kmol} = 697,6 \text{ kg}$$

$$[N_2]_{Real} = (0,79)(103,80) = 82,00 \text{ kmol} = 2.296 \text{ kg}$$

Balance de O_2:

$$(0,21)(103,80) = (0,14 + 0,04)(100) + \frac{y}{2}$$

De donde:

$$y = 7,596 \text{ kmol } H_2O$$

a.) En el combustible:

$[C] = 14\ kmol = 168\ kg$

$[H] = (7,596)(2) = 15,192\ kmol = 15,192\ kg$

$TOTAL = 168 + 15,192 = 183,192\ kg$

Composición en peso:

$$[C] = \frac{168}{183,192} = 0,9171 \longrightarrow 91,71\%$$

$$[H] = \frac{15,192}{183,192} = 0,0829 \longrightarrow 8,29\%$$

Como son valores relativos, son independientes de la base de cálculo.

b.) Oxígeno teórico para combustión total:

Para $[C] = 14\ kmol\ O_2$

Para $[H] = \frac{15,192}{4} = 3,798\ kmol\ O_2$

$[O_2]_{Teórico} = 14 + 3,798 = 17,798\ kmol$

$[O_2]_{Exceso} = 21,80 - 17,798 = 4\ kmol$

Aire empleado $= 103,80\ kmol$

Aire empleado $= 697,6 + 2.296 = 2.993,6\ kg$

Transformando los datos para la base de cálculo utilizada (183,192 kg de combustible):

$$[\text{Aire}] = \frac{103,80}{183,192} = 0,57 \ \frac{\text{kmol aire}}{\text{kg combustible}}$$

$$[\text{Aire}] = \frac{2.993,6}{183,192} = 16,34 \ \frac{\text{kg aire}}{\text{kg combustible}}$$

c.) Gases:

$[\text{Gases}]_{\text{secos}} = 100 \text{ kmol}$

$[\text{Gases}]_{\text{Húmedos}} = 100 + 7,596 = 107,596 \text{ kmol}$

Transformando los datos para la base de cálculo utilizada (183,192 kg combustible):

$$[\text{Gases}]_{\text{secos}} = \frac{100}{183,192} = 0,55 \ \frac{\text{kmol}}{\text{kg combustible}}$$

$$[\text{Gases}]_{\text{Húmedos}} = \frac{107,596}{183,192} = 0,59 \ \frac{\text{kmol}}{\text{kg combustible}}$$

d.) Porcentaje de aire en exceso:

$$[\%\,\text{Aire}]_{\text{Exceso}} = [\%\,O_2]_{\text{Exceso}} = \frac{[O_2]_{\text{Exceso}}}{[O_2]_{\text{Teórico}}} \cdot 100 =$$

$$= \frac{4}{17,798} \cdot 100 = 22,47\%$$

Como son cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

e.) Gas de combustión húmedo:

Componente	Cantidad (kmol)	Composición (% mol)
CO_2	14	13,01
O_2	4	3,72
N_2	82	76,21
H_2O	7,596	7,06
TOTAL	107,596	100,00

Como son cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-16
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 3.13, pg.184
Notas	

Curso								
Número								

La ventaja principal de la incineración catalítica de gases olorosos y otras sustancias molestas respecto a la combustión es su menor costo. Los incineradores catalíticos operan a temperaturas más bajas (500 a 900 ºC en comparación con 1.100 a 1.500 ºC para los incineradores térmicos) y gastan mucho menos combustible. Como las temperaturas de operación son más bajas, los materiales de construcción no tienen que ser tan resistentes al calor, lo que reduce los costos de instalación y construcción.

En una prueba, un líquido que se propone como combustible para una llama y que tiene una composición de 88% de carbono y 12% de hidrógeno se vaporiza y quema con aire seco para producir un gas de chimenea con la siguiente composición en base seca:

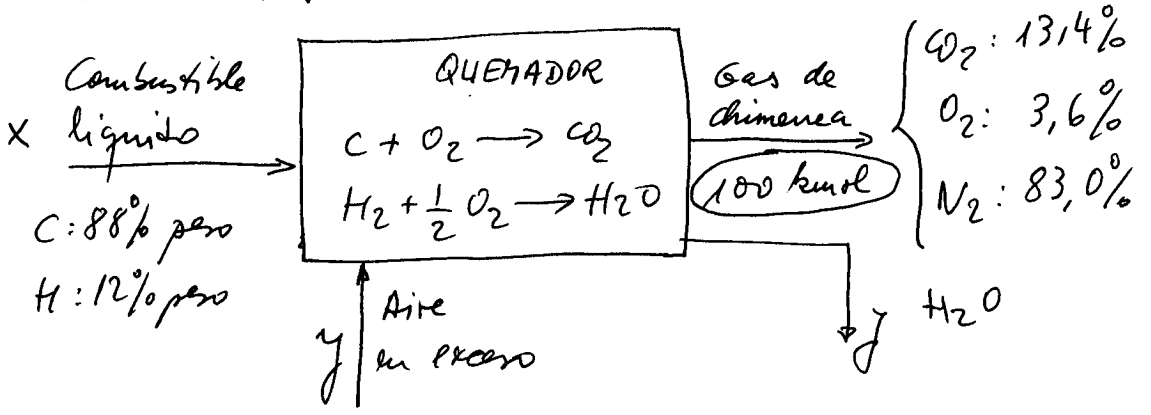
CO_2	13.4%
O_2	3,6%
N_2	83,0%

Como parte del diseño del equipo para el dispositivo de combustión continua en estado estacionario, determinar cuántos kmol de gas de chimenea seco se producen por cada 100 kg de alimentación liquida. ¿Qué porcentaje de aire en exceso se usó?

Gas de chimenea = 54,7 kmol

Aire en exceso = 18,74%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gas de chimenea seco

Balance de C (kmol):

$$(0,88)\left(\frac{1}{12}\right)x = (0,134)(100)$$

De donde:

$$x = 182,73 \text{ kg de combustible líquido}$$

Balance de N_2 (kmol):

$$(0,79)\,y = (0,83)(100)$$

De donde:

$$y = 105,06 \text{ kmol de aire}$$

$$[O_2]_{Total} = (0,21)(105,06) = 22,06 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Exceso} = (0,036)(100) = 3,6 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Teórico} = 22,06 - 3,6 = 18,46$$

$$[\%O_2]_{exceso} = \frac{3,6}{18,46}\,100 = 18,74\%$$

Evidentemente este valor coincide con el porcentaje de exceso de aire.

Como es un valor relativo, no influye la base de cálculo.

Si hay que transformar los datos según la base de cálculo para:

$$\frac{100 \text{ kmol gas seco}}{182,73 \text{ kg combustible}} = 0,547 \frac{\text{kmol gas seco}}{\text{kg combustible}}$$

Es decir:

$$(0,547)(100) = 54,7 \frac{\text{kmol gas seco}}{100 \text{ kg combustible}}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-17
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

En un horno se queman totalmente 3.000 kg/h de fuelóleo (86% de carbono; 14% de hidrógeno) con un 35% de exceso de aire que contiene 0,01 kg de vapor de agua por cada kg de aire seco. Calcular:

a) Composición del gas resultante sobre base húmeda.

b) Composición del gas resultante sobre base seca.

c) Caudal volumétrico de aire empleado (m^3/h), medido a 45 ºC y 1atm.

d) Volumen de gases producidos por kg de fuelóleo quemado, medido a 300 ºC y 1 atm.

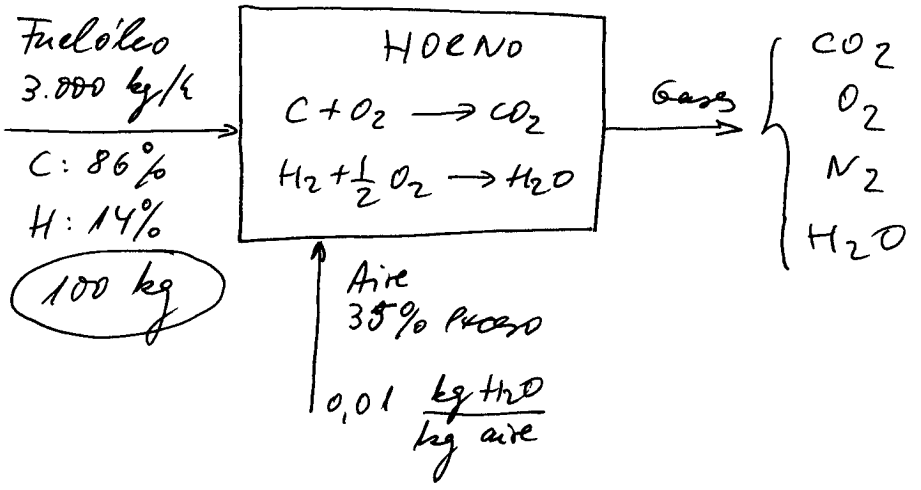
a.)
b.) Composición del gas resultante (% mol):

Componente	Base seca	Base humeda
CO_2	11,01	9,80
O_2	5,74	5,10
N_2	83,25	74,03
H_2O	-	11,07

c.) Aire = 54.916 m^3/h

d.) Gass = 34,38 m^3/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg de fuelóleo

Composición de la corriente de entrada:

$[C] = 86\ kg = \frac{86}{12} = 7,167\ kmol$

$[H] = 14\ kg = \frac{14}{1} = 14\ kmol$

Oxígeno necesario para la combustión completa:

Para $[C] = 7,167\ kmol$

Para $[H] = \frac{14}{4} = 3,5\ kmol$

Oxígeno teórico $= 7,167 + 3,5 = 10,667\ kmol$

Oxígeno real $= (10,667)(1,35) = 14,4\ kmol = 460,8\ kg$

Oxígeno en exceso $= (10,667)(0,35) = 3,733\ kmol$

Nitrógeno real $= (14,4)\left(\frac{79}{21}\right) = 54,17\ kmol = 1.516,8\ kg$

Aire = 460,8 + 1.516,8 = 1.977,6 kg

Agua que acompaña al aire:

$$[H_2O] = (0,01)\left[\frac{kg\ H_2O}{kg\ aire}\right] \cdot (1.977,6)[kg\ aire] = 19,776\ kg$$

$$= 1,10\ kmol$$

Agua producida por reacción:

$$[H_2O]_{reacción} = \frac{1}{2}[H] = \frac{14}{2} = 7\ kmol$$

$$[H_2O]_{TOTAL} = 7 + 1,10 = 8,10\ kmol$$

$$[CO_2]_{salida} = [C]_{entrada} = 7,167\ kmol$$

9.) b.) Composición de los gases de combustión.

Componente	Cantidad (kmol)	Base húmeda (% mol)	Base seca (% mol)
CO_2	7,167	9,80	11,01
O_2	3,733	5,10	5,74
N_2	54,17	74,03	83,25
H_2O	8,1	11,07	—
TOTAL	73,17 (B.H.) 65,07 (B.S.)	100,00	100,00

Como las cantidades son relativas, no influye la base de cálculo.

c.) Aire utilizado:

$$[\text{Aire}] = 14,4 + 54,17 + 1,10 = 70,2 \text{ kmol}$$

Transformando los datos según la base de cálculo:

$$[\text{Aire}] = \frac{70,2 \text{ kmol}}{100 \text{ kg fuel}} \cdot 3.000 \frac{\text{kg fuel}}{\text{h}} = 2.106 \frac{\text{kmol}}{\text{h}}$$

Según la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{n R T}{P} \quad \left[R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{m}^3}{\text{kmol} \cdot \text{K}} \right]$$

En las condiciones:

$P = 1 \text{ atm}$

$T = 45 + 273 = 318 \text{ K}$

Se tendrá:

$$V = \frac{(2.106)(0,082)(318)}{(1)} = 54.916 \frac{\text{m}^3}{\text{h}} \text{ aire}$$

d.) Gases producidos:

$$[\text{Gases}] = 73,17 \text{ kmol}$$

Transformando los datos según la base de cálculo:

$$[\text{Gases}] = \frac{73,17 \text{ kmol}}{100 \text{ kg fuel}} = 0,7317 \frac{\text{kmol}}{\text{kg fuel}}$$

Según la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{n R T}{P} \quad \left[R = 0{,}082 \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K} \right]$$

En las condiciones:

$P = 1\ atm$

$T = 300 + 273 = 573\ K$

Se tendrá:

$$V = \frac{(0{,}7317)(0{,}082)(573)}{(1)} = 34{,}38 \frac{m^3}{h}\ gas$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-18
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

En un horno se queman totalmente 3.000 kg/h de fuelóleo (86% de carbono; 14% de hidrógeno) con un 50% de exceso de aire que contiene 0,02 kg de vapor de agua por cada kg de aire seco. Calcular:

a) Composición del gas resultante sobre base húmeda.

b) Composición del gas resultante sobre base seca.

c) Caudal volumétrico de aire empleado (m^3/h), medido a 45 ºC y 1atm.

d) Volumen de gases producidos por kg de fuelóleo quemado, medido a 300 ºC y 1 atm.

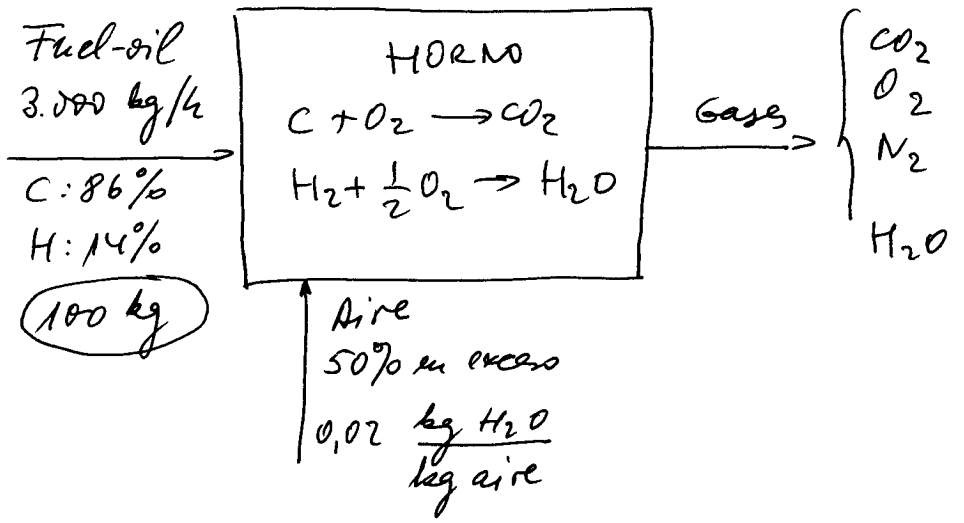
a.) b.) Composición del gas resultante (% mol):

Componente	Base húmeda	Base seca
CO_2	8,73	9,86
O_2	6,49	7,34
N_2	73,29	82,80
H_2O	11,49	—

c.) Aire empleado = 61.511 m^3/h

d.) Gases producidos = 38,59 m^3/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg de fuel-oil

Composición de la corriente de entrada:

$[C] = 86\ kg = \frac{86}{12} = 7,167\ kmol$

$[H] = 14\ kg = 14\ kmol$

Oxígeno necesario para la combustión completa:

Para $[C] = 7,167\ kmol$

Para $[H] = \frac{14}{4} = 3,5\ kmol$

Oxígeno teórico $= 7,167 + 3,5 = 10,667\ kmol$

Oxígeno real $= (10,667)(1,50) = 16\ kmol = 512\ kg$

Oxígeno en exceso $= (10,667)(0,50) = 5,334\ kmol$

Nitrógeno real: $(16)\left(\frac{79}{21}\right) = 60,190\ kmol = 1.685,3\ kg$

Aire = 512 + 1.685,3 = 2.197,3 kg

Agua que acompaña al aire:

$$[H_2O] = (0,02)\left[\frac{kg\ H_2O}{kg\ aire}\right](2.197,3)[kg\ aire] = 43,947\ kg$$

$$= 2,44\ kmol$$

Agua producida por reacción:

$$[H_2O]_{Reacción} = \frac{1}{2}[H] = \frac{14}{2} = 7\ kmol$$

$$[H_2O]_{Total} = 7 + 2,44 = 9,44\ kmol$$

$$[CO_2]_{salida} = [C]_{entrada} = 7,167\ kmol$$

a.) b.)

Composición de los gases de combustión

Componente	Cantidad (kmol)	Base húmeda (% mol)	Base seca (% mol)
CO_2	7,167	8,73	9,86
O_2	5,334	6,49	7,34
N_2	60,190	73,29	82,80
H_2O	9,44	11,49	—
TOTAL	82,13 (B.H.) 72,69 (B.S.)	100,00	100,00

Como las cantidades son relativas, no influye la base de cálculo.

c.) Aire utilizado:

$[Aire] = 16 + 60,190 + 2,44 = 78,63\ kmol$

Transformando los datos según la base de cálculo:

$$[Aire] = \frac{78,63\ kmol}{100\ kg\ fuel} \cdot 300\ \frac{kg\ fuel}{h} = 2,359\ \frac{kmol}{h}$$

Según la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{P} \quad \left[R = 0,082\ \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K}\right]$$

En las condiciones

$P = 1\ atm$

$T = 45 + 273 = 318\ K$

Se tendrá:

$$V = \frac{(2,359)(0,082)(318)}{(1)} = 61,511\ \frac{m^3}{h}\ aire$$

d.) Gases producidos:

$[Gases] = 82,13\ kmol$

Transformando los datos según la base de cálculo:

$$[Gas] = \frac{82,13\ kmol}{100\ kg\ fuel} = 0,8213\ \frac{kmol}{kg\ fuel}$$

Según la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{P} \quad \left[R = 0,082\ \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K}\right]$$

En las condiciones:

$P = 1\ atm$

$T = 300 + 273 = 573$

Se tendrá:

$$V = \frac{(0,8213)(0,082)(573)}{(1)} = 38,59\ \frac{m^3}{h}\ gas$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-19
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

Un carbón con 87% en peso de carbono y 7% de hidrógeno se quema con aire seco.

a) Si se utiliza un 40% de aire seco en exceso sobre el que se requeriría teóricamente, calcular los kg de aire necesarios por kg de carbón quemado.

b) Calcular la composición (% en moles) de los gases que dejan el horno, suponiendo combustión completa.

a.) Aire = 1,73 $\frac{\text{kg aire}}{\text{kg carbón}}$

b.) Composición de los gases (% mol):

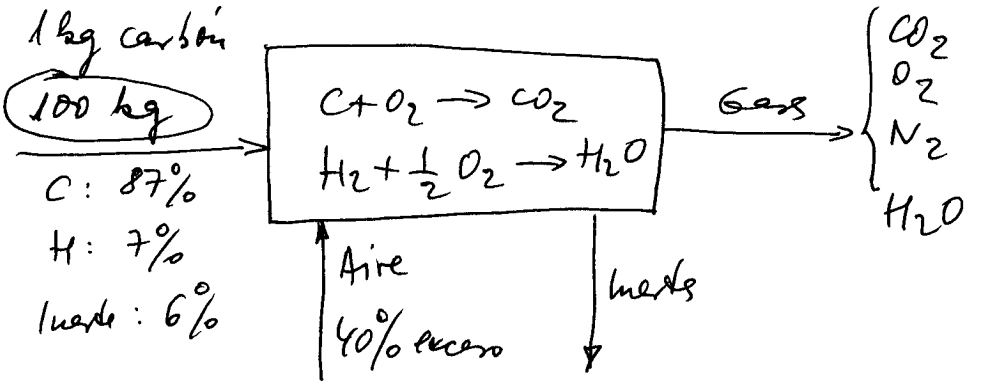
$CO_2 = 11,74$

$O_2 = 5,83$

$N_2 = 76,76$

$H_2O = 5,67$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg de carbón

Composición de la corriente de entrada:

$[C] = 87\ kg = \frac{87}{12} = 7{,}25\ kmol$

$[H] = 7\ kg = 7\ kmol$

Oxígeno necesario:

Según las reacciones que se producen:

Para $[C] = 7{,}25\ kmol\ O_2$

Para $[H] = \frac{7}{4} = 1{,}75\ kmol\ O_2$

Oxígeno teórico $= 7{,}25 + 1{,}75 = 9\ kmol = 288\ kg$

Oxígeno en exceso $= (9)(0{,}40) = 3{,}6\ kmol = 115{,}2\ kg$

Oxígeno total $= 9 + 3{,}6 = 12{,}6\ kmol = 403{,}2\ kg$

Nitrógeno teórico = $(9)\left(\frac{79}{21}\right) = 33,86$ kmol

Nitrógeno en exceso = $(33,86)(0,40) = 13,54$ kmol

Nitrógeno total = $33,86 + 13,54 = 47,4$ kmol = 1.327,2 kg

a.) Cantidad de aire:

$$\text{Aire} = 403,2 + 1.327,2 = 1.730,4 \ \frac{\text{kg aire}}{100 \text{ kg carbón}}$$

Transformando los datos según la base de cálculo:

$$\text{Aire} = \frac{1.730,4}{100} \frac{\text{kg aire}}{\text{kg carbón}} = 1,73 \ \frac{\text{kg aire}}{\text{kg carbón}}$$

b.) Composición de los gases de combustión:

$[CO_2]_{salida} = [C]_{Entrada} = 7,25$ kmol

$[O_2]_{salida} = [O_2]_{Exceso} = 3,6$ kmol

$[N_2]_{salida} = [N_2]_{Total} = 47,4$ kmol

$[H_2O]_{salida} = \frac{1}{2}[H]_{Entrada} = \frac{7}{2} = 3,5$ kmol

TOTAL $= 7,25 + 3,6 + 47,4 + 3,5 = 61,75$ kmol

$[CO_2] = \frac{7,25}{61,75} \cdot 100 = 11,74\%$

$[O_2] = \frac{3,6}{61,75} \cdot 100 = 5,83\%$

$[N_2] = \frac{47,4}{61,75} \cdot 100 = 76,76\%$

$[H_2O] = 5,67\%$

Como son cantidades relativas, son independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-20
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Whitwell, ejemplo 4.12
Notas	F. Díaz

Curso								
Número								

Se alimenta un horno con coque que sólo contiene carbono (90%) y cenizas inorgánicas (10%). Las cenizas, después de lavar con agua, tienen una composición de 10% carbono, 40% cenizas y 50% agua. Si la composición de los gases de chimenea es 14% CO_2, 1% CO, 6,4% O_2 y 78,6% N_2, calcular:

a) La cantidad de gases (kmol) producidos por tonelada de coque cargado.

b) El porcentaje de exceso de aire utilizado.

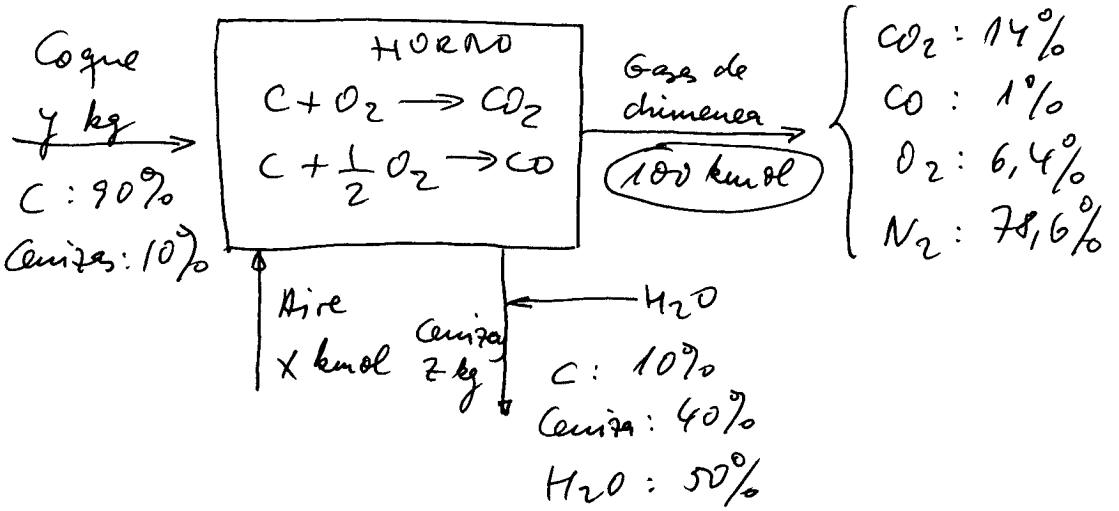
c) El porcentaje de carbono que se pierde en las cenizas.

a.) Gas = 486 kmol

b.) Exceso de aire = 261%

c.) Carbono perdido = 2,78%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gases de chimenea

Balance de N_2:

$$(0,786)(100) = 0,79\,x$$

De donde:

$$x = 99,49 \text{ kmol aire}$$

O_2 que contiene el aire:

$$[O_2]_{Aire} = (99,41)(0,21) = 20,89 \text{ kmol}$$

Balance de C (kmol):

$$(0,90)\,y\left(\frac{1}{12}\right) = (0,14+0,01)(100) + (0,10)\,z\left(\frac{1}{12}\right)$$

Balance de cenizas (kg):

$$(0,10)\,y = (0,40)\,z$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$0{,}075\,y = 15 + 0{,}0083\,z$$
$$0{,}10\,y = 0{,}40\,z$$

Se obtiene:

$y = 205{,}71$ kg de coque
$z = 51{,}42$ kg de cenizas

a.) Se producen gases:

$$\text{Gases} = \left(\frac{100}{205{,}71}\right)\left[\frac{\text{kmol}}{\text{kg coque}}\right]\cdot(1000)\left[\text{kg coque}\right] = 486 \text{ kmol gases}$$

c.) Carbono perdido:

$$[\%\,C]_{\text{Perdido}} = \frac{(0{,}10)(51{,}42)}{(0{,}90)(205{,}71)}\cdot 100 = 2{,}78\,\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

b.) Exceso de aire:

$$[O_2]_{\text{Teórico}} = \frac{(0{,}90)(205{,}71)}{32} = 5{,}79 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{\text{Exceso}} = 20{,}89 - 5{,}79 = 15{,}10 \text{ kmol}$$

$$[\%\,O_2]_{\text{Exceso}} = \frac{15{,}10}{5{,}79}\cdot 100 = 261\,\%$$

Evidentemente, el oxígeno en exceso coincide con el aire en exceso, es decir:

$$[\%\ Aire]_{Exceso} = 26\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-21
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	F. Díaz
Notas	Ref. F. Camacho

Curso								
Número								

Un horno se calienta por combustión de un carbón, cuya composición en peso es 90% carbono, 6% hidrógeno y 4% cenizas incombustibles. Para la combustión se emplea un 50% de exceso de aire y un análisis de los gases de combustión indica que contienen el 1% en volumen de monóxido de carbono.

Determinar la cantidad (kmol) de gases de combustión (sobre base húmeda) formados por cada 100 kg de carbón quemados, así como la composición de dichos gases.

Gases de combustión = 66,12 kmol

Composición (% mol):

CO_2 = 10,35

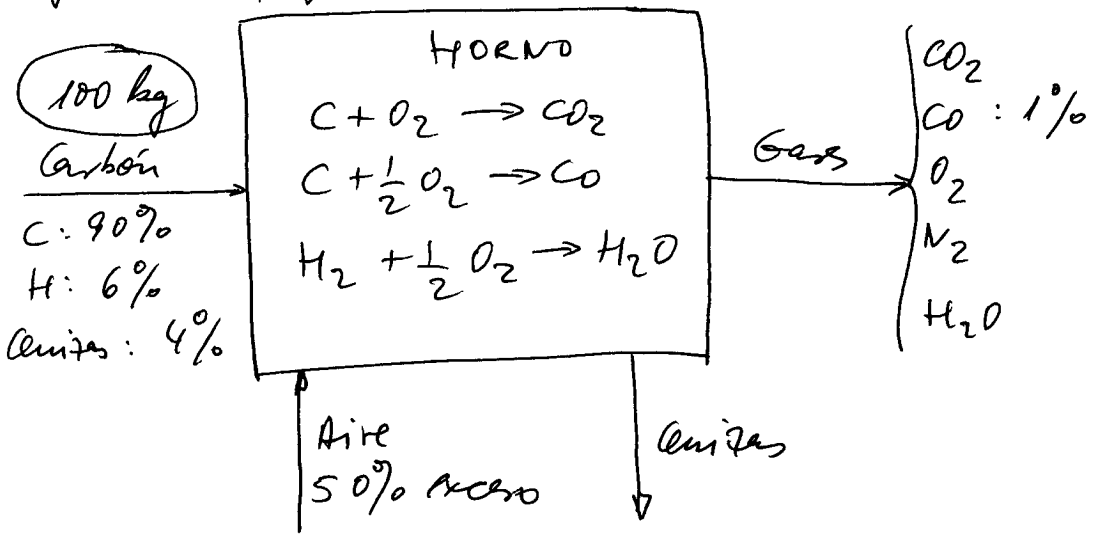
CO = 0,99

O_2 = 7,30

N_2 = 76,81

H_2O = 4,55

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna (la proporciona el enunciado)

Composición de la corriente de entrada:

$[C] = 90\ kg = \frac{90}{12} = 7,5\ kmol$

$[H] = 6\ kg = \frac{6}{1} = 6\ kmol$

Oxígeno necesario para la combustión completa:

Para $[C] = 7,5\ kmol\ O_2$

Para $[H] = \frac{6}{4} = 1,5\ kmol\ O_2$

Oxígeno teórico $= 7,5 + 1,5 = 9\ kmol$

Oxígeno real $= (9)(1,5) = 13,5\ kmol$

Nitrógeno real $= (13,5)\left(\frac{79}{21}\right) = 50,79\ kmol$

Según la reacción del hidrógeno:

$$[H_2O] = \frac{1}{2}[H] = \frac{6}{2} = 3 \text{ kmol}$$

Distribución del carbono en los gases (x: kmol gas de combustión):

$$[CO] = 0{,}01\,x \quad [\text{kmol}]$$
$$[CO_2] = 7{,}5 - 0{,}01x \quad [\text{kmol}]$$

Según la estequiometría, el oxígeno se consume de la forma:

$$\text{Para } [CO] = \frac{0{,}01x}{2} = 0{,}005x \quad [\text{kmol } O_2]$$
$$\text{Para } [CO_2] = 7{,}5 - 0{,}01x \quad [\text{kmol } O_2]$$
$$\text{Para } [H_2O] = 1{,}5 \quad [\text{kmol } O_2]$$

y, por tanto, el que forma parte de la corriente gaseosa de salida será:

$$[O_2]_{Gas} = 13{,}5 - (0{,}005x + 7{,}5 - 0{,}01x + 1{,}5) =$$
$$= 4{,}5 + 0{,}005x \quad [\text{kmol}]$$

Por tanto, la corriente de gas de combustión será:

$$x = 50{,}79[N_2] + 3[H_2O] + (0{,}01x)[CO] + (7{,}5 - 0{,}01x)[CO_2] + (4{,}5 + 0{,}005x)[O_2]$$

De donde:

$$x = 66{,}12 \text{ kmol de gas de combustión}$$

En definitiva, la composición de los gases de combustión sería:

Componente	Cantidad (kmol)	Fracción (% mol)
CO_2	6,84	10,35
CO	0,66	0,99
O_2	4,83	7,30
N_2	50,79	76,81
H_2O	3,00	4,55
TOTAL	66,12	100,00

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-22
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

Un horno se calienta por combustión de un petróleo que contiene (en peso) 16,4% de hidrógeno y 83,6% de carbono, empleándose en la combustión un 25% de exceso de aire. Calcúlese la composición del gas de combustión que se obtendría por un análisis de Orsat (composición del gas en volumen sobre base seca), suponiendo combustión completa. Repítase el cálculo suponiendo que un 5% del carbono total se quema sólo a CO.

Composición de los gases (combustión total):

$CO_2 = 11,78\%$

$O_2 = 3,74\%$

$N_2 = 84,48\%$

Composición de los gases (combustión parcial):

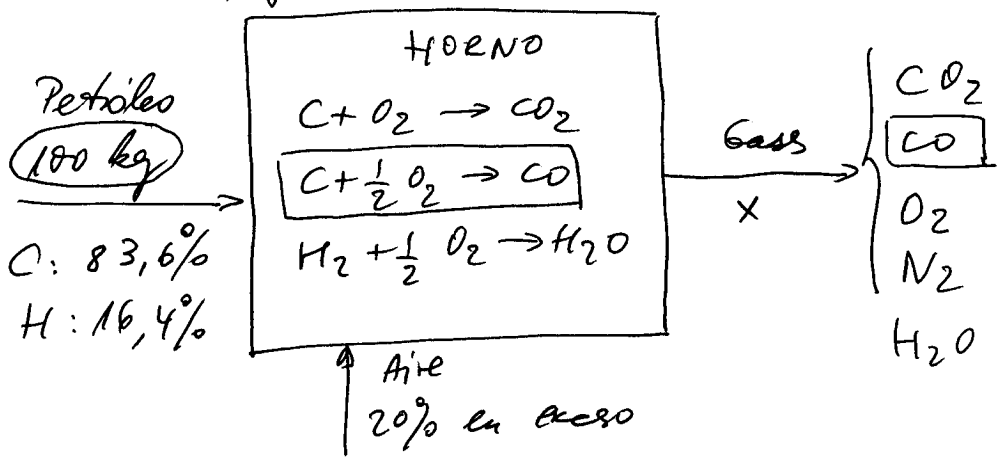
$CO_2 = 11,16\%$

$CO = 0,59\%$

$O_2 = 4,02\%$

$N_2 = 84,23\%$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg de petróleo

Combustión completa:

Balance de C (kmol):

$$\frac{(0,836)(100)}{(12)} = [CO_2]$$

De donde:

$$[CO_2] = 6,967 \text{ kmol}$$

Oxígeno necesario para la combustión completa:

Para $[C] = 6,967$ kmol

Para $[H] = \frac{(0,164)(100)}{(4)} = 4,1$ kmol

Oxígeno teórico $= 6,967 + 4,1 = 11,067$ kmol

Oxígeno real $= (11,067)(1,20) = 13,280$ kmol

Oxígeno en exceso $= (11,067)(0,20) = 2,213$ kmol

Nitrógeno real = $(13{,}280)\left(\frac{79}{21}\right) = 49{,}960$ kmol

Análisis Orsat:

Compuesto	Cantidad (kmol)	Composición (% mol)
CO_2	6,967	11,78
O_2	2,213	3,74
N_2	49,960	84,48
TOTAL	59,140	

Como las composiciones son relativas, no influye la base de cálculo.

Combustión incompleta:

En este caso, oxígeno teórico, oxígeno real y nitrógeno real (que se suministra con el aire) serán los mismos valores que para combustión completa (pues, por definición, están referidos a ella). Sin embargo, las cantidades estequiométricas que se consumirán de oxígeno para cada reacción serán:

Combustión completa:

$$[O_2] = (0{,}95)(6{,}967) = 6{,}619 \text{ kmol}$$

Combustión parcial:

$$[O_2] = (0{,}05)\left(\frac{6{,}967}{2}\right) = 0{,}174 \text{ kmol}$$

Formación de agua:

$$[O_2] = \frac{(0,164)(100)}{4} = 4,1 \text{ kmol}$$

Por tanto:

$[O_2]_{utilizado} = 6,619 + 0,174 + 4,1 = 10,893$ kmol

$[O_2]_{salida} = 13,280 - 10,893 = 2,387$ kmol

Las cantidades de los otros componentes del gas serán:

$[CO_2] = (0,95)(6,967) = 6,619$ kmol

$[CO] = (0,05)(6,967) = 0,348$ kmol

Análisis Orsat:

Compuesto	Cantidad (kmol)	Composición (% mol)
CO_2	6,619	11,16
CO	0,348	0,59
O_2	2,387	4,02
N_2	49,960	84,23
TOTAL	59,314	

Como las composiciones son relativas, no influye la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-23
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Peiró 1, problema II/4.02, pg. 455
Notas	

Curso								
Número								

El análisis de Orsat de los humos secos de la chimenea de un horno industrial da los siguientes datos:

CO_2	12,0%
CO	0,5%
O_2	2,0%
N_2	85,5%

Calcúlese:

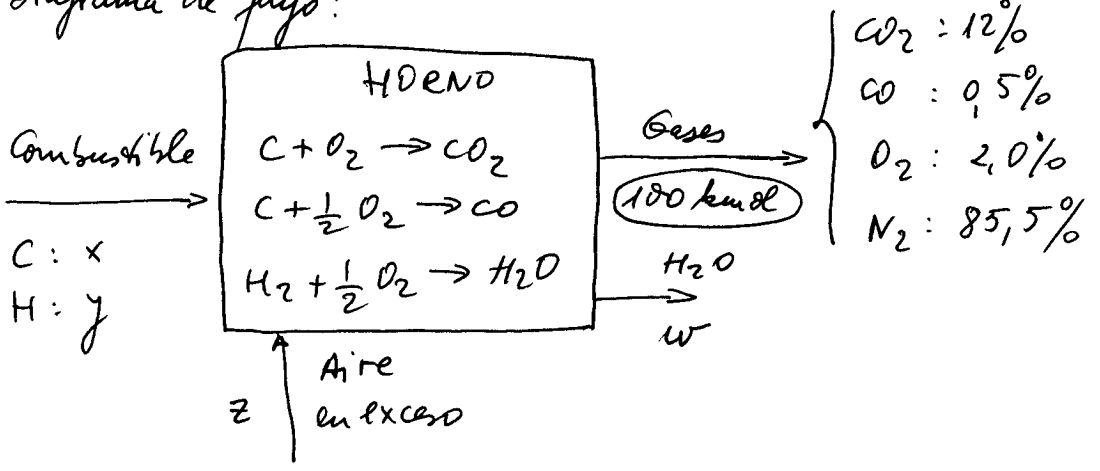
a) La relación en peso de hidrógeno a carbono del combustible quemado.

b) El porcentaje de exceso de aire empleado en la combustión.

a.) $\frac{kg\ H}{kg\ C} = 0,226$

b.) Exceso de aire = 8,68 %

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gases secos de chimenea

Balance de N_2:

$$(0,79)\,z = (0,855)(100)$$

De donde:

$$z = 108,228 \text{ kmol aire}$$

Balance de C:

$$x = (0,12 + 0,005)(100)$$

De donde:

$$x = 12,5 \text{ kmol} = 150 \text{ kg C en el combustible}$$

Balance de O:

$$(0,21)(2)(108,228) = \left[(0,12)(2) + (0,005) + (0,02)(2)\right](100) + w$$

De donde:

$$w = 16,956 \text{ kmol } H_2O$$

Balance de H:

$$y = (2)(16,956)$$

De donde

$$y = 33,911 \text{ kmol} = 33,911 \text{ kg H en el combustible}$$

a.) En el combustible:

$$\frac{\text{kg H}}{\text{kg C}} = \frac{33,911}{150} = 0,226$$

Como son cantidades relativas, no influye la base de cálculo.

b.) Cálculo del aire:

$$[O_2]_{\text{Total}} = (0,21)(108,228) = 22,728 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{\text{Teórico}} = 12,5 + \left(\frac{1}{4}\right)(33,911) = 20,978 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{\text{Exceso}} = 22,728 - 20,978 = 1,820 \text{ kmol}$$

Por tanto:

$$[\%\, O_2]_{\text{Exceso}} = \frac{1,820}{20,978} \cdot 100 = 8,68\%$$

Evidentemente, esta cantidad coincide con el exceso de aire.

Como es una cantidad relativa, no influye la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-24
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Peiró 1, problema II/4.15, pg. 555
Notas	

Curso								
Número								

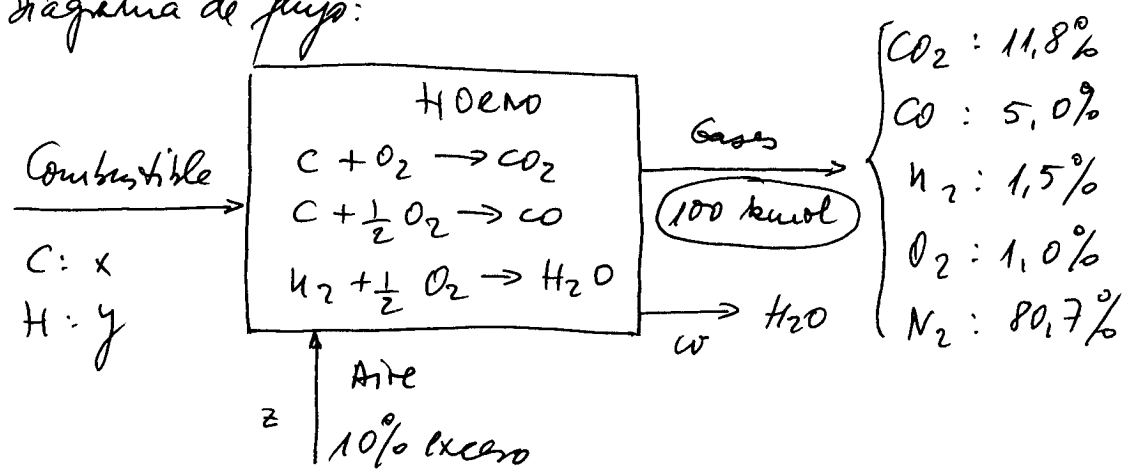
El operario encargado de un horno que quema un combustible aceitoso constituido por carbono e hidrógeno con un supuesto 10% de exceso de aire, obtiene que la composición de los gases de salida sobre base seca (análisis de Orsat) es la siguiente:

CO_2	11,8%
CO	5,0%
H_2	1,5%
O_2	1,0%
N_2	80,7%

Comprobar si el exceso de aire supuesto es consistente con los resultados, admitiendo que la analítica está bien realizada.

El exceso de aire impuesto NO es consistente.
Hay un defecto de aire del 9,49%.

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gases de salida secos

Balance de N_2:

$$(0,79)\,z = (0,807)(100)$$

De donde:

$$z = 102,152 \text{ kmol aire}$$

$$[O_2]_{Total} = (0,21)(102,152) = 21,452 \text{ kmol}$$

Balance de C:

$$x = (0,118 + 0,05)(100)$$

De donde:

$$x = 16,8 \text{ kmol de C en el combustible}$$

Balance de O:

$$(0,21)(2)(102,152) = \left[(0,118)(2) + (0,05) + (0,01)(2)\right](100) + W$$

De donde:

$w = 12{,}304$ kmol H_2O

Balance de H:

$$y = (0{,}015)(2)(100) + (2)(12{,}304)$$

De donde:

$y = 27{,}608$ kmol de H en el combustible

Oxígeno necesario para quemar completamente el combustible:

Para [C] = 16,8 kmol O_2

Para [H] = $\frac{27{,}608}{4} = 6{,}902$ kmol O_2

$[O_2]_{teórico} = 16{,}8 + 6{,}902 = 23{,}702$ kmol

$[O_2]_{Exceso} = 21{,}452 - 23{,}702 = -2{,}25$ kmol

$$[\%\ Aire]_{Exceso} = [\%\ O_2]_{Exceso} = \frac{-2{,}25}{23{,}702} \cdot 100 = -9{,}49\%$$

Es decir, no sólo no hay un 10% de exceso de aire, sino que casi existe se valor como defecto.

Por tanto, la analítica debe ser incorrecta. Como es una cantidad relativa, no influye la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-25
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Felder, ejemplo 4.7-4, pg. 163
Notas	

Curso								
Número								

Un gas natural de composición desconocida se quema con aire. Un análisis Orsat del gas de salida proporciona el siguiente resultado:

CO_2	6,0%
CO	1,5%
O_2	8,2%
N_2	84,3%

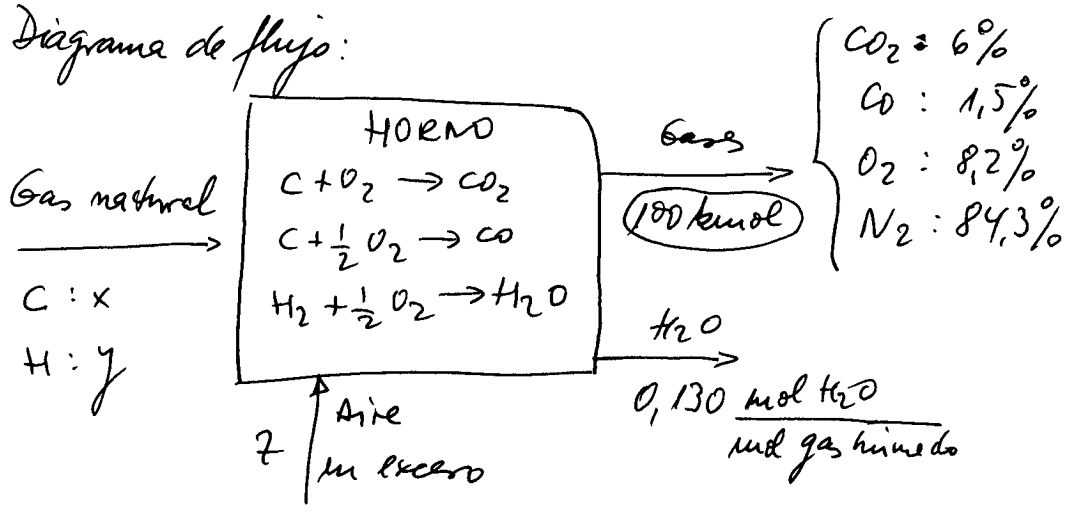
obteniéndose además que dicho gas de salida contiene 0,130 mol agua/mol gas húmedo.

Calcular la relación entre el hidrógeno y el carbono contenido en el gas natural y especular con qué gas podría ser.

$\frac{kmol\ H}{kmol\ C} = 3,98$

Podría tratarse de metano (CH_4)

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gases secos de salida

Según la expresión de la concentración de H_2O:

$$[H_2O] = 0,130 \frac{\text{kmol } H_2O}{\text{kmol gas húmedo}} = \frac{0,130}{(1-0,130)} \frac{\text{kmol } H_2O}{\text{kmol gas seco}} \cdot 100 \text{ kmol gas seco} =$$

$$= 14,94 \text{ kmol } H_2O$$

Balance de H:

$$y = (2)(14,94) = 29,88 \text{ kmol de H}$$

Balance de C:

$$x = (0,06 + 0,015)(100) = 7,5 \text{ kmol de C}$$

Relación H/C:

$$\frac{\text{kmol H}}{\text{kmol C}} = \frac{29,88}{7,5} = 3,98$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

Es decir, si se trata de una relación molar $C_1H_{3,98} \simeq CH_4$, puede especularse con que el gas natural está formado esencialmente por metano.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-26
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Jarabo QT-1, problema 10
Notas	

Curso								
Número								

Se han obtenido los siguientes datos sobre las corrientes del hogar de una caldera alimentada con una mezcla de gas de altos hornos y gas de coquerías:

	CO_2	O_2	CO	CH_4	H_2	N_2
Gas de altos hornos	13,4	0,2	24,2	---	3,0	59,2
Gas de coquerías	2,4	2,0	7,2	30,8	51,3	6,3
Gas de combustión	13,5	6,9	0,4	---	---	79,2

Calcular:

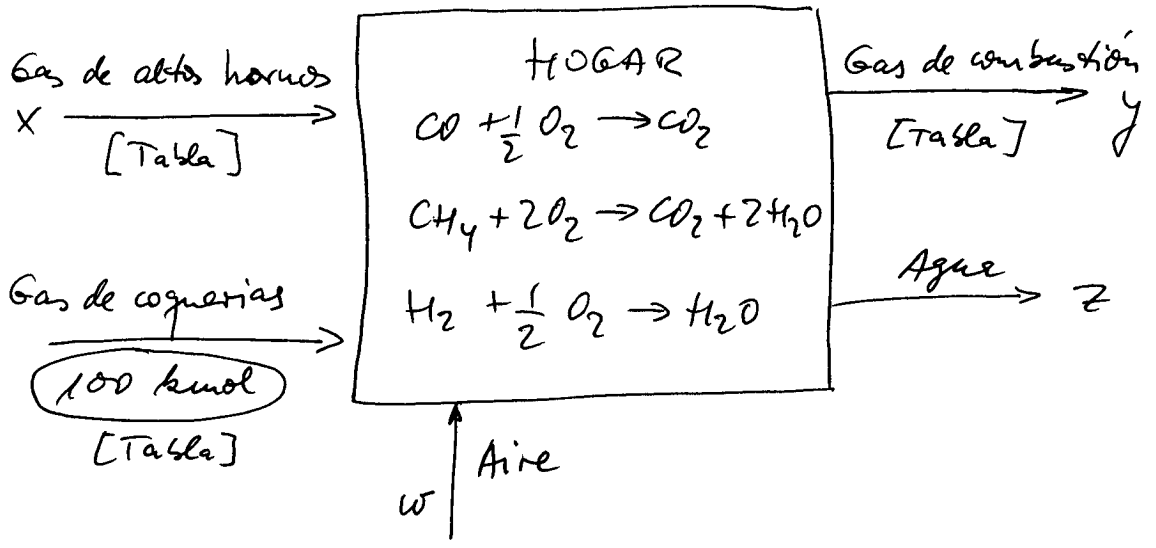
a) La relación gas de altos hornos / gas de coquerías.

b) El porcentaje de exceso de aire utilizado.

a.) $\frac{\text{Gas de altos hornos}}{\text{Ga de coquerías}} = 5,03$

b.) Exceso de aire = 70,83 %

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gas de coquerías (tiene todos los componentes)

Como el gas de combustión se da sobre base seca, se considera que sale una corriente de agua (producto de las reacciones de combustión) independiente de aquél, para facilitar el cálculo.

Para facilitar los balances, a continuación se construyen sendas tablas de los componentes de cada gas, en las que se incluye el O_2 necesario para su combustión completa (en su caso):

100 kmol de gas de coquerías:

Componente	Fracción	C	H_2	O_2	N_2	O_2^*
CO_2	2,4	2,4	–	2,4	–	–
O_2	2,0	–	–	2,0	–	(–2,0)
CO	7,2	7,2	–	3,6	–	3,6
CH_4	30,8	30,8	61,6	–	–	61,6
H_2	51,3	–	51,3	–	–	25,65
N_2	6,3	–	–	–	6,3	–
TOTAL	100,0	40,4	112,9	8,0	6,3	88,85

100 kmol de gas de altos hornos:

Componente	Fracción	C	H_2	O_2	N_2	O_2^*
CO_2	13,4	13,4	–	13,4	–	–
O_2	0,2	–	–	0,2	–	(–0,2)
CO	24,2	24,2	–	12,1	–	12,1
CH_4	–	–	–	–	–	–
H_2	3,0	–	3,0	–	–	1,5
N_2	59,2	–	–	–	59,2	–
TOTAL	100,0	37,6	3,0	25,7	59,2	13,4

100 kmol de gas de combustión:

Componente	Fracción	C	H_2	O_2	N_2
CO_2	13,5	13,5	—	13,5	—
O_2	6,9	—	—	6,9	—
CO	0,4	0,4	—	0,2	—
CH_4	—	—	—	—	—
H_2	—	—	—	—	—
N_2	79,2	—	—	—	79,2
TOTAL	100,0	13,9	—	20,6	79,2

Balance de C:

$$40,4 + \frac{37,6}{100} x = \frac{13,9}{100} y$$

Balance de H_2:

$$112,9 + \frac{3,0}{100} x = z$$

Balance de O_2:

$$112,9 + \frac{25,7}{100} x + \frac{21}{100} w = \frac{20,6}{100} y + \frac{z}{2}$$

Balance de N_2:

$$6,3 + \frac{59,2}{100} x + \frac{79}{100} w = \frac{79,2}{100} y$$

Resolviendo este sistema de 4 ecuaciones con 4 incognitas se obtiene:

x = 503 kmol de gas de altos hornos
y = 1.652 kmol de gas de combustión
z = 128 kmol de agua
w = 1.238 kmol de aire

a.) Relación de gass de entrada:

$$\frac{[Gas]_{altos\ hornos}}{[Gas]_{cowperias}} = \frac{503}{100} = 5,03$$

Como son cantidades relativas, son independientes de la base de calculo.

b.) El exceso de aire (en porcentaje) es igual al exceso de oxigeno. Se calculará, pues, el porcentaje de exceso de oxigeno, es decir, el oxigeno que sale con los gass de combustión respecto al oxigeno teorico.

El oxigeno teorico será, segun las tablas:

$$O_2^* = \frac{88,85}{100}(100) + \frac{13,4}{100}(503) = 156,252 \text{ kmol}$$

En el gas de combustión (100 kmol) quedan 6,9 kmol de O_2, pero también queda 0,4 kmol de CO que,

según la reacción de oxidación, consumiría 0,2 kmol de oxígeno para combustión completa (base de cálculo del oxígeno teórico). Así pues, el oxígeno en exceso realmente sería:

$$[O_2]_{Exceso} = \frac{(6,9-0,2)}{(100)}(1.652) = 110,684 \text{ kmol}$$

Por tanto:

$$[\%\,Aire]_{Exceso} = [\%\,O_2]_{Exceso} = \frac{110,684}{156,252} \cdot 100 = 70,83\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-27
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Jarabo QT-1, problema 8
Notas	

Curso								
Número								

Un combustible líquido de composición 87,2% C; 8,6% H; 4,2% S; se quema en un horno con 30% de exceso de aire, en condiciones tales que el 5% del carbono del combustible se oxida a CO y el resto a CO_2. Determinar la composición de los gases de combustión.

Gaz de combustion (% mol):

$CO_2 = 11,24$

$CO = 0,59$

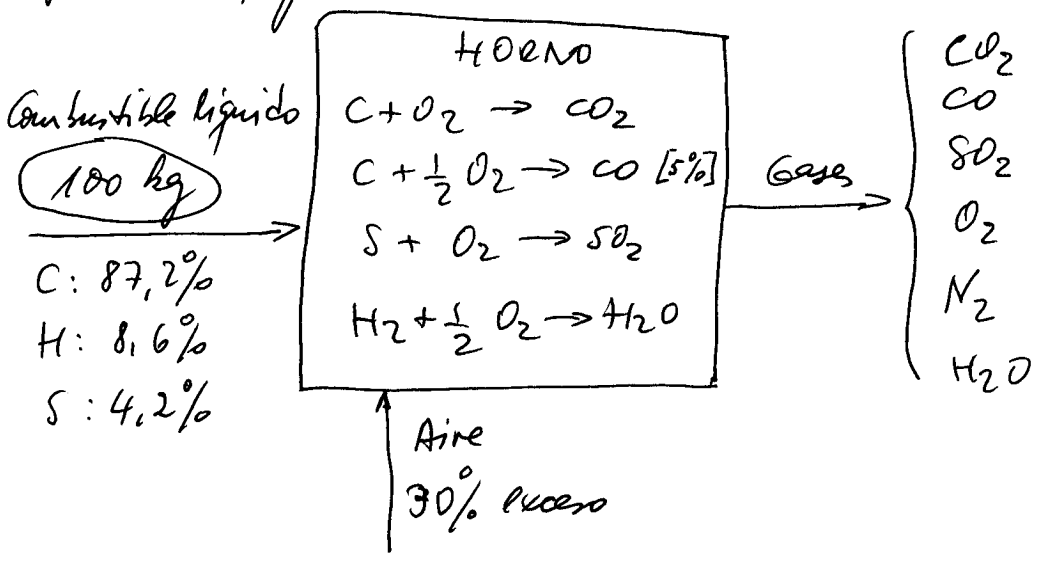
$SO_2 = 0,21$

$O_2 = 4,95$

$N_2 = 76,00$

$H_2O = 7,00$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg de combustible líquido

Composición de la corriente de entrada:

$$[C] = 87,2 \text{ kg} = \frac{87,2}{12} = 7,267 \text{ kmol}$$

$$[H] = 8,6 \text{ kg} = \frac{8,6}{1} = 8,6 \text{ kmol}$$

$$[S] = 4,2 \text{ kg} = \frac{4,2}{32} = 0,131 \text{ kmol}$$

Oxígeno necesario para la combustión completa:

Para [C] = 7,267 kmol O_2

Para $[H] = \frac{8,6}{4} = 2,15$ kmol O_2

Para [S] = 0,131 kmol O_2

Oxígeno teórico = 7,267 + 2,15 + 0,131 = 9,548 kmol

Oxígeno real = (9,548)(1,3) = 12,41 kmol

Nitrógeno real = $(12,41)\left(\frac{79}{21}\right) = 46,68$ kmol

Distribución del carbono en los gases:

$[CO_2] = (7,267)(0,95) = 6,904$ kmol

$[CO] = (7,267)(0,05) = 0,363$ kmol

Como la combustión del carbono no es completa, el oxígeno se consumirá de la forma:

Para $[CO_2] = 6,902$ kmol O_2

Para $[CO] = \frac{0,363}{2} = 0,182$ kmol O_2

Por tanto, el oxígeno consumido será:

$$[O_2]_{consumido} = 6,904 + 0,182 + 2,15 + 0,131 = 9,367 \text{ kmol}$$

y, por tanto, el que forma parte de la corriente gaseosa de salida:

$$[O_2]_{Gases} = 12,41 - 9,367 = 3,043 \text{ kmol}$$

Asimismo, según la estequiometría:

$[SO_2] = [S] = 0,131$ kmol

$[H_2O] = \frac{[H]}{2} = \frac{8,6}{2} = 4,3$ kmol

En definitiva, la composición de los gases de combustión será:

Componente	Cantidad (kmol)	Composición (% mol)
CO_2	6,904	11,24
CO	0,363	0,59
SO_2	0,131	0,21
O_2	3,043	4,95
N_2	46,68	76,00
H_2O	4,3	7,00
TOTAL	61,421	100,00

Como se trata de cantidades relativas, no influye la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-28
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Peiró 1, problema II/1.07, pg. 313
Notas	

Curso								
Número								

Un análisis típico de carbón de Illinois muestra que contiene:

C	66,50%
H	4,26%
S	2,99%
Inerte	26,25%

siendo los inertes incombustibles.

Una gran central térmica quema 500 toneladas de ese carbón por día, con un 40% de exceso de aire. ¿Cuál sería la composición del gas del cañón de la chimenea en porcentaje de SO_2?

Si se instala una fábrica para recuperar este dióxido de azufre, ¿cuántos metros cúbicos de gas por minuto (a 148,4 ºC y 750 mmHg) habrá que tratar en los absorbedores?

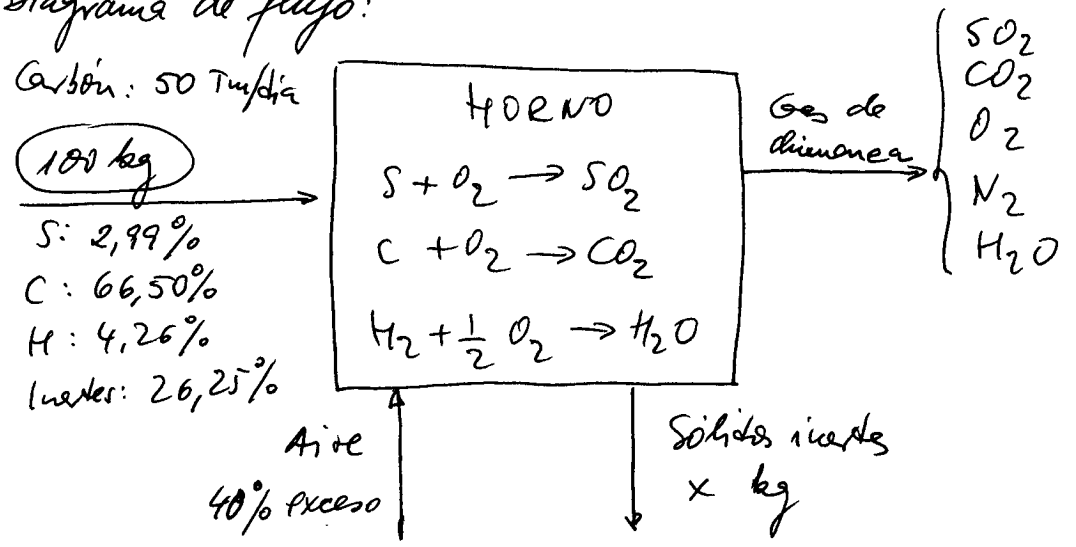
Suponiendo que se recupera el 50% del azufre quemado, en forma de SO_2, ¿cuántas toneladas de ácido sulfúrico de 66 ºBé (93,19% de H_2SO_4), se podrían obtener anualmente como subproducto de esta fábrica?

Gas de chimenea = 0,218 % SO_2

Caudal de gas = 5.060 m^3/min

Producción de H_2SO_4 = 8.924 Tm/año

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg de carbón alimentado

Balance de inertes (kg):

$$(0,2625)(100) = x$$

De donde:

$$x = 26,25 \text{ kg de sólidos}$$

Balance de S (kmol):

$$\frac{(0,0299)(100)}{32} = [S]_{Gas}$$

De donde:

$$[S]_{Gas} = [SO_2]_{Gas} = 0,093 \text{ kmol}$$

Balance de C (kmol):

$$\frac{(0,6650)(100)}{12} = [C]_{Gas}$$

De donde:

$[C]_{Gas} = [CO_2]_{Gas} = 5,542 \text{ kmol}$

Balance de H (kmol):

$(0,0426)(100) = 2\,[H]_{Gas}$

De donde:

$[H]_{Gas} = [H_2O]_{Gas} = 2,13 \text{ kmol}$

Oxígeno necesario:

Según las reacciones que se producen:

Para $[S] = \dfrac{(0,0299)(100)}{32} = 0,0934 \text{ kmol } O_2$

Para $[C] = \dfrac{(0,6650)(100)}{12} = 5,542 \text{ kmol } O_2$

Para $[H] = \dfrac{(0,0426)(100)}{1}\left(\dfrac{1}{4}\right) = 1,065 \text{ kmol } O_2$

Oxígeno teórico $= 0,0934 + 5,542 + 1,065 = 6,70 \text{ kmol}$

Oxígeno en exceso $= (0,40)(6,70) = 2,68 \text{ kmol}$

Nitrógeno teórico $= (6,70)\left(\dfrac{79}{21}\right) = 25,205 \text{ kmol}$

Nitrógeno real $= (1,40)(25,205) = 32,29 \text{ kmol}$

En la corriente de gas de chimenea:

$[O_2]_{Gas} = [O_2]_{Exceso} = 2,68 \text{ kmol}$

$[N_2]_{Gas} = [N_2]_{Exceso} = 32,29 \text{ kmol}$

Composición de la corriente de gas de chimenea:

$[\text{Total}] = 0,093 + 5,542 + 2,13 + 2,68 + 32,29 =$

$= 42,735$ kmol gas de chimenea

$[\%\ SO_2] = \frac{0,093}{42,735} \cdot 100 = 0,218\ \%$

Según la ecuación de los gases ideales:

$V = \frac{n R T}{P} \quad \left[R = 0,082\ \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K}\right]$

En las condiciones:

$P = \frac{750}{760} = 0,987$ atm

$T = 148,4 + 273 = 421,4$ K

Se tendrá:

$V = \frac{(42,735)(0,082)(42,14)}{(0,987)} = 1.457\ \frac{m^3\ gas}{100\ kg\ carbón}$

Transformando los datos según la base de cálculo:

$V = \left(\frac{1.457}{100}\right)\left[\frac{m^3\ gas}{kg\ carbón}\right]\left(500.000\right)\left[\frac{kg\ carbón}{día}\right]\cdot\left(\frac{1}{24}\right)\left[\frac{día}{h}\right]\cdot\left(\frac{1}{60}\right)\left[\frac{h}{min}\right] =$

$= 5.060\ \frac{m^3}{min}$ gas de chimenea

Ácido sulfúrico que puede ser obtenido:

$$[S]_{inicial} = \frac{(0,0299)(100)}{32} = 0,093 \text{ kmol}$$

Se recupera un 50%:

$$[S]_{Recuperado} = (0,093)(0,50) = 0,04565 \text{ kmol}$$

$$[H_2SO_4]_{Puro} = [S] = 0,04565 \text{ kmol} = (0,04565)(98) = 4,557 \text{ kg}$$

$$[H_2SO_4]_{66Bé} = \frac{4,557}{0,9319} = 4,89 \frac{\text{kg}}{100 \text{ kg carbón}}$$

Transformando los datos según la base de cálculo:

$$[H_2SO_4]_{66Bé} = \left(\frac{4,89}{100}\right)\left[\frac{\text{kg}}{\text{kg carbón}}\right](500.000)\left[\frac{\text{kg carbón}}{\text{día}}\right](365)\left[\frac{\text{día}}{\text{año}}\right] \cdot \left(\frac{1}{1.000}\right)\left[\frac{\text{Tm}}{\text{kg}}\right] = 8.924 \frac{\text{Tm}}{\text{año}} H_2SO_4$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-29
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 3.14, pg. 104 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

Una compañía eléctrica local quema carbón que tiene la siguiente composición en base seca:

Componente	% peso
C	83,05
H	4,45
O	3,36
N	1,08
S	0,70
Ceniza	7,36

El análisis Orsat promedio del gas de la chimenea durante una prueba de 24 horas fue:

Componente	% moles
$CO_2 + SO_2$	15,4
CO	0,0
O_2	4,0
N_2	80,6

La humedad en el combustible era de 3,90% y el aire contenía en promedio 0,0048 kg agua / kg aire seco. El residuo contenía el 14% del carbón sin quemar, siendo el resto cenizas.

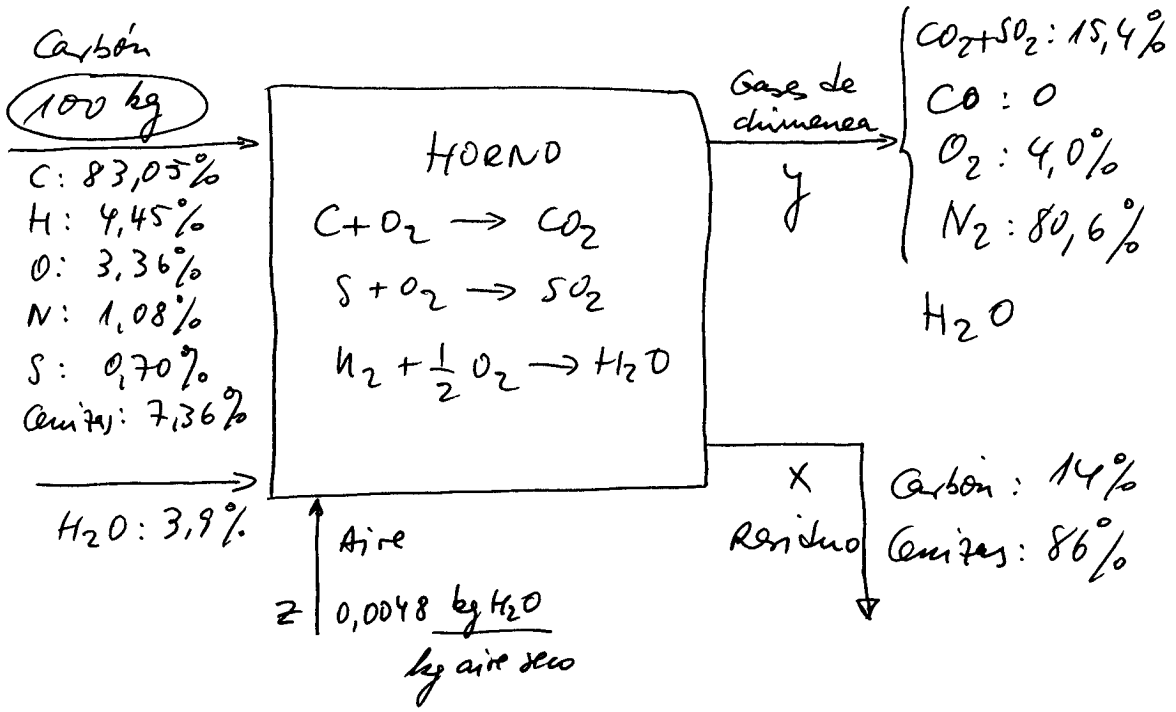
¿Qué porcentaje de aire en exceso se utilizó en promedio?

Nota:

Suponer que el residuo de carbón sin quemar tiene la misma composición que el carbón original.

Aire en exceso = 19,80%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg de carbón seco

Agua contenida en el carbón:

$[H_2O] = (0{,}039)(100) = 3{,}9\ kg = 0{,}217\ kmol$

$[H] = (2)(0{,}217) = 0{,}433\ kmol$

$[O] = 0{,}217\ kmol$

Agua contenida en el aire ($M = 28{,}8\ kg/kmol$):

$$[H_2O] = 0{,}0048\ \frac{kg\ H_2O}{kg\ aire} = (0{,}0048)\left(\frac{28{,}8}{18}\right)\ \frac{kmol\ H_2O}{kmol\ aire} =$$

$= 0{,}00768\ kmol\ H_2O / kmol\ aire$

$[H] = (2)(0{,}00768) = 0{,}0154\ kmol\ H / kmol\ aire$

$[O] = 0{,}00768\ kmol\ O / kmol\ aire$

Residuo:

$(0,0736)(100) = (0,86)\,x$

De donde:

$x = 8,56$ kg de cenizas

Carbón sin quemar $= (8,56)(0,14) = 1,20$ kg

Composición del carbón original libre de cenizas:

Componente	Cantidad (kg)	Fracción (% peso)
C	83,05	0,8965
H	4,45	0,0480
O	3,36	0,0363
N	1,08	0,0117
S	0,70	0,0076
TOTAL	92,64	

Contenido del carbón residual sin quemar:

Componente	Fracción	kg	kmol
C	0,8965	1,0758	0,0897
H	0,0480	0,0576	0,0576
O	0,0363	0,0436	0,00027
N	0,0117	0,0140	0,0010
S	0,0076	0,0091	0,0003

Balance de C+S (ha de ser conjunto ya que el dato de composición en el gas de chimenea es conjunto) (kmol):

$$\left(\frac{0,8305}{12}+\frac{0,0070}{32}\right)(100)=(0,154)y+(0,0897+0,0003)$$

De donde:

$$y = 44,5 \text{ kmol de gas de chimenea}$$

Balance de N (kmol):

$$\left(\frac{0,0108}{14}\right)(100)+(2)(0,79)z=(2)(0,806)(44,5)+(2)(0,0010)$$

De donde:

$$z = 45,35 \text{ kmol de aire}$$

$$[O_2]_{Total}=(0,21)(45,35)=9,524 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Teórico}=\frac{(0,8305)(100)}{12}+\frac{(0,0445)(100)}{1}\left(\frac{1}{4}\right)+\frac{(0,0070)(100)}{32}-\frac{(0,0336)(100)}{16}\left(\frac{1}{2}\right)=7,\quad \text{kmol}$$

$$[O_2]_{Exceso}=9,524-7,950=1,574 \text{ kmol}$$

$$[\%O_2]_{Exceso}=\frac{1,574}{7,950}\cdot 100=19,80\%$$

Evidentemente, el porcentaje de aire en exceso coincide con este valor; al ser relativo, no influye la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-30
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

Un gas que contiene 80% de C_2H_6 y 20% de CO_2 se quema con 20% de exceso de aire (sobre el teórico para quemar todo el etano). El 80% del etano se convierte en dióxido de carbono, el 10% en monóxido de carbono y el otro 10% queda sin reaccionar. Calcular la composición del gas resultante.

Gas resultante (% mol):

$CO_2 = 8,49$

$CO = 0,92$

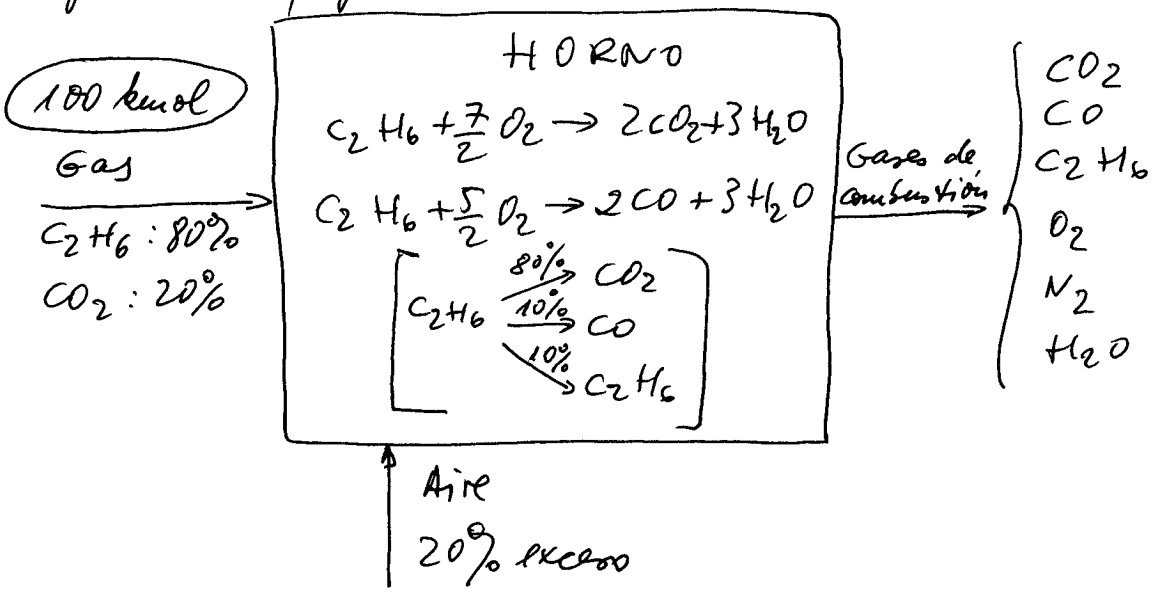
$C_2H_6 = 0,46$

$O_2 = 5,28$

$N_2 = 72,48$

$H_2O = 12,38$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gas de entrada

Oxígeno necesario para la combustión completa:

$$[O_2]_{teórico} = (80)\left(\frac{7}{2}\right) = 280 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{real} = (1,2)(280) = 336 \text{ kmol}$$

$$[N_2]_{real} = (336)\left(\frac{79}{21}\right) = 1.264 \text{ kmol}$$

Utilización del oxígeno:

Combustión completa de C_2H_6 (primera reacción):

$$[C_2H_6] = (0,80)(80) = 64 \text{ kmol}$$

Cantidades estequiométricas:

$$[O_2] = \left(\frac{7}{2}\right)(64) = 224 \text{ kmol}$$

$$[CO_2] = (2)(64) = 128 \text{ kmol}$$

$$[H_2O] = (3)(64) = 192 \text{ kmol}$$

Combustión parcial de C_2H_6 (segunda reacción):

$[C_2H_6] = (0,10)(80) = 8\ kmol$

Cantidades estequiométricas:

$[O_2] = \left(\frac{5}{2}\right)(8) = 20\ kmol$

$[CO] = (2)(8) = 16\ kmol$

$[H_2O] = (3)(8) = 24\ kmol$

Oxígeno utilizado en la reacción:

$[O_2]_{utilizado} = 224 + 20 = 244\ kmol$

Compuestos en los gases:

$[CO_2] = 20 + 128 = 148\ kmol$

$[CO] = 16\ kmol$

$[C_2H_6] = (0,10)(80) = 8\ kmol$

$[O_2] = 336 - 244 = 92\ kmol$

$[N_2] = 1.264\ kmol$

$[H_2O] = 192 + 24 = 216\ kmol$

$TOTAL = 148 + 16 + 8 + 92 + 1.264 + 216 = 1.744\ kmol$

Por tanto, la composición de los gases será:

$[CO_2] = 8,49\%$

$[CO] = 0,92\%$

$[C_2H_6] = 0,46\%$

$[O_2] = 5,28\%$

$[N_2] = 72,48\%$

$[H_2O] = 12,38\%$

Como se trata de cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-31
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Calleja, problema 4, pg. 127
Notas	

Curso								
Número								

A la cámara de combustión de una caldera se alimenta una mezcla gaseosa formada por propano y oxígeno, con un 80% del primero, que se quema con un 200% de exceso de aire enriquecido (35% de oxígeno). Si en estas condiciones la combustión del propano es completa, se desea calcular la composición del gas de combustión.

Gas de combustión (% mol):

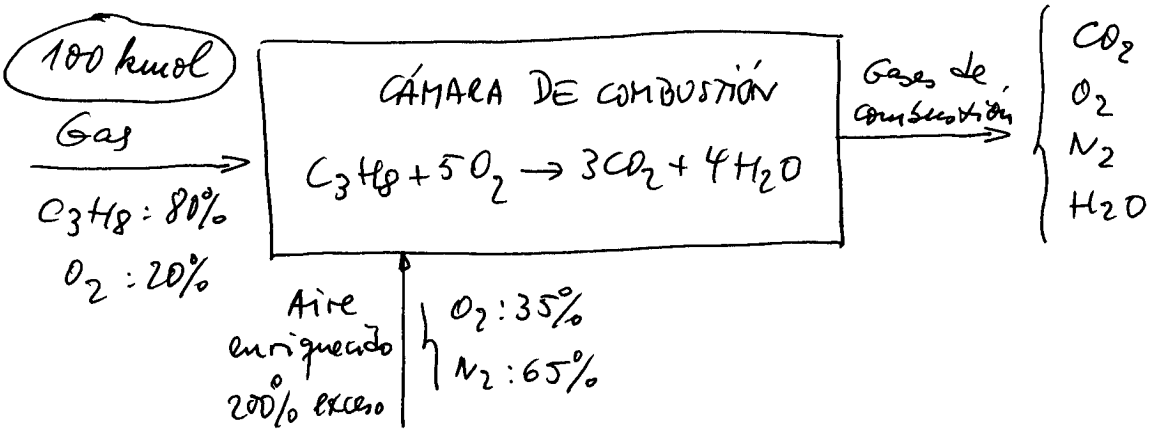
$CO_2 = 6,98$

$O_2 = 22,11$

$N_2 = 61,60$

$H_2O = 9,31$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gas de entrada

Oxígeno necesario para combustión completa:

$$[O_2]_{Teórico} = (80)(5) = 400 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Requerido} = 400 - 20 = 380 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Real} = (380) + (2)(380) = 1.140 \text{ kmol}$$

$$[N_2]_{Real} = (1.140)\left(\frac{65}{35}\right) = 2.117 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{salida} = (1.140 + 20) - 400 = 760 \text{ kmol}$$

Otros componentes:

$$[CO_2] = (3)(80) = 240 \text{ kmol}$$
$$[H_2O] = (4)(80) = 320 \text{ kmol}$$

Por tanto, la corriente de salida de los gases tendrá las características:

Componente	Cantidad (kmol)	Composición (% mol)
CO_2	240	6,98
O_2	760	22,11
N_2	2.117	61,60
H_2O	320	9,31
TOTAL	3.437	100,00

Como se trata de cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-32
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Jarabo QT-1, problema 9
Notas	

Curso								
Número								

Gas natural de composición 92% CH_4; 6,5% C_2H_6; 1,5% C_3H_8; se quema en un horno con 40% de exceso de aire. Determinar la composición de los gases de combustión (en base seca).

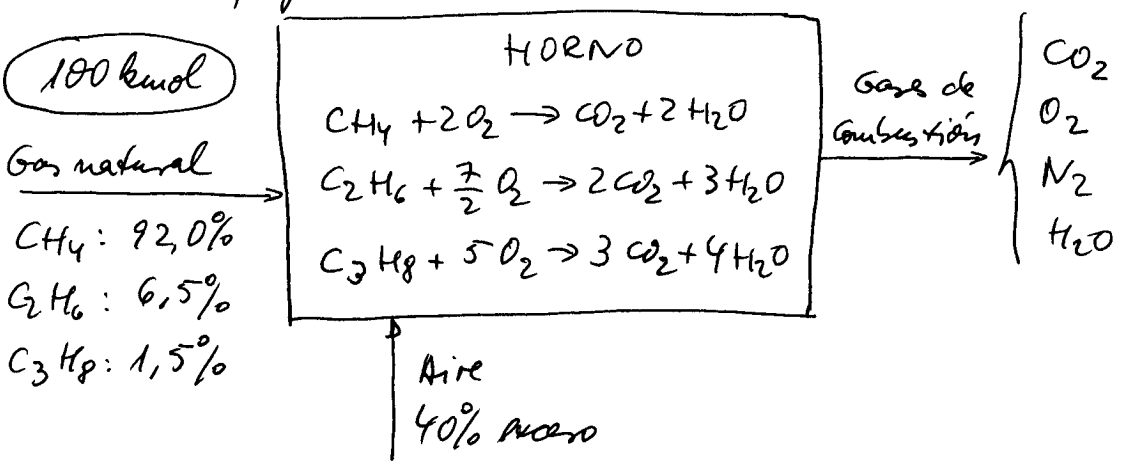
Gaz de combustion (% mol):

$CO_2 = 8,28$

$O_2 = 6,47$

$N_2 = 85,25$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gas natural

Oxígeno necesario para la combustión completa:

$$[O_2]_{Teórico} = (92,0)(2) + (6,5)\left(\frac{7}{2}\right) + (1,5)(5) = 214,25 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Exceso} = (214,25)(0,40) = 85,7 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Real} = (214,25)(1,40) = 299,95 \text{ kmol}$$

$$[N_2]_{Real} = (299,95)\left(\frac{79}{21}\right) = 1.128,4 \text{ kmol}$$

CO_2 formado:

$$[CO_2] = (92)(1) + (6,5)(2) + (1,5)(3) = 109,5 \text{ kmol}$$

H_2O formado:

$$[H_2O] = (92)(2) + (6,5)(3) + (1,5)(4) = 209,5 \text{ kmol}$$

Por tanto, la composición en base seca de los gases de combustión será:

Compuesto	Cantidad (kmol)	Fracción (% mol)
CO_2	109,5	8,28
O_2	85,7	6,47
N_2	1.128,4	85,25
TOTAL	1.323,6	100,00

Como se trata de cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-33
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

Un horno quema gas natural (95% CH_4; 5%N_2) y el gas de combustión presenta la siguiente composición sobre base seca:

CO_2	9,1%
CO	0,2%
O_2	4,6%
N_2	86,1%

Calcular:

a) El porcentaje de exceso de aire (respecto a la cantidad estequiométrica).

b) La cantidad de agua que se forma (moles).

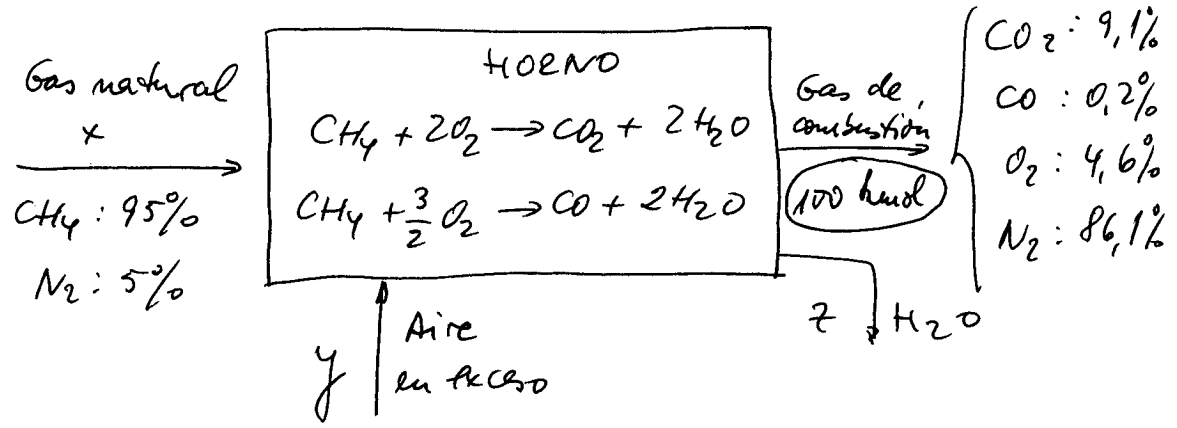
c) La fracción (% en volumen) que representa el agua en los gases de combustión.

a.) Aire en exceso = 24,78%

b.) Agua formada = 18,24 kmol/100 kmol gas de combustión

c.) Agua en el gas = 15,43%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gas de combustión seco

Balance de C:

$$(0,95)x = (0,091 + 0,002)(100)$$

De donde:

$$x = 9,6 \text{ kmol gas natural}$$

$$[CH_4] = (0,95)(9,6) = 9,12 \text{ kmol}$$

$$[N_2] = (0,05)(9,6) = 4,48 \text{ kmol}$$

Balance de N_2:

$$(0,05)(9,6) + (0,79)y = (0,861)(100)$$

De donde:

$$y = 108,38 \text{ kmol aire}$$

a.) Oxígeno necesario para la combustión completa:

$[O_2]_{Teórico} = (9,12)(2) = 18,24 \text{ kmol}$

$[O_2]_{Total} = (108,38)(0,21) = 22,76 \text{ kmol}$

$[O_2]_{Exceso} = 22,76 - 18,24 = 4,52 \text{ kmol}$

$[\%\,Aire]_{Exceso} = [\%\,O_2]_{Exceso} = \frac{4,52}{18,24} \cdot 100 = 24,78\%$

Como es un valor relativo, no influye la base de cálculo.

b.) Balance de H_2:

$(0,95)(9,6)(2) = z$

De donde:

$z = 18,24 \text{ kmol } H_2O$

Según la base de cálculo empleada:

$[H_2O] = 18,24 \dfrac{\text{kmol } H_2O}{100 \text{ kmol gas de combustión}}$

c.) Agua en los gases de combustión:

[Gases secos] = 100 kmol

$[H_2O] = 18,24$ kmol

[Gases húmedos] = 100 + 18,24 = 118,24 kmol

$$[\%\ \text{Agua}] = \frac{18,24}{118,24} \cdot 100 = 15,43\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-34
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	S. Delgado
Notas	

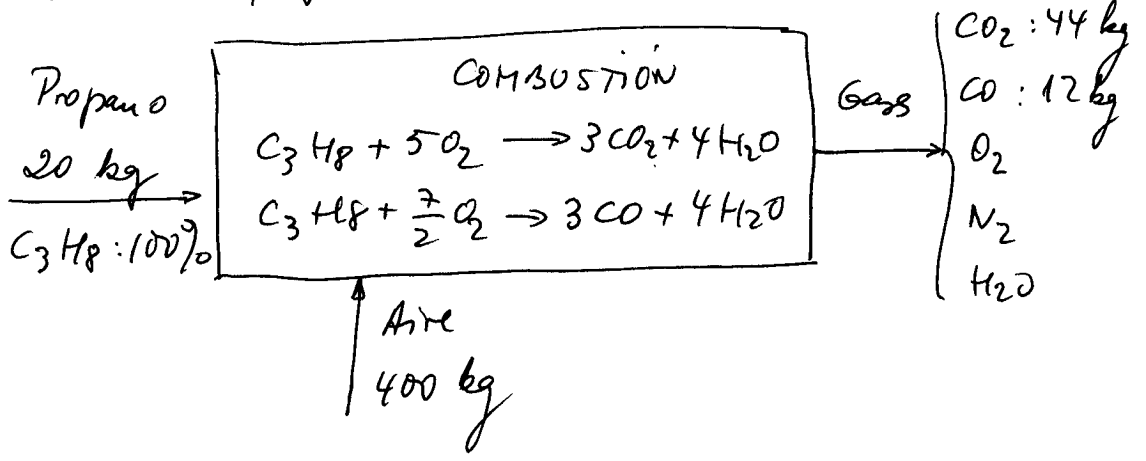
Curso								
Número								

Se están contemplando combustibles distintos de la gasolina para los vehículos de motor porque generan niveles más bajos de contaminantes que la gasolina. Se ha sugerido el propano comprimido como fuente de potencia económica para vehículos.

Suponer que en una prueba se queman 20 kg de C_3H_8 con 400 kg de aire para producir 44 kg de CO_2 y 12 kg de CO. ¿Cuál fue el porcentaje de aire en exceso?

Aire en exceso = 28,16 %

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna

Oxígeno necesario para combustión completa:

$$[O_2]_{Teórico} = (20)\left(\frac{1}{44}\right)(5) = 2{,}273 \text{ kmol}$$

Oxígeno que entra con el aire (x kmol):

$$(0{,}21)(32)x + (0{,}79)(28)x = 400$$

De donde:

$$x = 13{,}87 \text{ kmol aire}$$

$$[O_2]_{Total} = (0{,}21)(13{,}87) = 2{,}913 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Exceso} = 2{,}913 - 2{,}273 = 0{,}64 \text{ kmol}$$

$$[\%\,Aire]_{Exceso} = [\%\,O_2]_{exceso} = \frac{0{,}64}{2{,}273} \cdot 100 = 28{,}16\%$$

Los datos de la corriente de salida no son necesarios. Podrían utilizarse para calcular la composición de dicha corriente.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-35
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

En un horno se calienta un acero templado empleando un fuel-oil cuya composición se representa por $(CH_2)_n$. Empleando la cantidad estequiométrica de aire, calcular:

a) La composición del gas de combustión, sobre base seca, suponiendo que la combustión es completa.

b) La composición del gas de combustión, suponiendo que un 5% del carbono se quema produciendo monóxido de carbono.

a.) Gas de combustión completa (% mol):

$CO_2 = 15,05$

$N_2 = 84,95$

b.) Gas de combustión parcial (% mol):

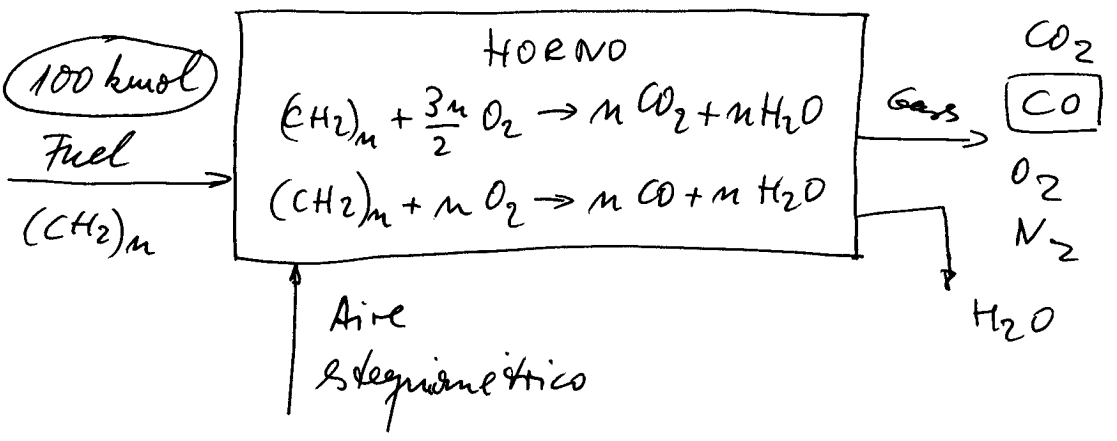
$CO_2 = 14,25$

$CO = 0,75$

$O_2 = 0,37$

$N_2 = 84,63$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de fuel de entrada

Composición del fuel:

$$[C] = \frac{1}{1+2} = 0{,}33\%$$

$$[H] = \frac{2}{1+2} = 0{,}67\%$$

Corriente de entrada:

$$[C] = (0{,}33)(100) = 33 \text{ kmol}$$

$$[H] = (0{,}67)(100) = 67 \text{ kmol}$$

a.) $$[O_2]_{teórico} = (33)\left(\frac{3}{2}\right) = 49{,}5 \text{ kmol}$$

$$[N_2] = (49{,}5)\left(\frac{79}{21}\right) = 186{,}21 \text{ kmol}$$

Si la combustión es completa y el aire es el estequiométrico:

$$[O_2]_{salida} = 0$$

Además:

$$[CO_2]_{salida} = [C] = 33 \text{ kmol}$$

La composición del gas de salida será, pues:

Componente	Cantidad (kmol)	Composición (% mol)
CO_2	33	15,05
N_2	186,21	84,95
TOTAL	219,21	100,00

Como se trata de cantidades relativas, no influye la base de cálculo.

b.) Combustión parcial del fuel:

Combustión completa (primera reacción):

$$[CH_2] = (33)(0,95) = 31,35 \text{ kmol}$$

Cantidades estequiométricas:

$$[O_2] = \left(\frac{3}{2}\right)(31,35) = 47,03 \text{ kmol}$$

$$[CO_2] = 31,35 \text{ kmol}$$

Combustión parcial (segunda reacción):

$$[CH_2] = (33)(0,05) = 1,65 \text{ kmol}$$

Cantidades estequiométricas:

$$[O_2] = 1,65 \text{ kmol}$$

$$[CO] = 1,65 \text{ kmol}$$

Oxigeno utilizado en la reacción:

$[O_2]_{utilizado} = 47,03 + 1,65 = 48,68$ kmol

Compuestos en los gases (base seca):

$[CO_2] = 31,35$ kmol

$[CO] = 1,65$ kmol

$[O_2] = 49,5 - 48,68 = 0,82$ kmol

$[N_2] = 186,21$ kmol

TOTAL = 220,03 kmol

Por tanto, la composición del gas de combustión (sobre base seca) será:

$[CO_2] = 14,25\%$

$[CO] = 0,75\%$

$[O_2] = 0,37\%$

$[N_2] = 84,63\%$

Como se trata de cantidades relativas, son independientes de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-36
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Felder, ejemplo 4.7-3, pg. 160
Notas	

Curso								
Número								

Se quema etano (C_2H_6) con 50% de aire en exceso. El porcentaje de conversión del etano es del 90%. El 25% del etano quemado reacciona para formar CO, y el resto para formar CO_2.

Calcúlese la composición del gas de emisión y la relación entre las cantidades del gas de emisión húmedo y seco.

Composición del gas de emisión (% mol):

$CO_2 = 5,63$

$CO = 1,88$

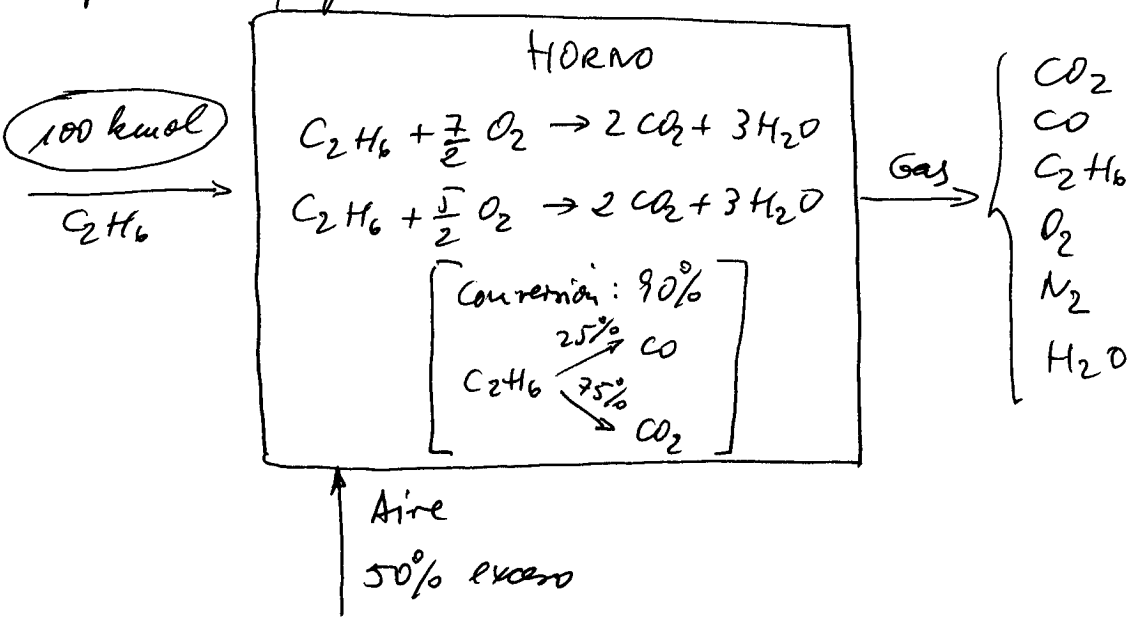
$C_2H_6 = 0,42$

$O_2 = 9,70$

$N_2 = 82,38$

Relación = 1,113 $\frac{\text{kmol gas húmedo}}{\text{kmol gas seco}}$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de etano de entrada

Oxígeno necesario para la combustión completa:

$$[O_2]_{Teórico} = (100)\left(\frac{7}{2}\right) = 350 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Real} = (1{,}5)(350) = 525 \text{ kmol}$$

$$[N_2]_{Real} = (525)\left(\frac{79}{21}\right) = 1.975 \text{ kmol}$$

Utilización del oxígeno:

Combustión completa de C_2H_6 (primera reacción):

$$[C_2H_6] = (0{,}90)(100)(0{,}75) = 67{,}5 \text{ kmol}$$

Cantidades estequiométricas:

$$[O_2] = \left(\frac{7}{2}\right)(67{,}5) = 236{,}25 \text{ kmol}$$

$$[CO_2] = (2)(67{,}5) = 135 \text{ kmol}$$

$$[H_2O] = (3)(67{,}5) = 202{,}5 \text{ kmol}$$

Combustión parcial de C_2H_6 (segunda reacción):

$[C_2H_6] = (0,90)(100)(0,25) = 22,5$ kmol

Cantidades estequiométricas:

$[O_2] = \left(\frac{5}{2}\right)(22,5) = 56,25$ kmol

$[CO] = (2)(22,5) = 45$ kmol

$[H_2O] = (3)(22,5) = 67,5$ kmol

Oxígeno utilizado en la reacción:

$[O_2]_{utilizado} = 236,25 + 56,25 = 292,5$ kmol

Compuestos en los gases:

$[CO_2] = 135$ kmol

$[CO] = 45$ kmol

$[C_2H_6] = (0,10)(100) = 10$ kmol

$[O_2] = 525 - 292,5 = 232,5$ kmol

$[N_2] = 1.975$ kmol

TOTAL = 2.397,5 kmol de gas seco

$[H_2O] = 202,5 + 67,5 = 270$ kmol

2.667,5 kmol de gas húmedo

$$\frac{\text{kmol gas húmedo}}{\text{kmol gas seco}} = 1,113$$

Composición (en base seca):

$$[CO_2] = \frac{135}{2397,5} = 0,0563 \longrightarrow 5,63\%$$

$$[CO] = \frac{45}{2.397,5} = 0,0188 \longrightarrow 1,88\%$$

$$[C_2H_6] = \frac{10}{2.397,5} = 0,0042 \longrightarrow 0,42\%$$

$$[O_2] = \frac{232,5}{2.397,5} = 0,097 \longrightarrow 9,70\%$$

$$[N_2] = \frac{1.975}{2.397,5} = 0,8238 \longrightarrow 82,38\%$$

Como todas las cantidades son relativas, no influye la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-37
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, combustión, circulación simple
Referencia	Calleja, ejemplo 6.2, pg. 119
Notas	

Curso								
Número								

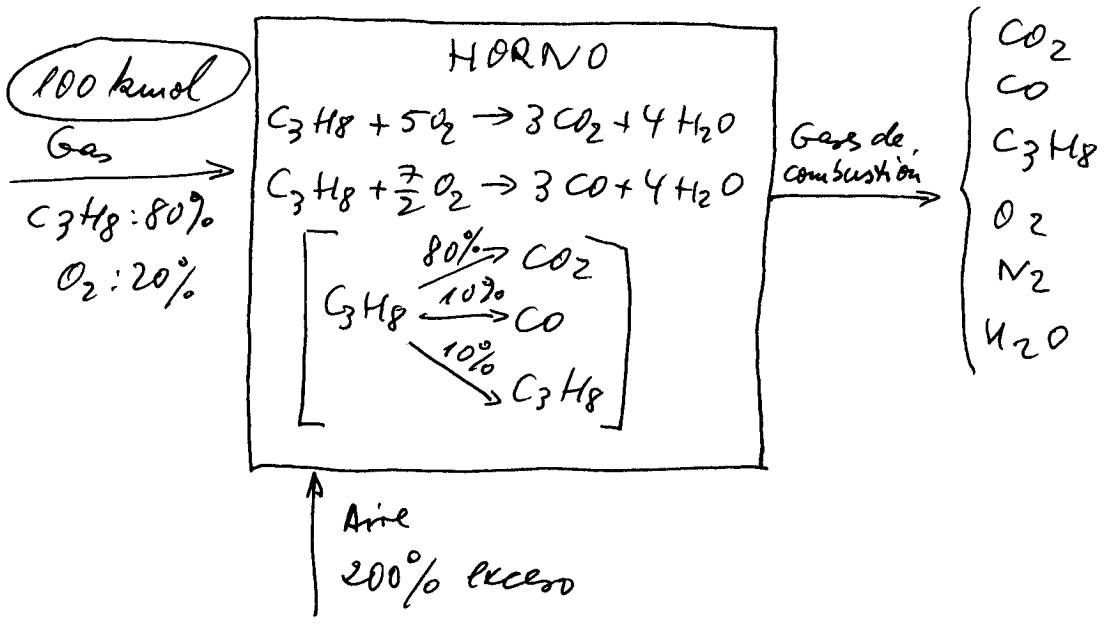
A la cámara de combustión de una caldera se alimenta una mezcla gaseosa formada por propano y oxígeno, con un 80% del primero, que se quema con un 20% de exceso de aire.

Sabiendo que un 80% del propano se transforma en CO_2, un 10% en CO y el resto permanece sin quemarse, se desea calcular la composición del gas de combustión tanto en base seca como húmeda.

Composición del gas de combustión (% mol):

Componente	Base seca	Base húmeda
CO_2	3,61	3,42
CO	0,45	0,43
C_3H_8	0,15	0,14
O_2	15,25	14,47
N_2	80,54	76,41
H_2O	—	5,13

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gas de entrada

Oxígeno necesario para combustión completa:

$$[O_2]_{Teórico} = (80)(5) = 400 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Requerido} = 400 - 20 = 380 \text{ kmol}$$

$$[O_2]_{Real} = (380) + (2)(380) = 1.140 \text{ kmol}$$

$$[N_2]_{Real} = (1.140)\left(\frac{79}{21}\right) = 4.289 \text{ kmol}$$

Utilización del oxígeno:

Combustión completa de C_3H_8 (primera reacción):

$$[C_3H_8] = (0{,}80)(80) = 64 \text{ kmol}$$

Cantidades estequiométricas:

$$[O_2] = (5)(64) = 320 \text{ kmol}$$

$$[CO_2] = (3)(64) = 192 \text{ kmol}$$

$$[H_2O] = (4)(64) = 256 \text{ kmol}$$

Combustión parcial de C_3H_8 (segunda reacción):

$[C_3H_8] = (0,10)(80) = 8$ kmol

Cantidades estequiométricas:

$$[O_2] = \left(\frac{7}{2}\right)(8) = 28 \text{ kmol}$$

$$[CO] = (3)(8) = 24 \text{ kmol}$$

$$[H_2O] = (4)(8) = 32 \text{ kmol}$$

Oxígeno utilizado en la reacción:

$$[O_2]_{utilizado} = 320 + 28 = 348 \text{ kmol}$$

Compuestos en los gases:

$[CO_2] = 192$ kmol

$[CO] = 24$ kmol

$[C_3H_8] = (0,10)(80) = 8$ kmol

$[O_2] = (1.140 + 20) - 348 = 812$ kmol

$[N_2] = 4.289$ kmol

$[H_2O] = 256 + 32 = 288$ kmol

TOTAL = 5.613 kmol

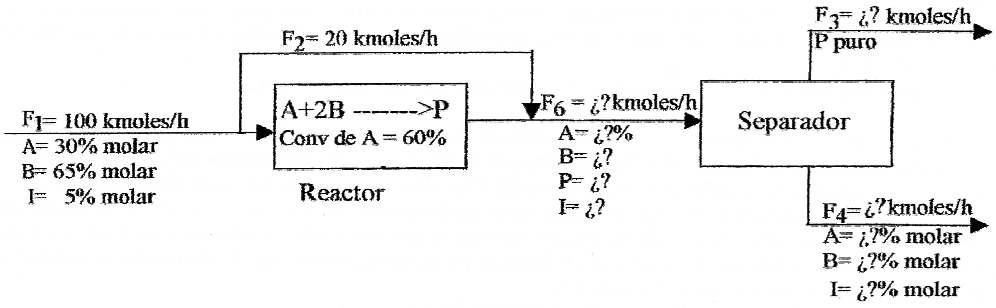
Por tanto, la composición de los gases es:

Compuesto	Cantidad (kmol)	Base seca (% mol)	Base húmeda (% mol)
CO_2	192	3,61	3,42
CO	24	0,45	0,43
C_3H_8	8	0,15	0,14
O_2	812	15,25	14,47
N_2	4.289	80,54	76,41
H_2O	288	—	5,13
TOTAL	5.325 (B.S.) 5.613 (B.H.)	100,00	100,00

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-38
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, derivación
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

El diagrama siguiente representa un proceso que incluye una etapa de reacción química y una etapa de separación de componentes. La conversión del reactivo **A** en el reactor es del 60% y para controlar la producción se ha establecido una corriente de derivación cuyo caudal se indica en la Figura.



Teniendo en cuenta la información suministrada en el diagrama, completar la información que falta, admitiendo régimen estacionario.

$F_6 = 71{,}2$ kmol/h

$A = 21{,}91\%$

$B = 50{,}84\%$

$P = 20{,}22\%$

$I = 7{,}03\%$

$F_3 = 14{,}4$ kmol/h

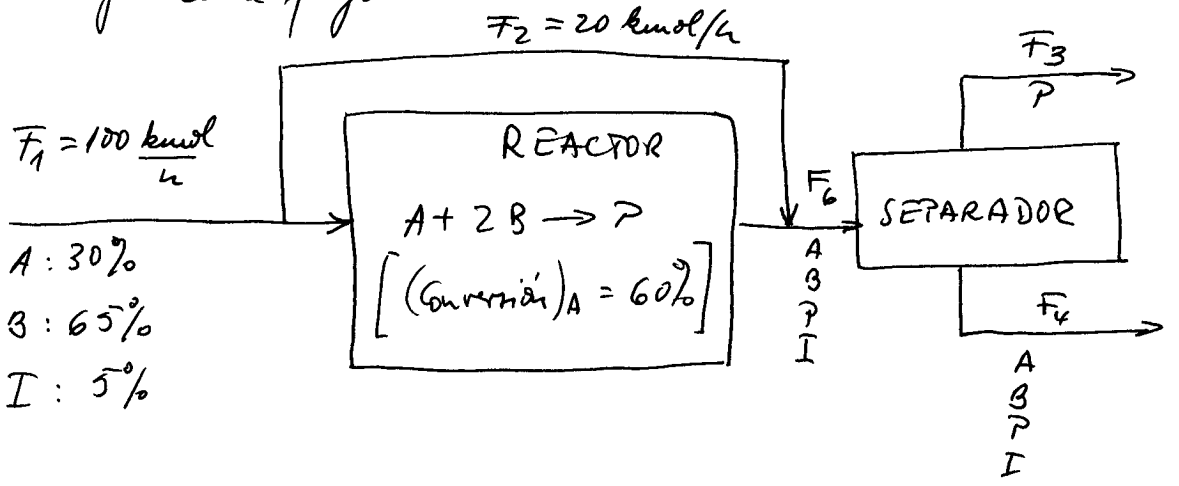
$F_4 = 56{,}8$ kmol/h

$A = 24{,}47\%$

$B = 63{,}73\%$

$I = 80{,}80\%$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Entrada al reactor:

Caudal = 100 − 20 = 80 kmol

A = (0,30)(80) = 24 kmol

B = (0,65)(80) = 52 kmol

I = (0,05)(80) = 4 kmol

Salida del reactor:

A = 24 − (24)(0,60) = 9,6 kmol

B = 52 − (2)(24)(0,60) = 23,2 kmol

P = (24)(0,60) = 14,4 kmol

I = 4 kmol

TOTAL = 51,6 kmol

Corriente F_6:

Caudal = $20 + 51,2 = 71,2$ kmol $\xrightarrow{B.C.}$ $71,2 \frac{kmol}{h}$

$A = 9,6 + (0,30)(20) = 15,6$ kmol $\longrightarrow 21,91\%$

$B = 23,2 + (0,65)(20) = 36,2$ kmol $\longrightarrow 50,84\%$

$P = 14,4$ kmol $\longrightarrow 20,22\%$

$I = 4 + (0,05)(20) = 5$ kmol $\longrightarrow 7,03\%$

Salidas del separador:

$F_3 = P = 14,4$ kmol $\xrightarrow{B.C.}$ $14,4 \frac{kmol}{h}$

$F_4 = 71,2 - 14,4 = 56,8$ kmol $\xrightarrow{B.C.}$ $56,8 \frac{kmol}{h}$

$A = 15,6$ kmol $\longrightarrow 24,47\%$

$B = 36,2$ kmol $\longrightarrow 63,73\%$

$I = 5$ kmol $\longrightarrow 80,80\%$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-39
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, derivación
Referencia	Jarabo QT-1, problema 1 (primer parcial)
Notas	

Curso								
Número								

Por oxidación parcial de un fuel-oil se obtiene un gas de síntesis cuya composición es:

H_2	46,2%
CO	46,7%
CO_2	4,6%
N_2	2,5%

Con objeto de utilizar este gas para la síntesis de metanol, se somete una parte de él a un reformado catalítico con vapor de agua:

$$CO + H_2O \rightarrow H_2 + CO_2$$

Esta reacción se lleva a cabo con vapor de agua en exceso y se consigue una conversión del 95% de CO entrante en H_2.

Para conseguir que la relación H_2/CO sea la estequiométrica correspondiente a la síntesis del metanol (2/1), una parte del gas procedente de la oxidación del fuel-oil se somete al reformado catalítico como se ha indicado anteriormente, mientras que otra parte se conduce por una derivación sin penetrar en el reactor. De la mezcla obtenida de estas dos corrientes se separa a continuación el dióxido de carbono y el vapor de agua sobrantes, obteniéndose el gas para la síntesis del metanol. Este gas contendrá, evidentemente, el nitrógeno que había en el gas de partida, y también H_2

y CO en la relación 2/1.

a) ¿Que porcentaje del gas procedente de la oxidación parcial del fuel-oil debe hacerse pasar por la derivación?

b) ¿Cuál será la composición del gas obtenido para la síntesis del metanol?

Desviación = 64,53%

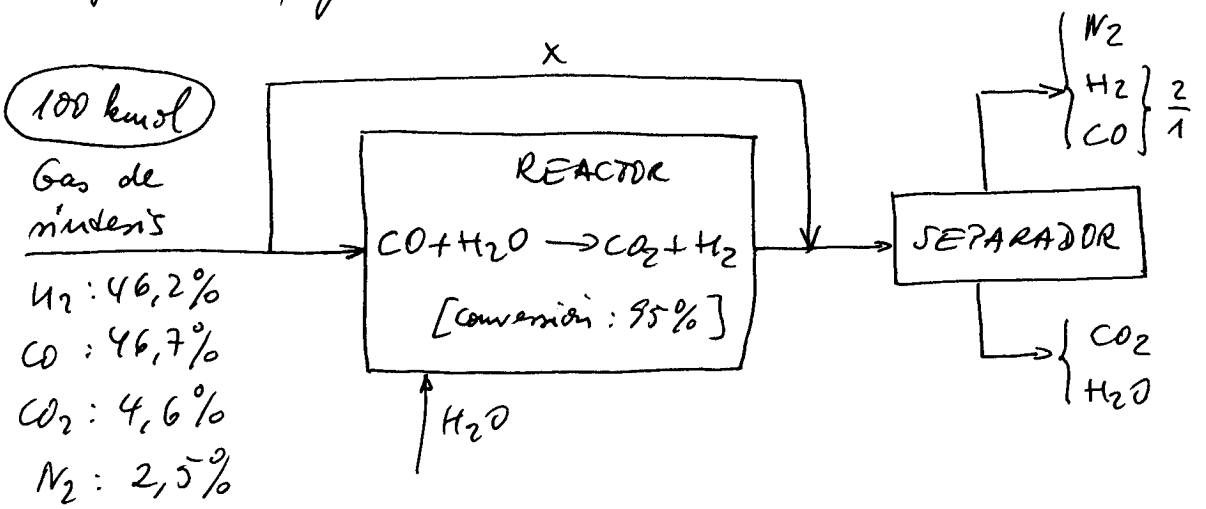
Composición del gas de salida (% mol):

H_2 = 64,93

CO = 32,45

N_2 = 2,62

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de gas de síntesis

	Entrada al reactor	Entrada a la derivación
$[H_2]$	$(0,462)(100-x)$	$(0,462)\,x$
$[CO]$	$(0,467)(100-x)$	$(0,467)\,x$

Salida del reactor (conversión: 95%):

$$[H_2] = (0,462)(100-x) + (0,467)(100-x)(0,95)$$
$$[CO] = (0,467)(100-x)(0,05)$$

Punto de unión de la derivación:

$$[H_2] = (0,462)(100-x) + (0,467)(100-x)(0,95) + (0,462)\,x$$
$$[CO] = (0,467)(100-x)(0,05) + (0,467)\,x$$

Como $[H_2] = 2[CO]$, se tendrá:

$$(0,462)(180-x) + (0,467)(100-x)(0,95) + (0,462)x =$$
$$= 2\left[(0,467)(100-x)(0,05) + (0,467)x\right]$$

De donde:

$$x = 64,53 \text{ kmol de derivación}$$

a.) Porcentaje de derivación:

$$\%\text{ Derivación} = \frac{64,53}{100}\left[\frac{\text{kmol derivación}}{\text{kmol gas}}\right]100 = 64,53\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

b.) Composición del gas de salida (punto de unión):

$[H_2] = 61,936$ kmol $\longrightarrow$ 64,93%

$[CO] = 30,964$ kmol $\longrightarrow$ 32,45%

$[N_2] = 2,5$ kmol $\longrightarrow$ 2,62%

TOTAL = 95,427 kmol

Como se trata de cantidades relativas, no influye la base de cálculo.

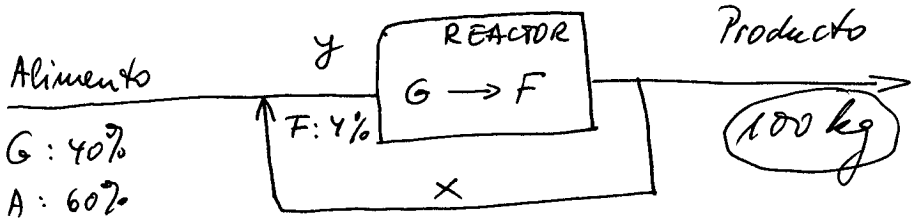
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-40
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 3.20, pg. 214 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

La glucosa isomerasa inmovilizada se emplea como catalizador en la producción de fructosa a partir de glucosa en un reactor de lecho fijo (el disolvente es agua). Si la alimentación consiste en una disolución del 40% de glucosa y parte del producto que sale del reactor se recircula para conseguir una concentración de entrada al reactor del 4% en fructosa, ¿qué conversión de glucosa se produce en un paso por el reactor si la relación entre el flujo másico de producto final y el flujo másico de reciclado es igual a 8,33?

Conversión = 92,5%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg de producto

Según la relación de recirculación:

$$\frac{100}{x} = 8{,}33$$

De donde:

$$x = 12 \text{ kg de recirculación}$$

Si salen 100 kg de producto, han de entrar 100 kg de alimento.

Balance de agua:

$$(100)(0{,}60) = (100)[H_2O]_x$$

De donde:

$$[H_2O]_x = 0{,}60$$

Balance en el punto de recirculación:

Balance total:

$$100 + 12 = y$$

De donde:

$y = 112$ kg de entrada al reactor

Balance de fructosa:

$$12\,[F]_x = (112)(0{,}04)$$

De donde:

$$[F]_x = 0{,}373$$

Por tanto, la corriente de recirculación (y la de salida del reactor) tendrá la composición:

$$[H_2O]_x = 0{,}60$$
$$[F]_x = 0{,}373$$
$$[G]_x = 1 - (0{,}60 + 0{,}373) = 0{,}027$$

Balance de glucosa:

$$(100)(0{,}40) + (12)(0{,}027) = (112)[G]_y$$

De donde:

$$[G]_y = 0{,}36$$

$$\text{Conversión} = \frac{(0{,}36 - 0{,}027)(112)}{(0{,}36)(112)} \cdot 100 = 92{,}5\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-41
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación
Referencia	Jarabo QT-1, problema 13
Notas	

Curso								
Número								

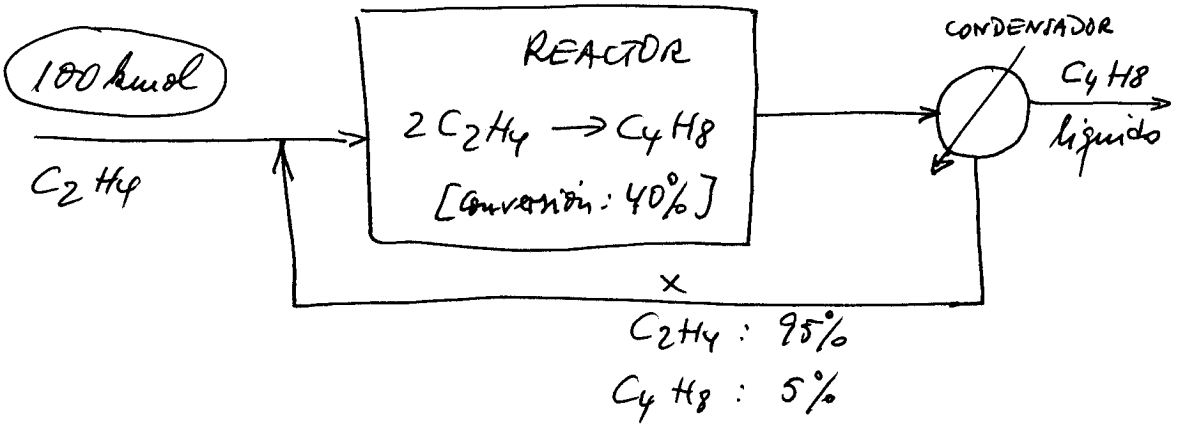
Se dimeriza etileno a buteno en régimen continuo en un reactor catalítico, con una conversión del 40%. El producto de reacción pasa continuamente a un condensador para separar el buteno, reciclándose el gas no condensado al reactor. El reciclado contiene 5% de buteno y el resto eltileno.

Se desea calcular la cantidad de buteno extraída del sistema (kmol) y la cantidad de recirculado (kmol) por cada 100 kmol de alimento fresco.

Buteno extraído = 50 kmol

Reciclado = 157,80 kmol

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna (la especifica el enunciado)

Entrada al reactor:

$$C_2H_4 = 100 + (0{,}95)x$$
$$C_4H_8 = (0{,}05)x$$

Salida del reactor:

$$C_2H_4 = (100 + 0{,}95x)(0{,}60)$$
$$C_4H_8 = (0{,}05)x + (100 + 0{,}95x)(0{,}40)\left(\frac{1}{2}\right)$$

Balance alrededor del condensador:

$[C_2H_4]$:

$$(100 + 0{,}95x)(0{,}60) = (0{,}95)x$$

De donde:

$$x = 157{,}89 \text{ kmol}$$

Es decir:

$$[\text{Recirculado}] = 157{,}89 \text{ kmol}$$

$[C_4H_8]$:

$$(0{,}05)(157{,}89) + \left[100 + (0{,}95)(157{,}89)\right](0{,}40)\left(\frac{1}{2}\right) =$$

$$= (0{,}05)(157{,}89) + [C_4H_8]_{\text{salida}}$$

De donde:

$$[C_4H_8]_{\text{salida}} = 50 \text{ kmol}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-42
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación
Referencia	Calleja, problema 6, pg. 127
Notas	

Curso								
Número								

En una planta industrial se dimeriza etileno a buteno con una conversión en el reactor catalítico del 40%. La corriente efluente del reactor se conduce a un condensador para separar el buteno y el etileno gaseoso no reaccionado, el cual se recicla al reactor.

Sabiendo que en el condensador se separa totalmente el etileno del buteno, calcular por cada mol de etileno fresco alimentado:

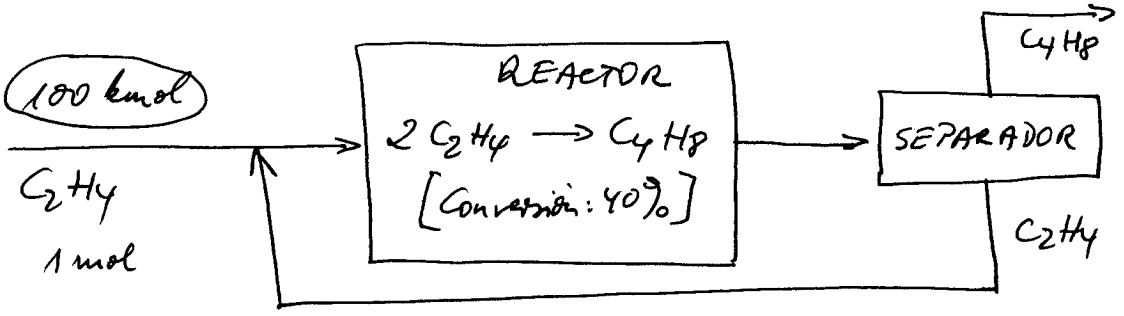
a) Los moles de buteno producidos.

b) Los moles de etileno reciclados.

a.) Buteno producido = 0,5 mol

b.) Etileno reciclado = 1,5 mol

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de etileno fresco

Entrada al reactor:

$$C_2 = 100 + x$$

Salida del reactor

$$C_2 = (100+x)(0,60)$$
$$C_4 = (100+x)(0,40)\left(\frac{1}{2}\right)$$

Balance en el separador:

C_2:

$$(100+x)(0,60) = x$$

De donde:

$x = 150$ kmol C_2H_4 recirculados

C_4:

$$(100+150)(0,40)\left(\frac{1}{2}\right) = 50 \text{ kmol } C_4H_8 \text{ producidos}$$

Transformación de la base de cálculo a los datos del problema:

a.) $[C_4H_8] = \frac{50 \text{ kmol producido}}{100 \text{ kmol alimento}} = 0,5 \frac{\text{mol producido}}{\text{mol alimento}}$

b.) $[C_2H_4] = \frac{150 \text{ kmol reciclado}}{100 \text{ kmol alimento}} = 1,5 \frac{\text{mol reciclado}}{\text{mol alimento}}$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-43
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación
Referencia	Calleja, problema 5, pg. 127
Notas	

Curso								
Número								

En una planta industrial se dimeriza etileno a buteno con una conversión en el reactor catalítico del 40%. La corriente efluente del reactor se conduce a un condensador para separar el buteno y el etileno gaseoso no reaccionado, el cual se recicla al reactor.

Sabiendo que la corriente de buteno condensado contiene un 1% de etileno en peso y que la corriente gaseosa reciclada contiene un 5% en volumen de buteno, calcular por cada mol de etileno fresco alimentado:

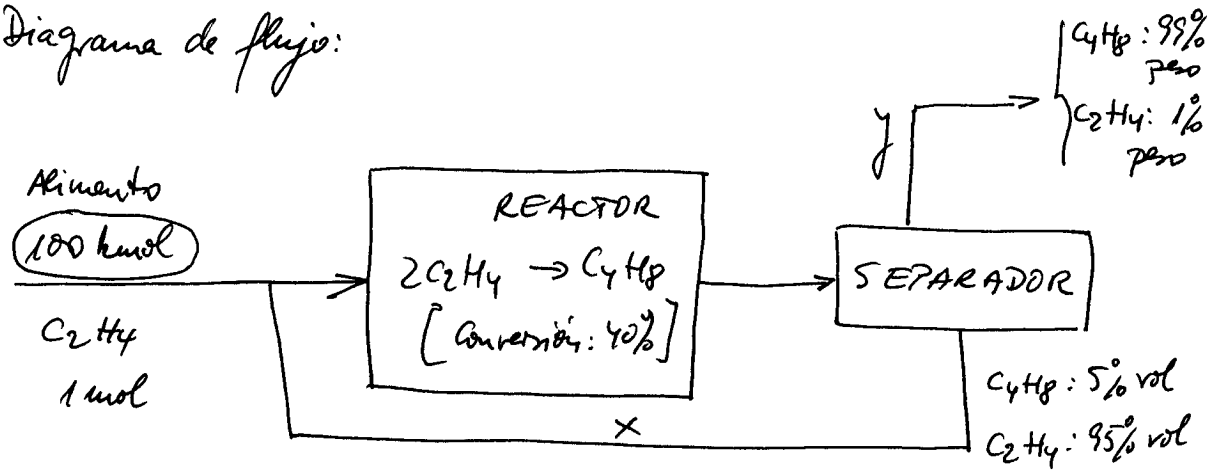
a) Los moles de buteno producidos.

b) Los moles de etileno reciclados.

a.) Buteno producido = 0,495

b.) Etileno reciclado = 1,475

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de etileno fresco

Transformación de la corriente de producto:

$C_4H_8: \frac{99}{56} = 1{,}7678$ kmol $\rightarrow$ 98,02% vol

$C_2H_4: \frac{1}{28} = 0{,}0357$ kmol $\rightarrow$ 1,98% vol

Entrada al reactor:

$C_2 = 100 + 0{,}95x$

$C_4 = 0{,}05x$

Salida del reactor:

$C_2 = (100 + 0{,}95x)(0{,}60)$

$C_4 = 0{,}05x + (100 + 0{,}95x)(0{,}40)\left(\frac{1}{2}\right)$

Balance en el separador:

C_2:

$(100 + 0{,}95x)(0{,}60) = 0{,}95x + 0{,}0198y$

C_4:

$$0{,}05x + (100 + 0{,}95x)(0{,}40)\left(\tfrac{1}{2}\right) = 0{,}05x + 0{,}9802y$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$60 = 0{,}38x + 0{,}0198y$$
$$20 + 0{,}1x = 0{,}9802y$$

Se obtiene:

$x = 155{,}26$ kmol reciclado

$y = 50{,}50$ kmol producto

Transformación de la base de cálculo a los datos del problema:

a.) $[C_4H_8] = \dfrac{(50{,}5)(0{,}9802)\ \text{kmol}}{100\ \text{kmol alimento}} = 0{,}495\ \dfrac{\text{mol buteno}}{\text{mol alimentado}}$

b.) $[C_2H_4] = \dfrac{(155{,}26)(0{,}95)\ \text{kmol}}{100\ \text{kmol alimento}} = 1{,}475\ \dfrac{\text{mol eteno}}{\text{mol alimentado}}$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-44
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación
Referencia	Felder, ejemplo 4.6-5, pg. 148
Notas	

Curso								
Número								

La deshidrogenación de propano en un reactor catalítico produce propileno según la reacción:

$$C_3H_8 \rightarrow C_3H_6 + H_2$$

El proceso debe diseñarse para una conversión global de propano de 95%. Los productos de la reacción se separan en dos flujos: el primero, que contiene H_2, C_3H_6 y 0,555% del propano que sale del reactor, se toma como el producto; el segundo flujo, que contiene el resto del propano que no ha reaccionado y 5% del propileno contenido en el flujo de productos, se hace recircular al reactor.

Calcular la composición del producto, la relación (moles recirculados)/(moles de alimentación fresca) y la conversión en una sola etapa.

Composición del producto (% mol):

$C_3H_8 = 2,56$

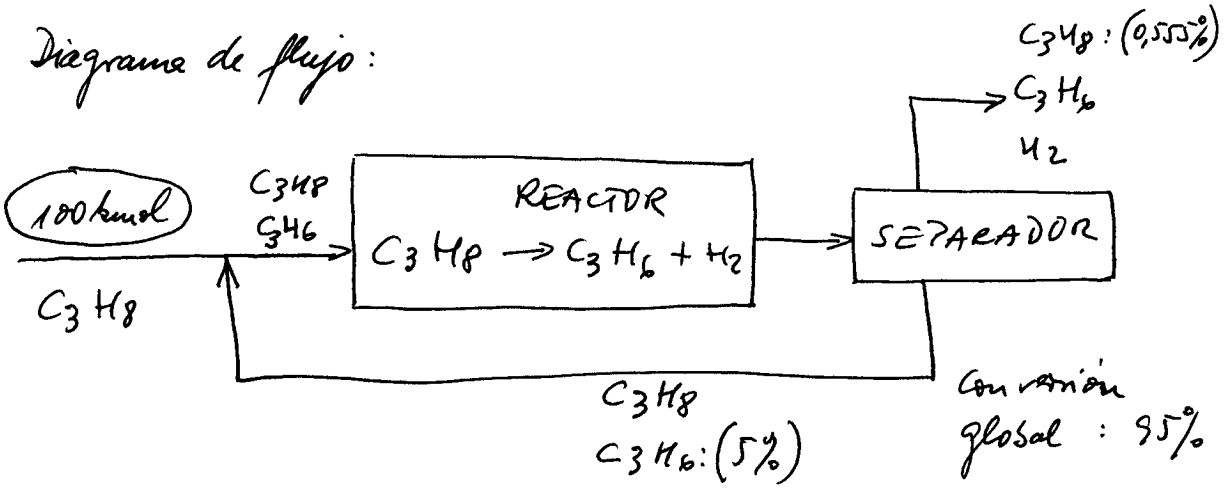
$C_2H_6 = 48,72$

$H_2 = 48,72$

$$\frac{\text{mols recirculadas}}{\text{mols alimentación}} = 9$$

Conversión = 9,54%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de propano alimentado

Según las condiciones operativas (95% de conversión global)

$[C_3H_8]_{salida} = (100)(0,05) = 5$ kmol

$[C_3H_6]_{salida} = (100)(0,95) = 95$ kmol

$[H_2]_{salida} = (100)(0,95) = 95$ kmol

TOTAL $= 5 + 95 + 95 = 195$ kmol

Composición de la corriente de salida:

$[C_3H_8] = \frac{5}{195} = 0,0256 \longrightarrow 2,56\%$

$[C_3H_6] = \frac{95}{195} = 0,4872 \longrightarrow 48,72\%$

$[H_2] = \frac{95}{195} = 0,4872 \longrightarrow 48,72\%$

Como son cantidades relativas, no influye la base de cálculo.

Balance en el separador:

Según las condiciones operativas (propano):

$$5 = 0{,}00555\,[C_3H_8]_{Reactor}$$

De donde

$$[C_3H_8]_{Reactor} = 901 \text{ kmol}$$

Según las condiciones operativas (propileno):

$$[C_3H_6]_{Recirculación} = (0{,}05)(95) = 4{,}75 \text{ kmol}$$

Balance de propano:

$$901 = 5 + [C_3H_8]_{Recirculación}$$

De donde:

$$[C_3H_8]_{Recirculación} = 896 \text{ kmol}$$

$$Recirculación = 4{,}75 + 896 = 900{,}75 \text{ kmol}$$

$$\frac{[Recirculación]}{[Alimento\ fresco]} = \frac{900{,}75}{100} = 9$$

$$Conversión = \frac{(100+896)-901}{100+896} \cdot 100 = 9{,}54\,\%$$

Como se trata de cantidades relativas, no influye la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-45
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación
Referencia	Peiró, 1, problema II/3.05, pg. 411
Notas	

Curso								
Número								

En el proceso de fabricación de la sosa Solvay, el bicarbonato sódico se calcina según la siguiente reacción:

$$2\ NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

En un calcinador experimental, trabajando en condiciones de continuidad, la alimentación de bicarbonato sódico se introdujo después de ser mezclado con sosa reciclada. Todo el CO_2 y el H_2O sale con los gases. El bicarbonato húmedo alimentado contiene 5,0% H_2O y 95,0% $NaHCO_3$. La alimentación mixta del calcinador no debe contener más de 4% H_2O.

Para una producción de 100 kg/h de sosa pura calcular:

a) La cantidad de bicarbonato seco alimentado.

b) La cantidad de sosa seca que se debe reciclar.

c) El caudal de condensado (kg/día), si los gases que salen del calcinador se enfrían en el condensador a 20 ºC a una presión de 1 atm.

Datos:

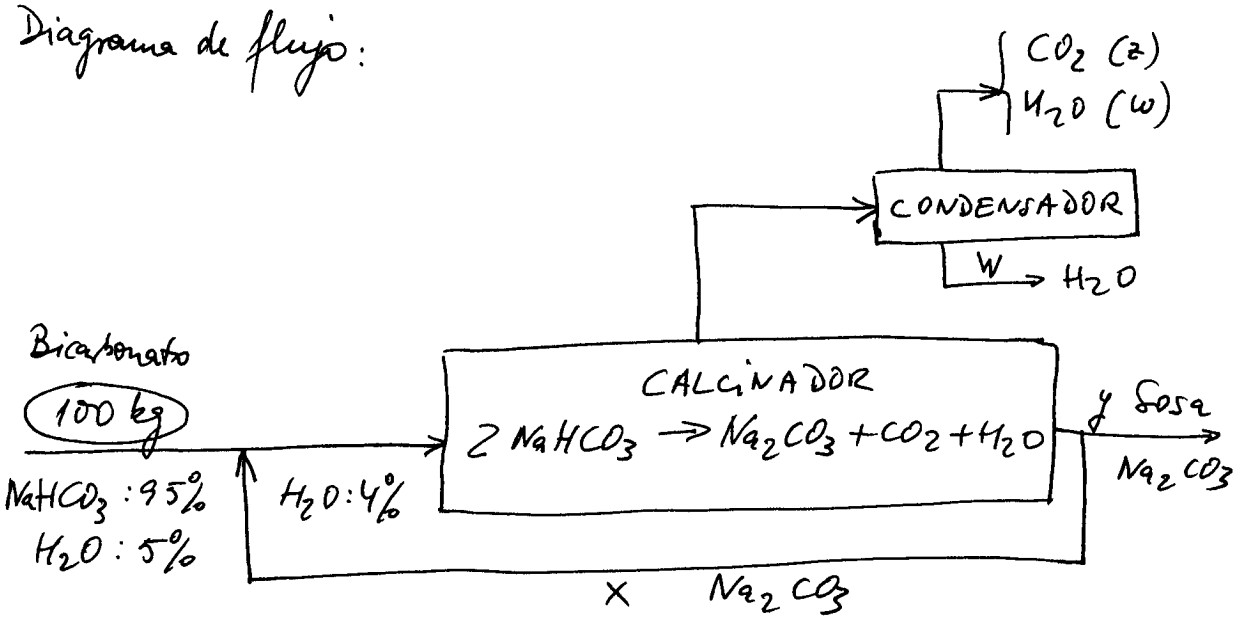
Presión del vapor de agua a 20 ºC = 17,5 mmHg

a.) Bicarbonato seco alimentado = 158,49 kg/h

b.) Sosa reciclada = 41,71 kg/h

c.) Condensado = 597,40 kg/día

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg de bicarbonato de entrada

Balance de H_2O en el punto de recirculación:

$$(100)(0{,}05) = (100 + x)(0{,}04)$$

De donde:

$$x = 25 \text{ kg recirculación } Na_2CO_3$$

Entrada al reactor:

$$NaHCO_3 = (100)(0{,}95) = 95 \text{ kg}$$
$$Na_2CO_3 = 25 \text{ kg}$$
$$H_2O = (125)(0{,}04) = 5 \text{ kg}$$

Balance de Na:

Pesos moleculares: $NaHCO_3 = 84$
$Na_2CO_3 = 106$

$$(100)(0,95)\frac{23}{84} = (2)\,y\,\frac{23}{106}$$

De donde:

$$y = 59,94 \text{ kg salida } Na_2CO_3$$

Balance de C:

$$(100)(0,95)\frac{14}{84} = (59,94)\frac{14}{106} + z\,\frac{14}{44}$$

De donde:

$$z = 24,88 \text{ kg } CO_2 \text{ en el condensador}$$

Condición de saturación del agua (ley de Dalton):

$$P_i = P_{vi}$$

Como la presión parcial del agua coincide con su presión de vapor:

$$\frac{17,5}{760} = \frac{\frac{W}{18}}{\frac{W}{18} + \frac{24,88}{44}}$$

De donde:

$$W = 0,257 \text{ kg } H_2O \text{ en el gas}$$

Balance total:

$$100 = (24,88 + 0,257) + W + 59,44$$

De donde:

$$W = 14,92 \text{ kg } H_2O \text{ condensada}$$

Transformando la base de cálculo a las condiciones del problema:

a.) $[NaHCO_3]_{seco} = \frac{95\ kg\ entrada}{59{,}94\ kg\ sosa} \cdot 100\ \frac{kg\ sosa}{h} = 158{,}49\ \frac{kg}{h}$

b.) $[Na_2CO_3]_{recidado} = \frac{25\ kg\ recidado}{59{,}94\ kg\ sosa} \cdot 100\ \frac{kg\ sosa}{h} = 41{,}71\ \frac{kg}{h}$

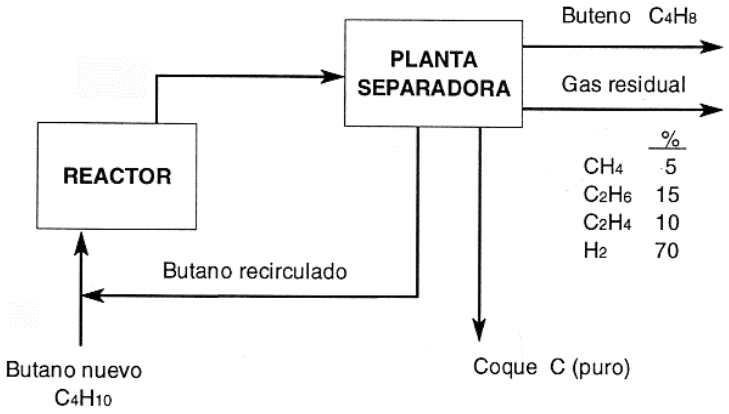
c.) $[H_2O]_{condensada} = \frac{14{,}92\ kg\ condensado}{59{,}94\ kg\ sosa} \cdot 100\ \frac{kg\ sosa}{h} \cdot 24\ \frac{h}{día} =$

$= 597{,}40\ \frac{kg}{día}$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-46
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación
Referencia	Peiró, 1, problema II/3.03, pg. 379
Notas	

Curso								
Número								

El butano se deshidrogena a buteno en un reactor catalítico, según el diagrama de flujo que se muestra en la Figura. La conversión es del 5% y el rendimiento es del 50%.



Calcular:

a) Las cantidades (kmol) de buteno, gas residual y coque, producidos por kmol de butano nuevo alimentado.

b) La relación de recirculación, es decir, los kmol de butano recirculados por cada kmol de butano nuevo alimentado.

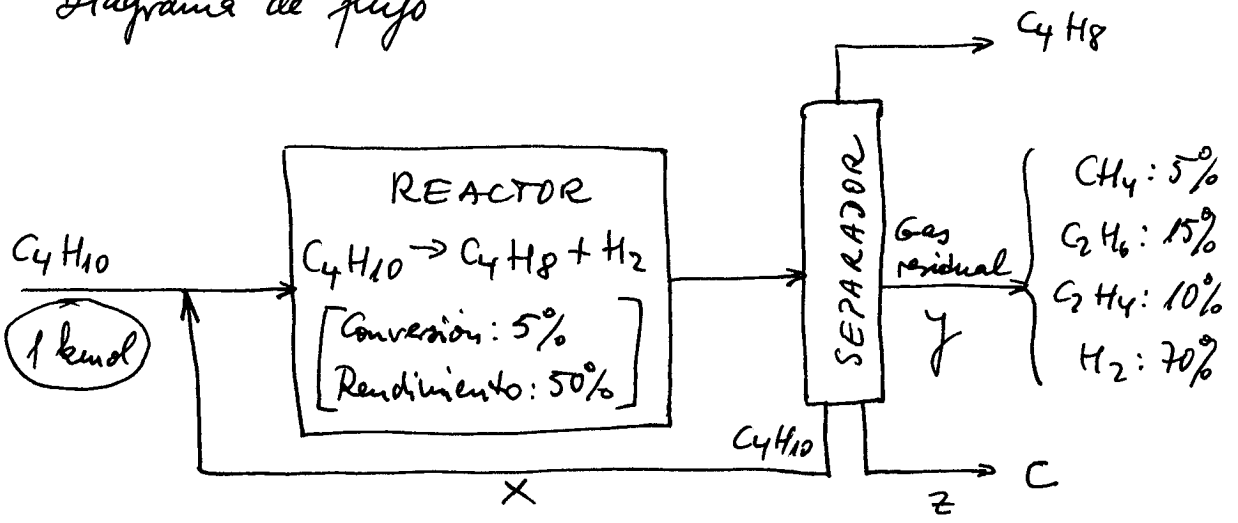
a.) Butano = 0,5 kmol

Gas residual = 2,07 kmol

Coque = 0,86 kmol

b.) Recirculación = 19 $\frac{\text{kmol butano reciclado}}{\text{kmol butano nuevo}}$

Diagrama de flujo



Base de cálculo: Ninguna (la especifica el enunciado)

Butano en el reactor:

Entrada = $1+x$

Salida = $(0,95)(1+x)$

Butano en el separador:

Entrada = $(0,95)(1+x)$

Salida = x

Balance de butano en el separador:

$(0,95)(1+x) = x$

De donde:

$x = 19$ kmol de butano reciclados

Buteno en el reactor:

Entrada = 0

Salida = $(0,05)(0,5)(1+19) = 0,5$ kmol

Todo este buteno sale puro por una de las corrientes del separador.

Balance de H alrededor de toda la instalación:

$$(10)(1) = (8)(0,5) + \left[(4)(0,05) + (6)(0,15) + (4)(0,10) + (2)(0,70)\right] y$$

De donde:

$$y = 2,07 \text{ kmol gas residual}$$

Balance de C alrededor de toda la instalación:

$$(4)(1) = (4)(0,5) + \left[(1)(0,05) + (2)(0,15) + (2)(0,10)\right](2,07) + z$$

De donde

$$z = 0,86 \text{ kmol coque}$$

En resumen:

a.) Buteno = 0,5 kmol
Gas residual = 2,07 kmol
Coque = 0,86 kmol

b.) Relación de recirculación = 19 $\frac{\text{kmol buteno reciclado}}{\text{kmol buteno nuevo}}$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-47
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación y purga
Referencia	F. Díaz
Notas	Ref. F. Camacho

Curso								
Número								

En un proceso químico se lleva a cabo la siguiente reacción:

$$A \rightarrow B$$

El alimento fresco puede considerarse **A** puro, que mezclado con la corriente de recirculación se introduce en un reactor en el que se obtiene un 40% de conversión por paso. Los productos que salen del reactor pasan a un separador en el que se obtiene **B** puro como producto y la corriente de recirculación, con un 95% en moles de **A** y un 5% en moles de **B**.

a) Si la producción de la planta es de 1.000 kmol/h de **B**, calcular el caudal molar de la corriente de recirculación.

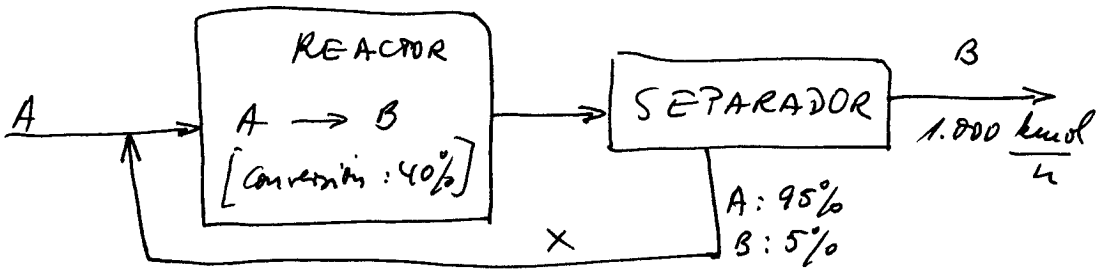
b) Supóngase ahora que la alimentación al sistema contiene una impureza en una proporción del 1% en moles y se desea que la corriente de recirculación contenga como máximo el 15% de dicha impureza. Si la relación **A/B** en la corriente de recirculación se mantiene igual que en el caso anterior y en el separador se sigue obteniendo una corriente de **B** puro como producto, para la misma producción anterior de 1.000 kmol/h de **B**, ¿cuáles serán los caudales molares que hay que purgar y que hay que recircular en este caso?

a.) Recirculación = 1.579 kmol/h

b.) Purga = 71,43 kmol/h

Recirculación = 1.806,9 kmol/h

a.) Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 hora

Balance de materia total:

$$A = B = 1.000 \text{ kmol}$$

Entrada al reactor:

$$A = 1.000 + (0,95)x$$

Salida del reactor:

$$A = (1.000 + 0,95x)(0,60)$$

Balance en el separador:

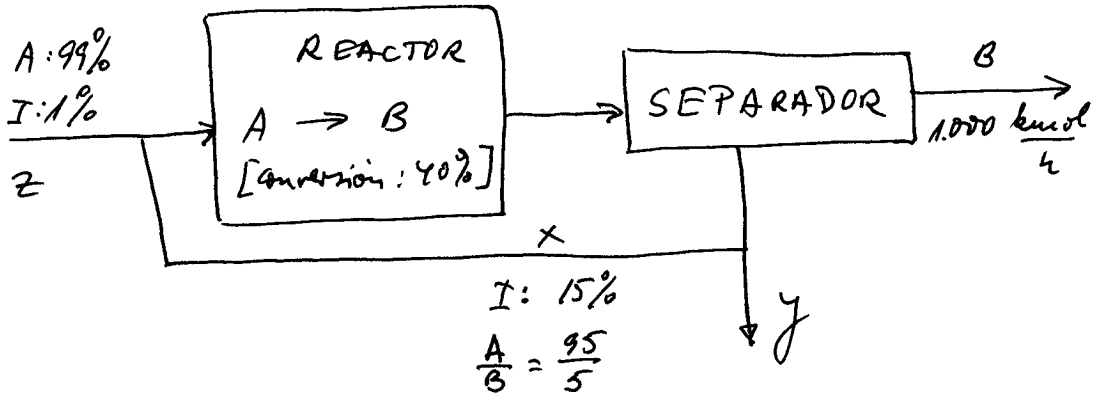
A:

$$(1.000 + 0,95x)(0,60) = (0,95)x$$

De donde:

$$x = 1.579 \text{ kmol} \xrightarrow{B.C.} 1.579 \frac{\text{kmol}}{h} \text{ recirculación}$$

b.) Diagrama de flujo:



Base de cálculo = 1 hora

Composición de la recirculación:

$$\left.\begin{aligned} A + B &= 85 \\ \frac{A}{B} &= \frac{95}{5} \end{aligned}\right\} \text{ de donde } \quad \begin{aligned} A &= 80{,}75\% \\ B &= 4{,}25\% \end{aligned}$$

Entrada al reactor:

$$A = 0{,}99\,z + 0{,}8075\,x$$

$$B = 0{,}0425\,x$$

$$I = 0{,}01\,z + 0{,}15\,x$$

Salida del reactor:

$$A = (0{,}99\,z + 0{,}8075\,x)(0{,}60)$$

$$B = 0{,}0425\,x + (0{,}99\,z + 0{,}8075\,x)(0{,}40)$$

$$I = 0{,}01\,z + 0{,}15\,x$$

Balance en el separador:

A:

$$(0{,}99\,z + 0{,}8075\,x)(0{,}60) = 0{,}8075\,x + 0{,}8075\,y$$

B:

$$0{,}0425\,x + (0{,}99\,z + 0{,}8075\,x)(0{,}40) = 1.000 + 0{,}0425\,x + 0{,}0425\,y$$

I:

$$0{,}01\,z + 0{,}15\,x = 0{,}15\,x + 0{,}15\,y$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$0{,}594\,z - 0{,}3203\,x = 0{,}8075\,y$$

$$0{,}396\,z + 0{,}3203\,x = 1.000 + 0{,}0425\,y$$

$$0{,}01\,z = 0{,}15\,y$$

Se obtiene:

$z = 1.071{,}43$ kmol

$y = 71{,}43$ kmol $\xrightarrow{B.C.}$ $71{,}43 \frac{\text{kmol}}{\text{h}}$ purga

$x = 1.806{,}9$ kmol $\xrightarrow{B.C.}$ $1.806{,}9 \frac{\text{kmol}}{\text{h}}$ recirculación

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-48
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación y purga
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

La síntesis del metanol (ρ = 74 g/l) implica la reacción entre monóxido de carbono e hidrógeno según la ecuación:

$$CO + 2\ H_2 \rightarrow CH_3OH$$

El proceso básico está formado por un reactor seguido de un separador. En el reactor se convierte el 15% del monóxido de carbono en metanol. Desde el reactor sale una corriente hacia el separador, donde el metanol puro se separa como líquido de los gases que no han reaccionado. Esos gases se recirculan a la corriente de alimentación fresca (formada por una mezcla que contiene 33,33% en moles de CO y 66,67% en moles de H_2) para hacer más económico el proceso.

Si se desea obtener una producción continua de 5.000 l/h de metanol, calcular:

a) Caudal de gas de alimentación fresca (kmol/h).

b) Caudal de gas de recirculación (kmol/h).

Si la alimentación fresca está formada por 33,33% moles de CO, 66,67% moles de H_2 y 0,1% moles de inerte, es necesario realizar una purga continua desde la recirculación para evitar la acumulación de inerte. En este caso, para que la concentración de inerte en la corriente de recirculación no supere el 1% en moles y para mantener la misma producción anterior en las mismas condiciones de conversión:

c) ¿Cuál debe ser el caudal molar de alimentación fresca?

d) ¿Cuál debe ser el caudal de gas de recirculación?

e) ¿Cuál será el caudal de la corriente de purga y su composición?

a.) Alimentación = 345,80 kmol/h

b.) Recirculación = 1.959,50 kmol/h

c.) Alimentación = 389,39 kmol/h

d.) Recirculación = 1.946,50 kmol/h

e.) Purga = 43,21 kmol/h

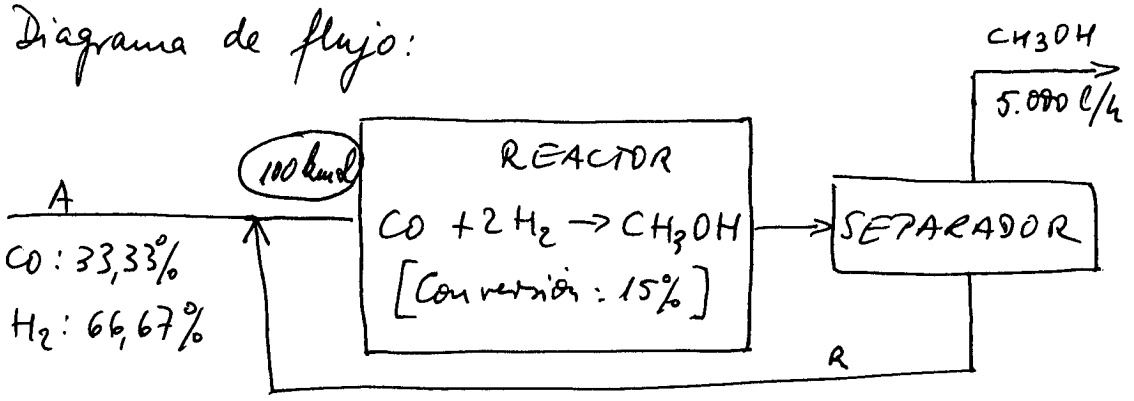
Composición (% mol):

CO = 32,94

H_2 = 65,89

I = 1,17

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de entrada al reactor

Como en el alimento fresco la relación de reactivos es estequiométrica, también tendrá esta relación la entrada al reactor.

Entrada al reactor:

$CO = 33,33$ kmol

$H_2 = 66,67$ kmol

Salida del reactor:

$CO = 33,33 - (0,15)(33,33) = 28,33$ kmol

$H_2 = 66,67 - (0,15)(33,33)(2) = 56,67$ kmol

$CH_3OH = (0,15)(33,33) = 5$ kmol

Salida del separador:

Producto:

$CH_3OH = 5$ kmol producto

Recirculación

$CO = 28,33$ kmol
$H_2 = 56,67$ kmol
} TOTAL = 85 kmol recirculación

Balance en el punto de recirculación:

$$A + 85 = 100 \text{ kmol}$$

De donde:

$$A = 15 \text{ kmol de alimento fresco}$$

Transformación de la base de cálculo a los datos del problema:

$$[\text{Producto}]_{B.C.} = 5 \text{ kmol}$$

$$[\text{Producto}]_{Real} = 5.000 \left[\frac{l}{h}\right] \cdot 0{,}740 \left[\frac{kg}{l}\right] \cdot \frac{1}{32} \left[\frac{kmol}{kg}\right] =$$

$$= 115{,}625 \ \frac{kmol}{h}$$

Por tanto, será necesario aplicar a los datos de caudales totales el factor:

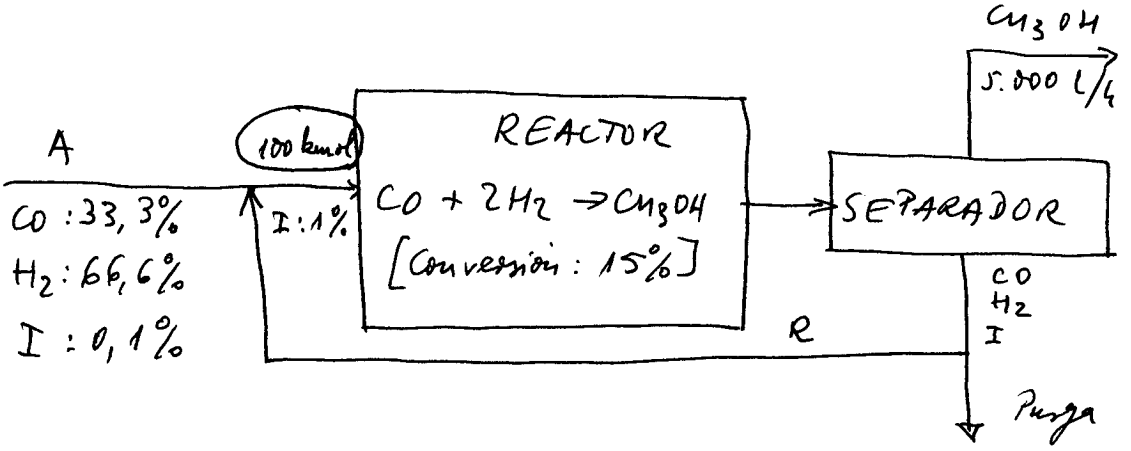
$$\frac{[\text{Producto}]_{Real}}{[\text{Producto}]_{B.C.}} = \frac{115{,}625}{5} = 23{,}053 \ h^{-1}$$

a.) Alimentación fresca:

$$\text{Caudal} = (15)(23{,}053) = 345{,}80 \ \frac{kmol}{h} \text{ alimento fresco}$$

b.) Gas de recirculación:

$$\text{Caudal} = (85)(23{,}053) = 1.959{,}50 \ \frac{kmol}{h} \text{ recirculación}$$



Base de cálculo: 100 kmol de entrada al reactor

Como en el alimento fresco la relación de reactivos es estequiométrica, también tendrá esta relación la entrada al reactor.

Entrada al reactor:

$$I = 1\%$$

$$CO + H_2 = 99$$

$$\frac{CO}{H_2} = \frac{1}{2}$$

} De donde $[CO] = 33\%$, $[H_2] = 66\%$

Caudales:

$$CO = 33 \text{ kmol}$$

$$H_2 = 66 \text{ kmol}$$

$$I = 1 \text{ kmol}$$

Salida del reactor:

$$CO = 33 - (0,15)(33) = 28,05 \text{ kmol}$$

$$H_2 = 66 - (0,15)(33)(2) = 56,10 \text{ kmol}$$

$CH_3OH = (0,15)(33) = 4,95$ kmol

$I = 1$ kmol

Salida del separador:

Producto:

$CH_3OH = 4,95$ kmol producto

Salida para recirculación:

$CO = 28,05$ kmol $\longrightarrow 32,94\%$

$H_2 = 56,10$ kmol $\longrightarrow 65,89\%$

$I = 1$ kmol $\longrightarrow 1,17\%$

TOTAL $= 85,15$ kmol

Balance en el punto de recirculación:

Balance total:

$$A + R = 100$$

Balance de CO:

$$(0,333)A + (0,3294)R = (0,33)(100)$$

Resolviendo este sistema de ecuaciones se obtiene:

$A = 16,67$ kmol alimento fresco

$R = 83,33$ kmol recirculación

De estos datos se obtiene

Purga $= 85,15 - 83,33 = 1,85$ kmol purga

Transformación de la base de cálculo a los datos del problema:

$$[\text{Producto}]_{B.C.} = 4,95 \text{ kmol}$$

$$[\text{Producto}]_{real} = 8.000\left[\frac{l}{h}\right] \cdot 0,740\left[\frac{kg}{l}\right] \cdot \frac{1}{32}\left[\frac{kmol}{kg}\right] =$$

$$= 115,625 \frac{kmol}{h}$$

Por tanto, será necesario aplicar a los datos de caudales totales el factor:

$$\frac{[\text{Producto}]_{real}}{[\text{Producto}]_{B.C.}} = \frac{115,625}{4,95} = 23,36\ h^{-1}$$

c.) Alimentación fresca:

Caudal = $(16,67)(23,36) = 389,39 \frac{kmol}{h}$ alimento fresco

d.) Gas de recirculación:

Caudal = $(83,33)(23,36) = 1.946,50 \frac{kmol}{h}$ recirculación

e.) Purga:

Caudal = $(1,85)(23,36) = 43,21 \frac{kmol}{h}$ purga

Composición (la de la salida del separador):

$CO = 32,94\%$

$H_2 = 65,89\%$

$I = 1,17\%$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-49
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación y purga
Referencia	Jarabo QT-1, problema 12
Notas	

Curso								
Número								

En un proceso industrial se fabrica una sustancia **B** por isomerización de otra, **A**, mediante la reacción irreversible:

$$A \rightarrow B$$

Simultáneamente se produce una reacción secundaria no deseada, también irreversible, que conduce a otra sustancia, **C**:

$$A \rightarrow C$$

En el reactor se consigue una conversión del 30% y una selectividad del 90%.

La corriente que sale del reactor se lleva a un separador que permite obtener una corriente de **B** puro que sale del sistema como producto y una corriente que contiene todo el **A** no reaccionado y el **C**. Esta última corriente en parte se recircula al reactor y en parte se purga para conseguir que a la entrada del reactor la concentración de **C** sea del 10% en moles.

Si en el sistema entran 100 kmol/h de alimento fresco (**A** puro), calcular los caudales (kmol/h) de las siguientes corrientes:

a) Producto (**B** puro).

b) Purga.

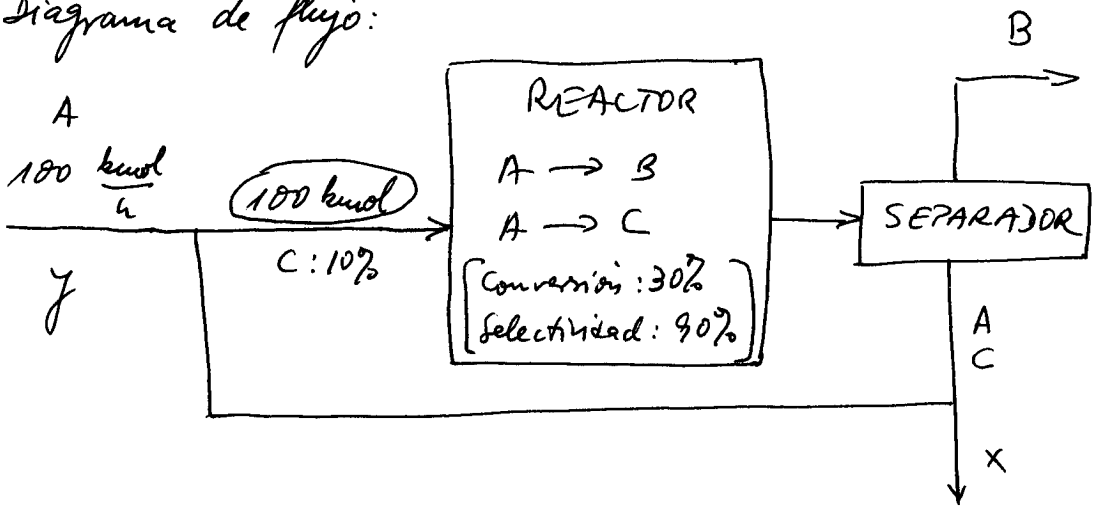
c) Reciclado.

a.) Producto = 60 kmol/h

b.) Purga = 39,8 kmol/h

c.) Reciclado = 147,1 kmol/h

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de entrada al reactor

Entrada al reactor (kmol):

$A = (100)(0,90) = 90$

$C = (100)(0,10) = 10$

Salida del reactor (kmol):

A (sin transformar) $= (90)(0,70) = 63$

B (conversión · selectividad) $= (90)(0,30)(0,90) = 24,3$

C (conversión · selectividad) $= (90)(0,30)(0,10) + 10 = 12,7$

Salida del separador (kmol):

$B = 24,3$

$A + C = 75,7$

$$\begin{cases} A = \frac{63}{75,7} \cdot 100 = 83,22\% \\ C = \frac{12,7}{75,7} \cdot 100 = 16,78\% \end{cases}$$

Purga: x

Corriente de recirculación: $75 - x$

Balance en la unión del reciclado al alimento (y: alimento fresco):

Balance de C (kmol):

$$(75,7 - x)(0,1678) = 10$$

De donde:

$$x = 16,11 \text{ kmol purga}$$

Balance de A (kmol):

$$y + (75,7 - 16,11)(0,8322) = 90$$

De donde:

$$y = 40,41 \text{ kmol alimento fresco}$$

Transformación de la base de cálculo a las condiciones del problema:

a.) $\text{Producto} = \frac{24,3 \text{ kmol B}}{40,5 \text{ kmol alimento}} \cdot 100 \frac{\text{kmol alimento}}{\text{h}} =$

$$= 60 \frac{\text{kmol}}{\text{h}}$$

b.) $\text{Purga} = \frac{16,11 \text{ kmol}}{40,5 \text{ kmol alimento}} \cdot 100 \frac{\text{kmol alimento}}{\text{h}} =$

$$= 39,8 \frac{\text{kmol}}{\text{h}}$$

c.) $\text{Reciclado} = \frac{(75,7 - 16,11) \text{ kmol}}{40,5 \text{ kmol alimento}} \cdot 100 \frac{\text{kmol alimento}}{\text{h}} =$

$$= 147,1 \frac{\text{kmol}}{\text{h}}$$

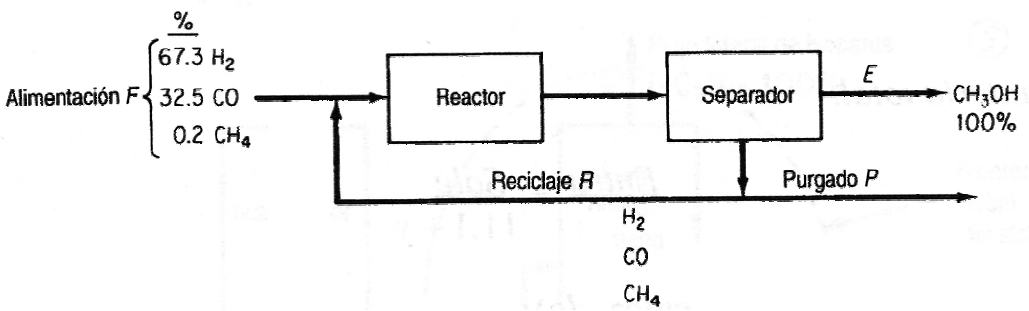
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-50
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación y purga
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 3.23, pg. 221
Notas	

Curso								
Número								

Se ha despertado un interés considerable en la conversión de carbón en productos líquidos más útiles para la subsecuente producción de compuestos químicos. Dos de los principales gases que se pueden generar en condiciones apropiadas a partir de la combustión de carbón *in situ* en presencia de vapor de agua (como sucede en presencia de aguas freáticas) son H_2 y CO. Después de lavarlos, estos dos gases se pueden combinar para producir metanol de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$CO + 2\ H_2 \rightarrow CH_3OH$$

La Figura ilustra un proceso en estado estacionario. Todas las composiciones están en fracciones o porcentajes molares. Los flujos están en moles.



Se observa en la Figura que una fracción del CH_4 penetra en el proceso, pero

no participa en la reacción. Se usa un flujo de purgado para mantener la concentración de CH_4 en la salida del separador en no más de 3,2% mol. La conversión en un paso del CO por el reactor es del 81%.

Calcular los moles de reciclado, CH_3OH, y el purgado, por mol de alimentación, y calcular también la composición del gas de purgado.

Reciclado = 0,3010 mol

CH_3OH = 0,3125 mol

Purgado = 0,0625 mol

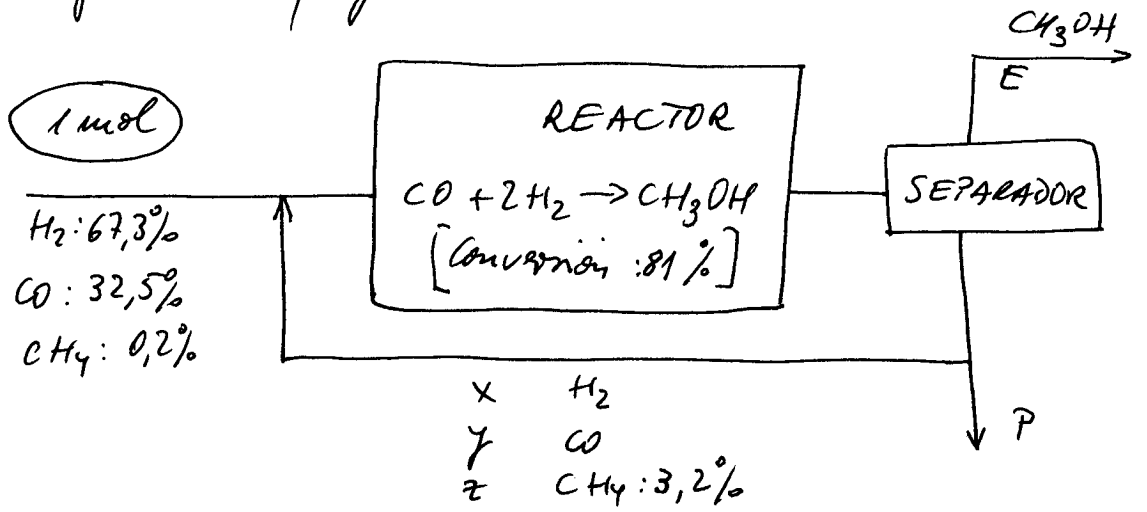
composición (% mol)

H_2 = 76,8

CO = 20,0

CH_4 = 3,2

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna (no especifica en el enunciado)

Balance global de CH_4:

$$0,002 = (0,032)P$$

de donde

$$P = 0,0625 \text{ mol de purga}$$

Balances globales de elementos (mol):

H:

$$(0,673)(2)+(0,002)(4) = E(4) + (0,0625)[(2)x + (4)(0,032)]$$

O:

$$(0,325)(1) = E(1) + (0,0625)[(1)y]$$

Además:

$$x + y + 0,032 = 1$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$1,346 = 4E + 0,125x$$
$$0,325 = E + 0,0625y$$
$$x + y = 0,968$$

Se obtiene:

$$x = 0,768 \longrightarrow [H_2]_{purga} = 76,8\%$$
$$y = 0,2 \longrightarrow [CO]_{purga} = 20,0\%$$
$$E = 0,3125 \text{ mol de } CH_3OH \text{ producto}$$

Balance de CO en el reactor:

$$\text{Entrada} = 0,325 + 0,2R$$
$$\text{Reacciona} = (0,81)(0,325 + 0,2R)$$
$$\text{Salida} = (1 - 0,81)(0,325 + 0,2R) = 0,062 + 0,038R$$

Balance de CO en el punto de purga:

$$0,062 + 0,038R = (0,2)R + (0,2)(0,0625)$$

De donde:

$$R = 0,3010 \text{ mol de reciclado}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-51
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación y purga
Referencia	Calleja, ejemplo 6.4, pg. 122
Notas	

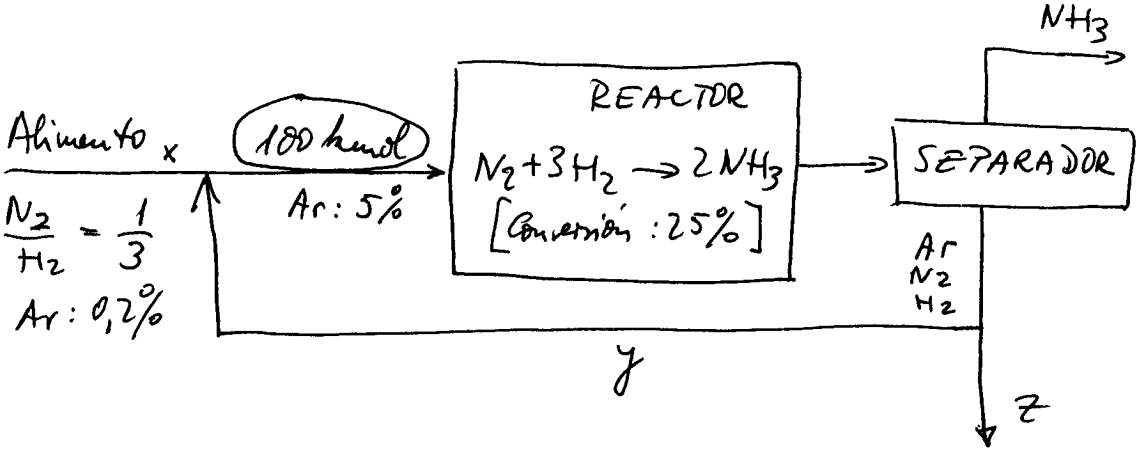
Curso								
Número								

El reactor catalítico de una planta de fabricación de amoníaco se debe alimentar con una mezcla de N_2 y H_2 en la proporción 1/3, para la alcanzar una conversión del 25%. El amoníaco formado se separa por condensación y los gases no convertidos se recirculan al reactor.

La mezcla inicial N_2/H_2 contiene un 2% de argón, por lo que es necesario eliminarlo del proceso, purgándose continuamente. Suponiendo que ha de mantenerse la concentración de argón en la entrada al reactor en un valor máximo del 5%, se desea calcular la fracción de la corriente de recirculación que debe eliminarse continuamente como corriente de purga.

Fracción de purga = 1,67 %

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de entrada al reactor

Entrada al reactor:

$$\left.\begin{aligned} H_2 &= 3\,N_2 \\ H_2 + N_2 &= 95 \end{aligned}\right\} \text{ de donde: } \begin{aligned} H_2 &= 71{,}25 \text{ kmol} \\ N_2 &= 23{,}75 \text{ kmol} \end{aligned}$$

$$Ar = 5 \text{ kmol}$$

Salida del reactor

$$N_2 = 23{,}75 - (23{,}75)(0{,}25) = 17{,}81 \text{ kmol}$$
$$H_2 = 71{,}25 - (3)(23{,}75)(0{,}25) = 53{,}44 \text{ kmol}$$
$$NH_3 = (2)(23{,}75)(0{,}25) = 11{,}87 \text{ kmol}$$
$$Ar = 5 \text{ kmol}$$

Separador:

$$NH_3 = 11{,}87 \text{ kmol}$$

Recirculación:

$$\text{TOTAL} = 17{,}81 + 53{,}44 + 5 = 76{,}25 \text{ kmol}$$

Composición:

$$[N_2] = \frac{17,81}{76,25} = 0,234$$

$$[H_2] = \frac{53,44}{76,25} = 0,700$$

$$[Ar] = \frac{5}{76,25} = 0,066$$

Balance en el punto de recirculación:

Balance total:

$$x + y = 100$$

Balance de Ar:

$$0,2x + 0,066y = 5$$

Resolviendo este sistema de 2 ecuaciones se obtiene:

$x = 25$ kmol de alimento fresco

$y = 75$ kmol de recirculación

Balance total en el punto de purga:

$$76,25 = 75 + z$$

De donde:

$z = 1,25$ kmol de purga

$$\% \text{ Purga} = \frac{1,25}{75} \cdot 100 = 1,67\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

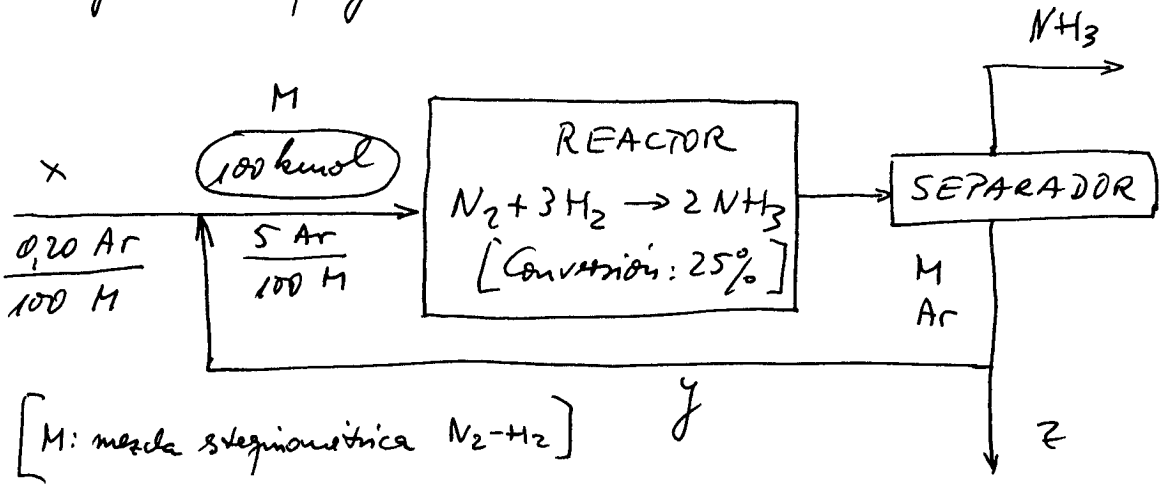
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-52
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación y purga
Referencia	Peiró 1, problema II/3.10, pg. 425
Notas	

Curso								
Número								

En la operación de una planta de amoníaco sintético, se carga al convertidor una mezcla de N_2-H_2 en la proporción 1/3, resultando una conversión por paso de 25% a amoníaco. El amoníaco formado se separa por condensación, y los gases no convertidos se reciclan al reactor. La mezcla inicial N_2-H_2 contiene 0,20 partes de argón por 100 partes de mezcla N_2-H_2. El límite de tolerancia de argón que entra en el reactor se considera de 5 partes por 100 partes de mezcla N_2-H_2 en volumen. Calcular la fracción de reciclado que debe ser purgada continuamente.

Fracción purgada = 0,216%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de M a la entrada del reactor

Composición del alimento fresco:

$$[M] = \frac{100}{100,2} = 0,998$$

$$[Ar] = \frac{0,2}{100,2} = 0,002$$

Entrada al reactor:

$M = 100$ kmol
$Ar = 5$ kmol

$$[M] = \frac{100}{105} = 0,952$$

$$[Ar] = \frac{5}{105} = 0,048$$

Salida del reactor:

$$M = 100 - (100)(0,25) = 75 \text{ kmol}$$

$$NH_3 = (100)(0,25)(2) = 50 \text{ kmol}$$

$$Ar = 5 \text{ kmol}$$

Separador:

$NH_3 = 50$ kmol

Recirculación:

$$TOTAL = 75 + 5 = 80 \text{ kmol} \quad \begin{cases} [M] = \frac{75}{80} = 0,9375 \\ [Ar] = \frac{5}{80} = 0,0625 \end{cases}$$

Balance de Ar en el punto de recirculación:

$$(0,002)x + (0,0625)y = (0,048)(105)$$

Balance de M en el punto de recirculación:

$$(0,998)x + (0,9375)y = (0,952)(105)$$

Resolviendo el sistema de 2 ecuaciones:

$$0,002x + 0,0625y = 5$$
$$0,998x + 0,9375y = 100$$

Se obtiene:

$x = 25,20$ kmol de alimento fresco
$y = 79,83$ kmol de reciclado

Balance de Ar en la purga:

$$5 = (79,83)(0,0625) + z(0,0625)$$

De donde:

$z = 0,17$ kmol de purga

$$\text{Fracción purgada} = \frac{0,17 \text{ kmol purga}}{79,83 \text{ kmol reciclado}} \cdot 100 = 0,216\ \%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-53
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación y purga
Referencia	Calleja, problema 7, pg. 128
Notas	

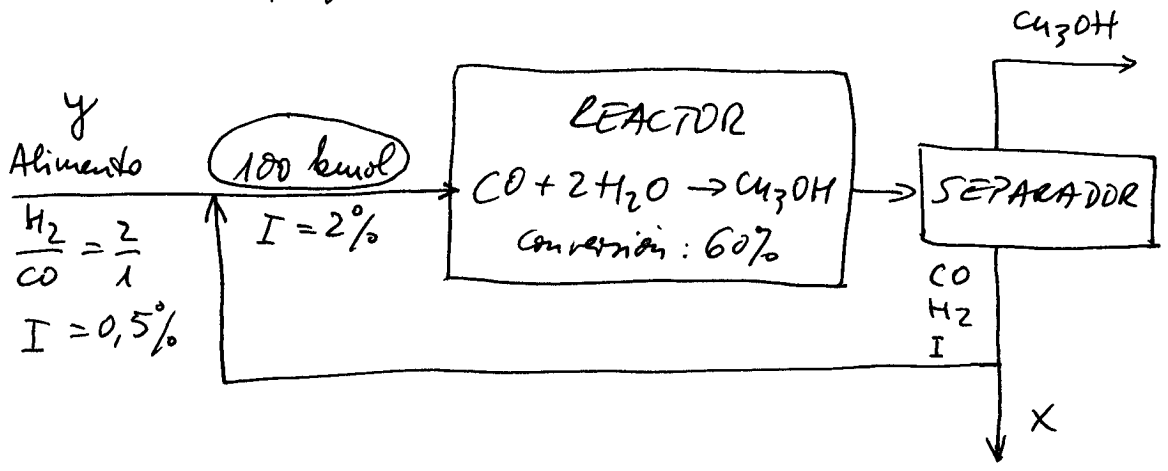
Curso								
Número								

En una planta de producción de metanol se sintetiza éste a partir de una mezcla gaseosa de hidrógeno y monóxido de carbono, en proporciones estequiométricas, que contiene además un 0,5% en volumen de gases inertes. En el reactor catalítico, que funciona a presión, se alcanza una conversión del 60%. El gas efluente del reactor se conduce a un condensador separándose totalmente los gases no reaccionados que se reciclan al reactor.

Dado que para el correcto funcionamiento del reactor la concentración de compuestos inertes en el mismo no debe superar el 2%, la corriente reciclada se purga parcialmente. Calcular el porcentaje de corriente de purga necesario respecto a la corriente de gas reciclado.

Fracción de purga = 18,59%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de entrada al reactor

Composición de la alimentación:

$I = 0,5\%$

$H_2 + CO = 99,5$

$\frac{H_2}{CO} = \frac{2}{1}$

} De donde: $[CO] = 33,17\%$, $[H_2] = 66,33\%$

Composición a la entrada del reactor:

$I = 2\%$

$H_2 + CO = 98$

$\frac{H_2}{CO} = \frac{2}{1}$

} De donde: $[CO] = 32,67\%$, $[H_2] = 65,33\%$

Entrada al reactor:

$CO = (100)(0,3267) = 32,67$ kmol

$H_2 = (100)(0,6533) = 65,33$ kmol

$I = (100)(0,02) = 2$ kmol

Salida del reactor:

$CO = (32,67)(0,40) = 13,068$ kmol

$H_2 = (73,50)(0,40) = 29,400$ kmol

$CH_3OH = (32,67)(0,60) = 19,602$ kmol

$I = 2$ kmol

Salida del separador:

$CH_3OH = 19,62$ kmol

$CO + H_2 + I = 44,468$ kmol

Composición de la salida que se va a reciclar:

$[CO] = 29,39\%$

$[H_2] = 66,11\%$

$[I] = 4,50\%$

Purga $= x$

Corriente de recirculación $= 44,468 - x$

Balances en la unión del reciclado al alimento (y: alimento fresco):

Balance total (kmol):

$$y + (44,468 - x) = 100$$

Balance de inerte (kmol):

$$0,005\,y + (44,468 - x)(0,045) = 2$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$y - x = 55{,}532$$

$$0{,}005\,y - 0{,}045\,x + 0{,}001 = 0$$

Se obtiene:

$x = 6{,}97$ kmol de purga

$y = 62{,}50$ kmol de alimento fresco

Corriente de reciclado $= 44{,}468 - 6{,}97 = 37{,}498$ kmol

$$\%\ \text{Purga} = \frac{6{,}97}{37{,}498} \cdot 100 = 18{,}59\%$$

Como es una cantidad relativa, es independiente de la base de cálculo.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-54
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación y purga
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

La reacción:

$$A + 2\,B \rightarrow P$$

se lleva a cabo en continuo, en régimen estacionario, en un reactor agitado, donde la conversión de **A** en **P** es del 25%. La alimentación fresca al sistema está formada por **A** y **B** en proporción estequiométrica y una impureza inerte en concentración del 1% molar. A la salida del reactor se dispone de un separador donde todo el producto **P** obtenido se separa como producto puro del resto de los reactivos no transformados. Éstos se recirculan a la corriente de entrada del reactor para que el proceso resulte económico. Para poder alcanzar el régimen estacionario en el sistema, se extrae una corriente de purga desde la corriente de recirculación cuando la concentración de inerte en ésta alcanza el 4% molar. Se desea obtener una producción de 125 kmol/h de producto **P** puro.

Dibujar el diagrama de flujo del proceso, identificar sus variables y determinar:

a) El caudal de alimentación fresca (kmol/h) y su composición en fracción molar.

b) El caudal de purga (kmol/h) y su composición en fracción molar.

c) El caudal de las corrientes de entrada y salida del reactor (kmol/h) y sus respectivas composiciones en fracción molar.

a.) Alimentación fresca:

Caudal = 332,8 kmol/h

Composición (% mol):

A = 33

B = 66

I = 1

b.) Purga:

Caudal = 82,5 kmol/h

Composición (% mol):

A = 28,8

B = 67,2

I = 4

c.) Entrada al reactor:

Caudal = 1.552,1 kmol/h

Composición (% mol):

A = 32,21

B = 64,43

I = 3,36

Salida del reactor:

Caudal = 1.427,1 kmol/h

Composición (% mol):

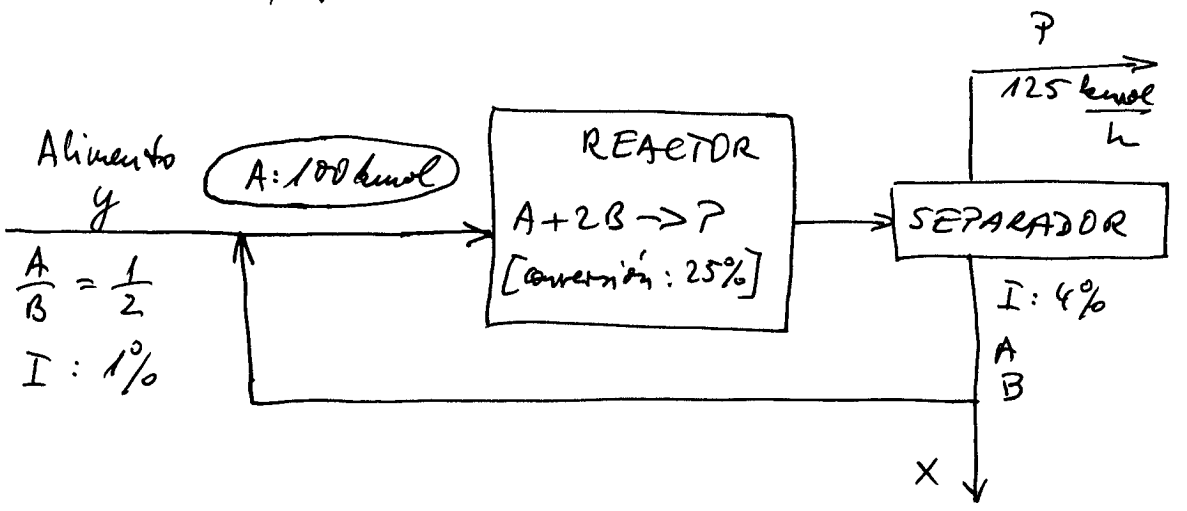
A = 26,28

B = 61,63

P = 8,76

I = 3,65

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de A a la entrada del reactor

Entrada al reactor:

$A = 100$ kmol

$B = 200$ kmol

Salida del reactor:

$A = 100 - (100)(0,25) = 75$ kmol

$B = 200 - (100)(0,25) = 175$ kmol

$P = (100)(0,25) = 25$ kmol

Salida del separador:

$P = 25$ kmol

Salida del separador a recirculación:

$A = 75$ kmol

$B = 175$ kmol

$I = 4\%$

Según la composición de inerts:

$$0,04 = \frac{I}{75+175+I}$$

De donde:

$$I = 10,42 \text{ kmol}$$

Salida del separador a recirculación:

TOTAL = 75 + 175 + 10,42 = 260,42 kmol

Composición:

[A] = 28,8 %

[B] = 67,2 %

[I] = 4,0 %

Los inerts (10,42 kmol) de ésta corriente son los mismos que a la salida del reactor y que a la entrada del reactor (en el reactor no se generan inerts), por lo que la entrada del reactor tendrá ahora las características:

Entrada al reactor:

TOTAL = 100 + 200 + 10,42 = 310,42 kmol

Composición:

[A] = 32,21 %

[B] = 64,43 %

[I] = 3,36 %

Purga = x

Corriente de recirculación = 260,42 − x

Balance en la unión del reciclado al alimento (y : alimento fresco):

Balance total (kmol):

$$y + (260{,}42 - x) = 310{,}42$$

Balance de inerte (kmol):

$$(0{,}01)y + (260{,}42 - x)(0{,}04) = 10{,}42$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$y - x = 50$$
$$0{,}01y - 0{,}04x = 0{,}0032$$

Se obtiene:

x = 16,56 kmol de purga

y = 66,56 kmol de alimento fresco

Composición del alimento fresco:

[I] = 1%

$$\left.\begin{aligned} A + B &= 99 \\ \frac{A}{B} &= \frac{1}{2} \end{aligned}\right\}$$ De donde: [A] = 33%, [B] = 66%

Transformación de la base de cálculo a los datos del problema:

Para la base de cálculo utilizada, se obtiene:

$$P = 25 \text{ kmol}$$

Se desea obtener

$$P' = 125 \frac{\text{kmol}}{\text{h}}$$

Por tanto, será necesario aplicar a los datos de caudales totales el factor:

$$\frac{P'}{P} = \frac{125}{25} \left[\frac{\text{kmol/h}}{\text{kmol}}\right] = 5 \, [\text{h}^{-1}]$$

a.) Alimentación fresca:

$$\text{Caudal} = (66{,}56)(5) = 332{,}8 \frac{\text{kmol}}{\text{h}}$$

Composición:

$$[A] = 33\%$$
$$[B] = 66\%$$
$$[I] = 1\%$$

b.) Purga:

$$\text{Caudal} = (16{,}56)(5) = 82{,}5 \frac{\text{kmol}}{\text{h}}$$

Composición:

$$[A] = 28{,}8\%$$
$$[B] = 67{,}2\%$$
$$[I] = 4{,}0\%$$

c.) Entrada al reactor:

Caudal = (310,42)(5) = 1.552,1 $\frac{kmol}{h}$

Composición:

[A] = 32,21%

[B] = 64,43%

[I] = 3,36%

Salida del reactor:

Caudal = (285,42)(5) = 1.427,1 $\frac{kmol}{h}$

Composición:

[A] = 26,28%

[B] = 61,31%

[P] = 8,76%

[I] = 3,65%

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-55
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación y purga
Referencia	Felder, ejemplo 4.6-6, pg. 152 (modificado)
Notas	Jarabo QT-1, problema 14

Curso								
Número								

Se está desarrollando un proceso para la síntesis de metanol por reacción de hidrógeno y dióxido de carbono a altas presiones:

$$CO_2 + 3\ H_2 \rightarrow CH_3OH + H_2O$$

La mezcla gaseosa de alimentación obtenida por reformado de gas natural contiene hidrógeno y dióxido de carbono en proporciones estequiométricas de acuerdo con la ecuación anterior (relación 3/1) y un 0,5% en volumen de inertes. En el reactor se obtiene el 60% de conversión por paso, por lo que se ha decidido reciclar los gases no trasformados. Sin embargo, la concentración de inertes a la entrada del reactor debe mantenerse por debajo del 2% en volumen, por lo que será preciso purgar parte del reciclado. Todas las corrientes pueden considerarse como gases ideales y el proceso es estacionario. A la salida del reactor un separador condensa completamente el metanol y el agua formados y los separa de la corriente gaseosa de reciclado.

Calcular:

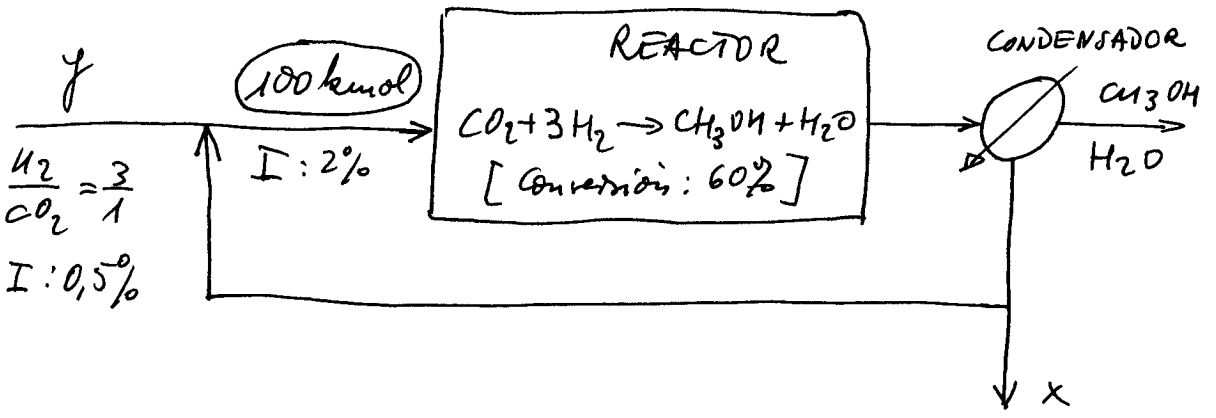
a) Los kmol reciclados por kmol alimentado al reactor.

b) Los kmol purgados por kmol de alimento fresco introducido al sistema.

a.) Reciclado = 0,3448 $\frac{\text{kmol reciclado}}{\text{kmol entrada reactor}}$

b.) Purga = 0,103 $\frac{\text{kmol purga}}{\text{kmol alimento fresco}}$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de entrada al reactor

Composición de la alimentación:

$I = 0{,}5\%$

$$\left.\begin{aligned} H_2 + CO_2 &= 99{,}5 \\ \frac{H_2}{CO_2} &= \frac{3}{1} \end{aligned}\right\} \text{ De donde: } \begin{aligned} [H_2] &= 74{,}625\% \\ [CO_2] &= 24{,}875\% \end{aligned}$$

Composición de la entrada al reactor:

$I = 2\%$

$$\left.\begin{aligned} H_2 + CO_2 &= 98 \\ \frac{H_2}{CO_2} &= \frac{3}{1} \end{aligned}\right\} \text{ De donde: } \begin{aligned} [H_2] &= 73{,}5\% \\ [CO_2] &= 24{,}5\% \end{aligned}$$

Entrada al reactor:

$CO_2 = (100)(0{,}245) = 24{,}5$ kmol

$H_2 = (100)(0{,}735) = 73{,}5$ kmol

$I = (100)(0{,}02) = 2$ kmol

Salida del reactor:

$CO_2 = (24,5)(0,40) = 9,8$ kmol

$H_2 = (73,5)(0,40) = 29,4$ kmol

$CH_3OH = (24,5)(0,60) = 14,7$ kmol

$H_2O = (24,5)(0,60) = 14,7$ kmol

$I = 2$ kmol

Salida del separador:

$CH_3 + H_2O = 14,7 + 14,7 = 29,4$ kmol

$CO_2 + H_2 + I = 9,8 + 29,4 + 2 = 41,2$ kmol

Composición de la salida que se va a recirular:

$[CO_2] = 23,79\%$

$[H_2] = 71,36\%$

$[I] = 4,85\%$

Purga $= x$

Corriente de recirculación $= 41,2 - x$

Balances en la unión del reciclado al alimento (y: alimento fresco):

Balance total (kmol):

$$y + (41,2 - x) = 100$$

Balance de inerts (kmol):

$$0,005y + (41,2 - x)(0,0485) = 2$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$y - x = 58{,}8$$
$$0{,}005\,y - 0{,}0485\,x = 0{,}0018$$

Se obtiene:

$x = 6{,}72$ kmol de purga

$y = 65{,}52$ kmol de alimento fresco

Transformación de la base de cálculo a las condiciones del problema:

a.) $$\text{Reciclado} = \frac{(41{,}2 - 6{,}72)\ \text{kmol reciclado}}{100\ \text{kmol entrada reactor}} = 0{,}3448$$

b.) $$\text{Purga} = \frac{6{,}72\ \text{kmol purga}}{65{,}52\ \text{kmol alimento fresco}} = 0{,}103$$

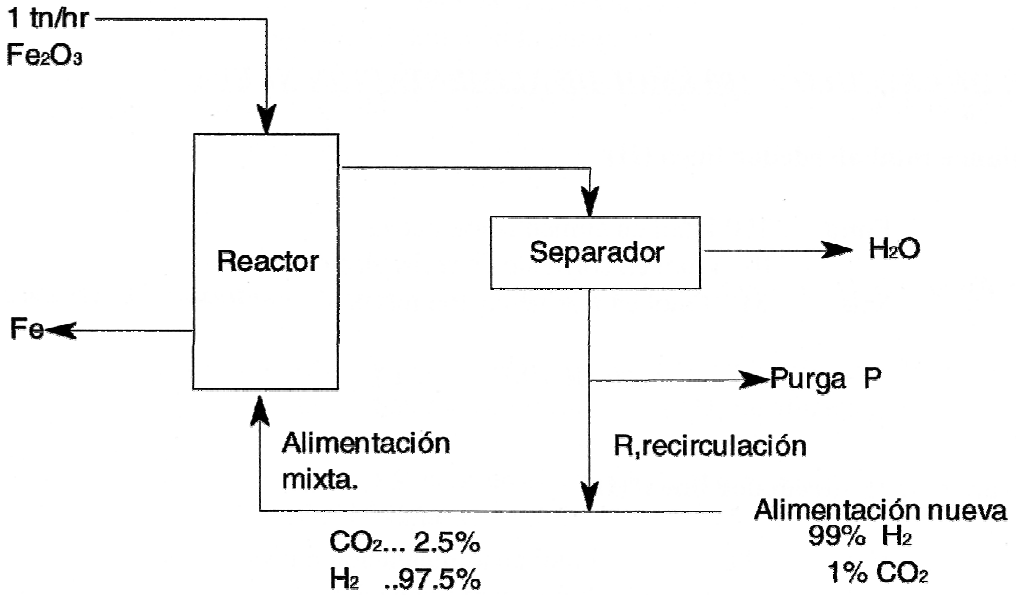
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-56
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación y purga
Referencia	Peiró 1, problema II/3.12, pg. 437
Notas	

Curso								
Número								

La planta que se representa en el diagrama de flujo de la Figura, utiliza hidrógeno para reducir 1 Tm/h de Fe_2O_3 a hierro metálico, según la siguiente reacción:

$$Fe_2O_3 + 3\ H_2 \rightarrow 3\ H_2O + 2\ Fe$$

El hidrógeno de la alimentación nueva, que contiene 1% de CO_2 como impureza, se mezcla con una recirculación de hidrógeno, **R**, antes de entrar al reactor. Con el fin de evitar que se sobrepase el 2,5% de CO_2 a la entrada del reactor se efectúa una purga **P**. La relación de recirculación ,**R**, a alimentación de gas nuevo, **F**, es **R/F** = 4/1.



Calcular la cantidad y la composición de la corriente de purga.

Datos:

Masa atómica del Fe: 56 kg/kmol

Corriente de purga:

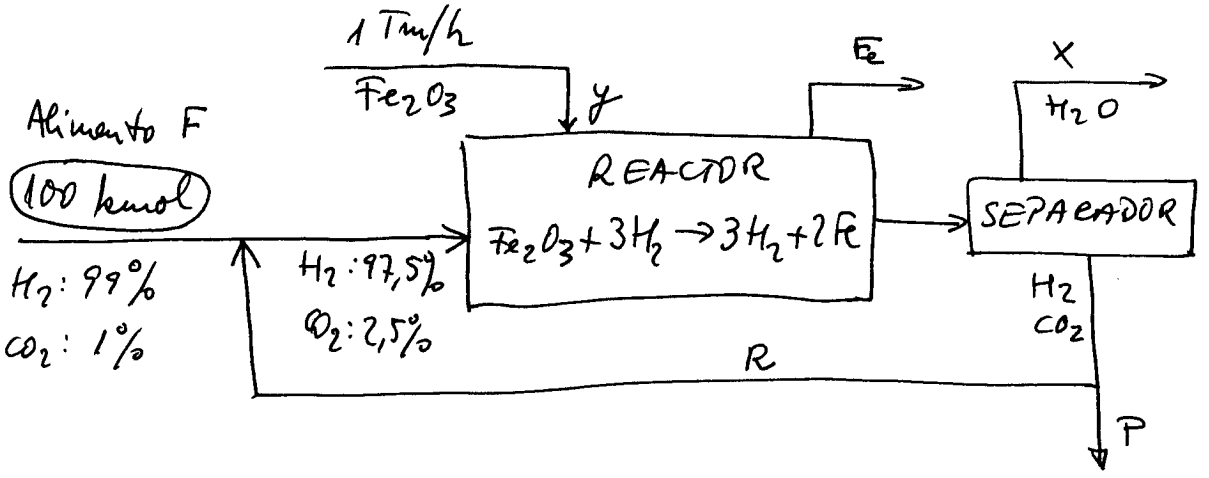
Caudal = 32,14 kg/h

Composición (% mol):

H_2 = 97,13

CO_2 = 2,87

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kmol de alimento fresco

Según las condiciones operativas:

$$R = (4)(100) = 400 \text{ kmol de recirculación}$$

Balances de materia en la recirculación:

Balance total:

Entrada al reactor: $100 + 400 = 500$ kmol

Balance de H_2 (r: fracción de H_2):

$$(0,99)(100) + r(400) = (0,975)(500)$$

De donde:

$$r = 0,9713 \longrightarrow [H_2]_R = 97,13\%$$

y, por tanto:

$$[CO_2]_R = 1 - 0,9713 = 0,0287 \longrightarrow 2,87\%$$

La purga tendrá, por tanto, la misma composición:

$$[H_2]_P = 97,13\%$$

$$[CO_2]_P = 2,87\%$$

Como son valores relativos, no influye la base de cálculo.

Balance global de CO_2:

$$(0,01)(100) = (0,0287)P$$

De donde:

$$P = 34,84 \text{ kmol de purga}$$

Para transformar la base de cálculo a las condiciones reales del problema, será necesario conocer la cantidad de Fe_2O_3 que entra:

Balance global de H_2:

$$(0,99)(100) = x + (0,9713)(34,84)$$

De donde:

$$x = 65,160 \text{ kmol de } H_2O$$

Balance global de O:

$$(2)(0,01)(100) + 3y = (65,160) + (2)(0,0287)(34,84)$$

De donde:

$$y = 21,720 \text{ kmol de } Fe_2O_3$$

Transformación de la base de cálculo a las condiciones del problema:

Peso molecular del $Fe_2O_3 = 160 \frac{kg}{kmol}$

$$1 \frac{Tm}{h} Fe_2O_3 = 1.000 \left[\frac{kg}{h}\right] \cdot \frac{1}{160} \left[\frac{kmol}{kg}\right] = 6,25 \frac{kmol}{h} Fe_2O_3$$

$$P = \frac{34,84 \text{ kmol purga}}{21,720 \text{ kmol } Fe_2O_3} \cdot 6,25 \frac{kmol\ Fe_2O_3}{h} =$$

$$= 10,025 \frac{kmol}{h} = 10,025 \left[(0,973)(2) + (0,0287)(44)\right] =$$

$$= 32,14 \frac{kg}{h} \text{ de purga}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-57
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación y purga
Referencia	Costa López, ejemplo 3.7, pg. 121
Notas	

Curso								
Número								

Partiendo de ciclohexano y cloruro de nitrosilo se obtiene fotoquímicamente la oxima de ciclohexano. Posteriormente, y en presencia de ácido sulfúrico, la oxima de ciclohexano experimenta una transposición dando lugar a la caprolactama, monómero del Nylon-6. La reacción fotoquímica es la siguiente:

$$C_6H_{12} + NOCl \rightarrow C_6H_{10}{=}NOH + HCl$$

Por cada mol de ciclohexano entran en el sistema 0,8 moles de cloruro de nitrosilo y 0,2 de nitrógeno. La conversión en el reactor es del 30% (en base al cloruro de nitrosilo que entra en el reactor). Los productos de la reacción se separan en dos corrientes, una que se extrae del sistema y que contiene el ciclohexano no reaccionado, la oxima y el ácido clorhídrico, y otra que se recircula (nitrógeno y cloruro de nitrosilo). La fracción molar de nitrógeno en la recirculación no puede sobrepasar el valor de 0,4 para un buen funcionamiento del proceso, por lo que parte es esta corriente se purga.

Por cada mol de ciclohexano que entra al sistema, calcular:

a) Los caudales de recirculación, de purga y de producto.

b) La composición molar del producto obtenido.

c) La conversión global del proceso respecto al ciclohexano.

a.) Recirculación = 1,44 mol

Purga = 0,5 mol

Producto = 1,501 mol

b.) Composición del producto (% mol):

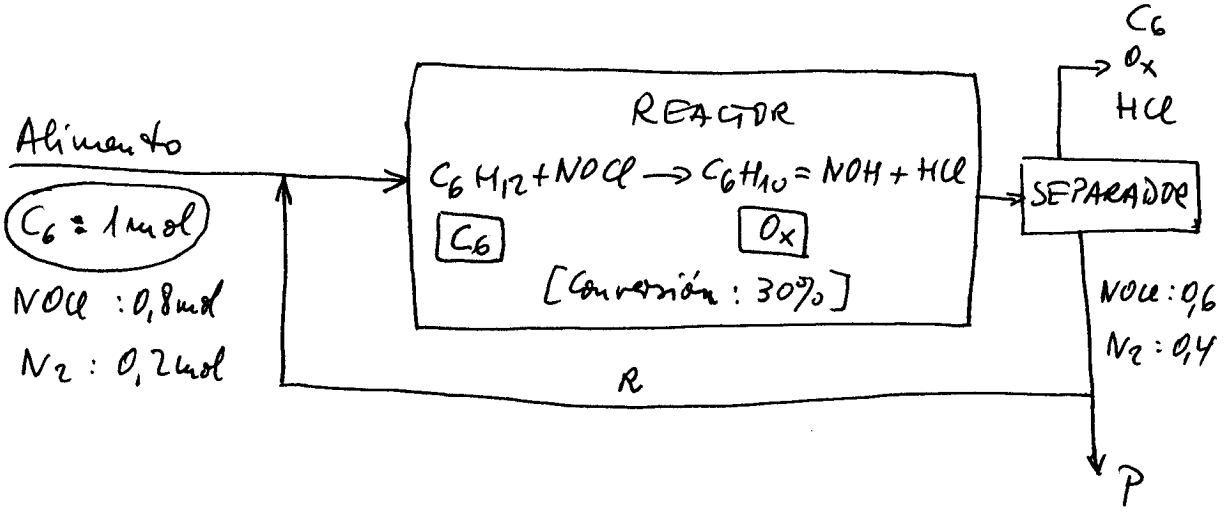
Oxima = 33,4

Ha = 33,4

Ciclohexano = 29,9

c.) Conversión global = 50%

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: Ninguna (la especifica el enunciado)

Balance global de N_2:

$$0,2 = (0,4)P$$

De donde:

$$P = 0,5 \text{ mol de purga} \begin{cases} 0,2 \text{ mol } N_2 \\ 0,3 \text{ mol NOCl} \end{cases}$$

Balance de NOCl (base de la conversión del 30%) en el reactor (X: mol de NOCl en la recirculación):

$$\text{Entrada} = 0,8 + X \qquad \text{Salida} = (0,8+X)(0,7)$$

Todo el NOCl va a recirculación; por tanto, el balance en el punto de purga será:

$$(0,8+X)(0,70) = 0,30 + X$$

De donde:

$$X = 0,87 \text{ mol}$$

Como este valor representa el 60% de la composición de la recirculación:

$$0,60\,R = 0,87$$

De donde:

$$R = 1,44 \text{ mol de recirculación}$$

Reacción de los otros componentes:

Entra en el reactor:

$$NOCl = 0,8 + 0,87 = 1,67 \text{ mol}$$

Salen del reactor (conversión del 30%):

$$O_x = (1,67)(0,30) = 0,501 \text{ mol}$$
$$HCl = (1,67)(0,30) = 0,501 \text{ mol}$$
$$C_6 = 1 - (1,67)(0,30) = 0,499 \text{ mol}$$

Corriente producto que sale del separador:

$$TOTAL = 0,501 + 0,501 + 0,499 = 1,501 \text{ mol}$$

Composición del producto:

$$[O_x] = \frac{0,501}{1,501} = 0,334$$
$$[HCl] = \frac{0,501}{1,501} = 0,334$$
$$[C_6] = \frac{0,449}{1,501} = 0,299$$

Conversión global en ciclohexano:

$$[C_6]_{global} = \frac{(1,67)(0,30)}{1} = 0,50 \longrightarrow 50\%$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-58
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen estacionario, reacción química, recirculación y purga
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

En un proceso para la preparación de yoduro de metilo mediante la siguiente reacción:

$$HI + CH_3OH \rightarrow CH_3I + H_2O$$

se consumen 1.000 kg/día de ácido yodhídrico. En el reactor se emplea exceso de metanol y se obtiene una conversión del 50% con respecto al ácido yodhídrico. La mezcla que sale del reactor se separa por destilación en el producto final de composición 81,6% en peso de CH_3I y 18,4% en peso de CH_3OH y en una corriente que contiene 82,6% en peso de HI y 17,4% en peso de H_2O. Esta última corriente en parte se recicla y en parte se purga, con objeto de que no aumente la concentración de agua en el reactor.

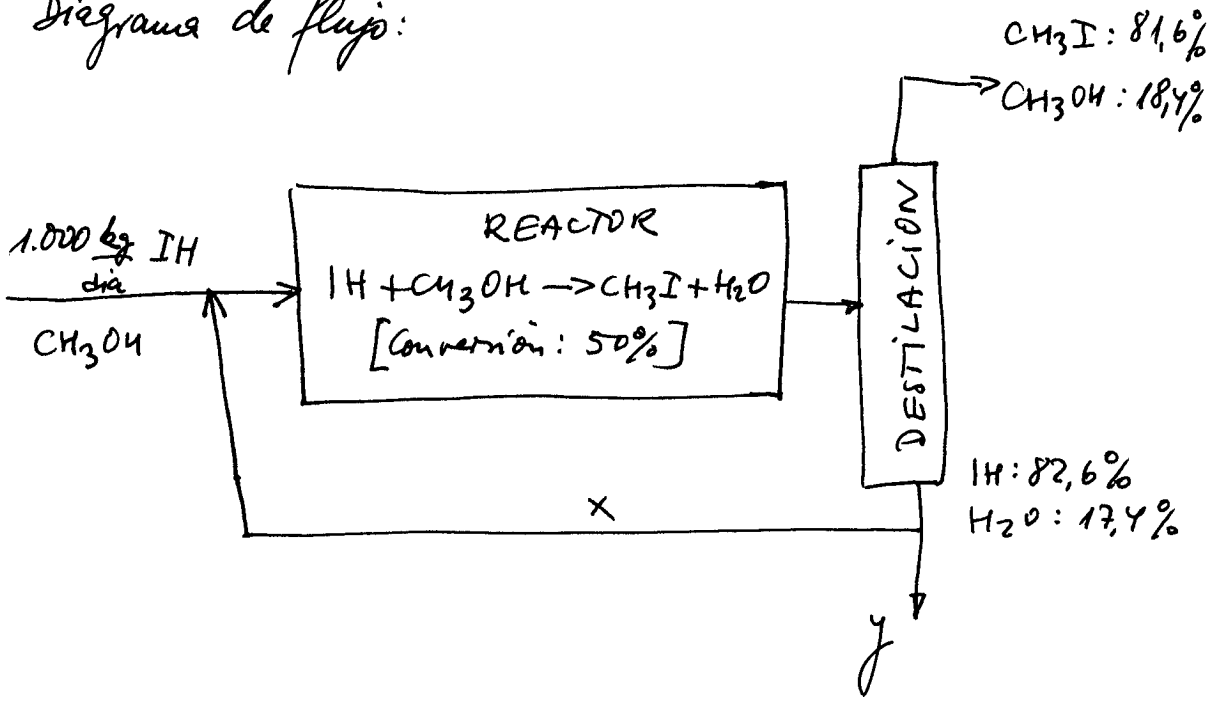
Determinar el caudal de la corriente de recirculación.

Datos:

La masa atómica del yodo es 127 kg/kmol.

$$\text{Recirculación} = 241{,}1 \ \frac{kg}{día}$$

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 día

Entrada al reactor (kmol):

$$IH = \frac{1.000}{128} + \frac{(0,826)x}{128}$$

$$H_2O = \frac{(0,174)x}{18}$$

Salida del reactor (kmol):

$$IH = \left(\frac{1.000}{128} + \frac{0,826x}{128}\right)(0,50) = 3,906 + 3,227 \cdot 10^{-3}x$$

$$H_2O = \frac{0,174x}{18} + \left(\frac{1.000}{128} + \frac{0,826x}{128}\right)(0,50) = 3,906 + 1,289 \cdot 10^{-2}x$$

Balances en el punto derivación/purga (IH y H_2O que entran en la columna son las mismas que salen por su base):

Balance de IH:

$$3,906 + 3,227 \cdot 10^{-3} x = \frac{0,826 x}{128} + \frac{0,826}{128} y$$

Balance de H_2O:

$$3,906 + 1,289 \cdot 10^{-2} x = \frac{0,174 x}{18} + \frac{0,174}{18} y$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$3,906 = 3,226 \cdot 10^{-3} x + 6,453 \cdot 10^{-3} y$$

$$3,906 + 3,223 \cdot 10^{-3} x = 9,667 \cdot 10^{-3} y$$

Se obtiene:

$$y = 484,3 \text{ kg}$$

$$x = 241,1 \text{ kg} \xrightarrow{\text{B.C.}} 241,1 \frac{\text{kg}}{\text{día}} \text{ de recirculación}$$

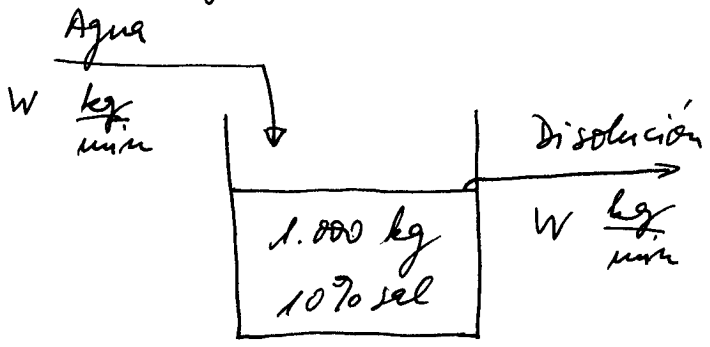
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-59
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	Costa López, ejemplo 3.8, pg. 123
Notas	

Curso								
Número								

Un tanque agitado contiene 1.000 kg de una disolución acuosa con 10% de sal. Si existe una salida continua de mezcla, ¿cuántos kg de agua deben de añadirse al tanque para reducir el contenido de sal al 1%? El contenido del tanque está siempre perfectamente agitado, manteniéndose su masa constante e igual a 1.000 kg.

Agua = 2.303 kg

Diagrama de flujo:



Concentración de sal: $C\ [\%]$

Balance de sal:

Entrada = 0 (agua pura)

Generación = 0 (no hay reacción química)

$$\text{Salida} = W\left[\frac{kg}{min}\right] \cdot C\ [\%] = W \cdot C\left[\frac{kg}{min}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(1.000[kg]\, C\ [\%]\right)\frac{1}{[min]} = \frac{d}{dt}(1.000\,C)\left[\frac{kg}{min}\right]$$

Por tanto:

$$0 = W \cdot C + 1.000\,\frac{dC}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{C} = -\frac{W}{1.000}\,dt$$

Límites de integración:

$t = 0\ [min]$ $\quad C = 10\ [\%]$

$t = t\ [min]$ $\quad C = 1\ [\%]$

Integrando:

$$\ln \frac{1}{10} = -\frac{W}{1.000}(t-0)$$

De donde:

$$W \cdot t = 2.303 \left[\frac{kg}{min}\right][min] = 2.303\ kg$$

Como el producto $W \cdot t$ representa la cantidad de agua que entra en el tanque, ésta será de 2303 kg.

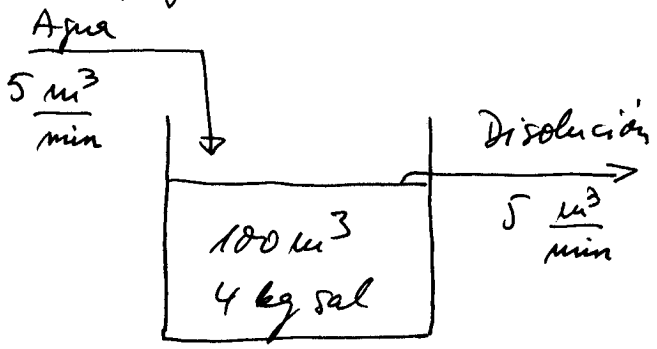
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-60
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 7.1, pg. 608
Notas	

Curso								
Número								

Un tanque contiene 100 m^3 de una disolución de sal en agua que contiene 4,0 kg de sal. Entra agua en el tanque a razón de 5 m^3/min y la disolución de sal se desborda con la misma velocidad. Si el mezclado en el tanque es suficiente para mantener la concentración de sal en el tanque uniforme en todo momento, ¿cuánta sal habrá en el tanque al término de 50 min? Supóngase que la densidad de la disolución de sal es prácticamente la misma que la del agua.

$Sal = 0{,}328\ kg$

Diagrama de flujo:



Concentración de sal: $C\left[\frac{kg}{m^3}\right]$

Balance de sal:

Entrada = 0 (agua pura)

Generación = 0 (no hay reacción química)

Salida = $5\left[\frac{m^3}{min}\right] \cdot C\left[\frac{kg}{m^3}\right] = 5C\left[\frac{kg}{min}\right]$

Acumulación = $\frac{d}{dt}\left(100[m^3] \cdot C\left[\frac{kg}{m^3}\right]\right)\frac{1}{[min]} = \frac{d}{dt}(100C)\left[\frac{kg}{min}\right]$

Por tanto:

$$0 = 5C + 100\frac{dC}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{C} = -0{,}05\,dt$$

Límites de integración:

$t = 0\ [min]$ $\quad C = \frac{4}{100} = 0{,}04\ \left[\frac{kg}{m^3}\right]$

$t = 50\ [min]$ $\quad C = C\ \left[\frac{kg}{m^3}\right]$

Integrando:

$$\ln \frac{C}{0{,}04} = -(0{,}05)(50-0)$$

De donde:

$$C = 0{,}04\, e^{-2{,}5} = 3{,}28 \cdot 10^{-3} \left[\frac{kg}{m^3}\right]$$

Por tanto, en el tanque quedarán:

$$(3{,}28 \cdot 10^{-3})(100) = 0{,}328\ kg\ sal$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-61
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 7.3, pg. 614
Notas	

Curso								
Número								

Un destilador pequeño está separando propano y butano a 135 ºC. En un principio contiene 10 kmol de una mezcla cuya composición es $x_S = 0{,}30$ (x: fracción molar del butano). Se alimenta una mezcla adicional ($x_F = 0{,}30$) a razón de 5 kmol/h. Si el volumen total de líquido en el destilador es constante y la concentración del vapor del destilador (x_D) varía de la forma:

$$x_D = \frac{x_S}{1 + x_S}$$

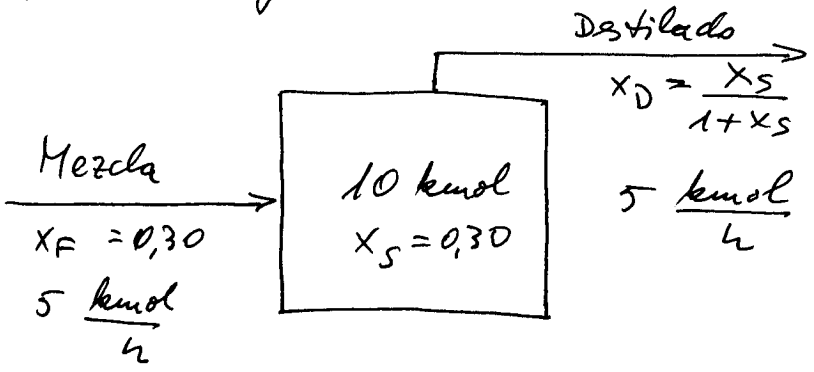
a) ¿Cuánto tardará el valor de x_S en cambiar de 0,3 a 0,4?

b) ¿Cuál será el valor de estado estacionario (“equilibrio”) de x_S en el destilador (esto es, cuando x_S se hace constante)?

a.) $t = 5,85\ h$

b.) $x_S = 0,429$

Diagrama de flujo:



Balance de butano:

$$\text{Entrada} = 5\left[\frac{kmol}{h}\right] \cdot 0{,}30 = 1{,}5\left[\frac{kmol}{h}\right]$$

$$\text{Generación} = 0 \quad \text{(no hay reacción química)}$$

$$\text{Salida} = 5\left[\frac{kmol}{h}\right] \cdot x_D = \frac{5x_S}{1+x_S}\left[\frac{kmol}{h}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(10[kmol] \cdot x_S\right)\frac{1}{[h]} = \frac{d}{dt}\left(10x_S\right)\left[\frac{kmol}{h}\right]$$

Por tanto:

$$1{,}5 = \frac{5x_S}{1+x_S} + 10\frac{dx_S}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{1+x_S}{0{,}15 - 0{,}35x_S}\,dx_S = dt$$

a.) Límites de integración:

$t = 0\ [h] \qquad x_5 = 0{,}30$

$t = t\ [h] \qquad x_5 = 0{,}40$

Integrando:

$$t = \left[-\frac{x_5}{0{,}35} - \frac{1}{(0{,}35)^2} \ln(0{,}15 - 0{,}35 x_5) \right]_{0{,}30}^{0{,}40} = 5{,}85\ h$$

b.) Cuando se alcanza el régimen estacionario, la acumulación es nula, por tanto:

$$1{,}5 = \frac{5 x_5}{1 + x_5}$$

De donde:

$$x_5 = \frac{1{,}5}{3{,}5} = 0{,}429$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-62
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	Henley-Rosen, ejemplo 3.5-2, pg. 48
Notas	F. Díaz

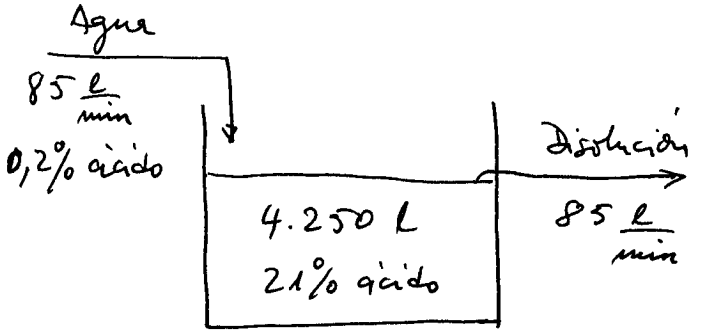
Curso								
Número								

La concentración del ácido contenido en un tanque de 4.250 l se desea reducir desde el 21% hasta el 1% en peso, haciendo pasar a su través 85 l/min de agua de lavado que contiene un 0,2% en peso de ácido. ¿Cuánto tiempo será necesario para lograr el fin propuesto si las condiciones son de mezcla perfecta?

Mezcla perfecta significa que, en cada instante, la concentración de la corriente de salida es la que existe dentro del tanque. Supóngase que las densidades de todas las corrientes son constantes e iguales entre sí, de tal manera que la fracción en peso de ácido es igual a la fracción en volumen.

$t = 162,9 \text{ min}$

Diagrama de flujo:



Concentración de ácido: $C\,[\%]$

Balance de ácido:

$$\text{Entrada} = 85\left[\frac{l}{min}\right]\cdot 0{,}2\,[\%] = 17\left[\frac{l}{min}\right]$$

$$\text{Generación} = 0 \quad (\text{no hay reacción química})$$

$$\text{Salida} = 85\left[\frac{l}{min}\right]\cdot C\,[\%] = 85C\left[\frac{l}{min}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(4.250\,[l]\cdot C\,[\%]\right)\frac{1}{[min]} = \frac{d}{dt}(4.250C)\left[\frac{l}{min}\right]$$

Por tanto:

$$17 = 85C + 4.250\,\frac{dC}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{0{,}2-C} = 0{,}02\,dt$$

Límites de integración:

$t = 0$ [min] $\quad C = 21$ [%]

$t = t$ [min] $\quad C = 1$ [%]

Integrando:

$$-\ln \frac{(0,2-1)}{(0,2-21)} = (0,02)(t-0)$$

De donde:

$$t = 162,9 \text{ min}$$

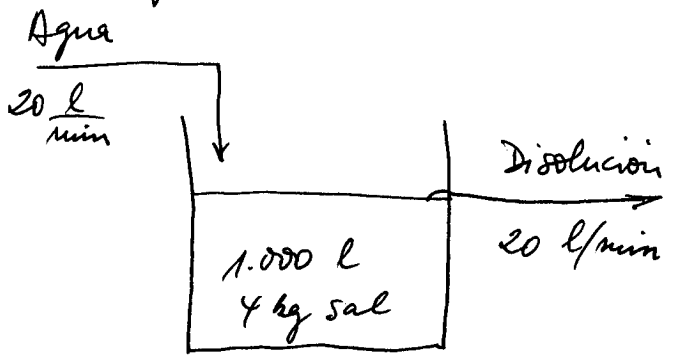
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-63
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	Jarabo QT-1, problema 20
Notas	

Curso								
Número								

Un tanque contiene 1.000 l de una disolución de sal en agua, en la cual se encuentran disueltos 4 kg se sal. A partir de un cierto momento empieza a entrar agua en el tanque con un caudal de 20 l/min y la disolución de sal sale con el mismo caudal. Si la mezcla en el tanque es perfecta, de manera que se mantiene uniforme la concentración de sal en todo momento, ¿qué cantidad de sal quedará en el tanque al cabo de 50 min? Considérese que la disolución de la sal tiene lugar sin variación de volumen.

Sal = 1,47 kg

Diagrama de flujo:



Concentración de sal: $C\left[\frac{kg}{l}\right]$

Balance de sal:

Entrada = 0 (agua pura)

Generación = 0 (no hay reacción química)

$$\text{Salida} = 20\left[\frac{l}{min}\right]\cdot C\left[\frac{kg}{l}\right] = 20\,C\left[\frac{kg}{min}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(1.000\,[l]\cdot C\left[\frac{kg}{l}\right]\right)\frac{1}{[min]} = \frac{d}{dt}(1.000\,C)\left[\frac{kg}{min}\right]$$

Por tanto:

$$0 = 20\,C + 1.000\,\frac{dC}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{C} = -0{,}02\,dt$$

Límites de integración:

$t = 0\ [\text{min}]$ $\quad C = \frac{4}{1000} = 0{,}004\ \left[\frac{kg}{\ell}\right]$

$t = 50\ [\text{min}]$ $\quad C = C\ \left[\frac{kg}{\ell}\right]$

Integrando:

$$\ln \frac{C}{0{,}004} = -(0{,}02)(50 - 0)$$

De donde:

$$C = 0{,}004\, e^{-1} = 1{,}47 \cdot 10^{-3}\ \frac{kg}{\ell}$$

Por tanto, en el tanque quedarán:

$$(1{,}47 \cdot 10^{-3})(1000) = 1{,}47\ kg \text{ de sal}$$

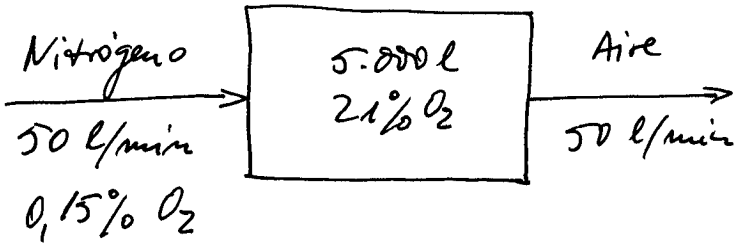
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-64
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

Es necesario reducir la concentración de oxígeno en un reactor, inicialmente lleno de aire (21% de oxígeno), por debajo del 1%, antes de introducir en él una mezcla que puede ser explosiva. Para desplazar el oxígeno se introduce un flujo de nitrógeno (que contiene un 0,15% de oxígeno) de 50 l/min. ¿Cuánto tiempo debe transcurrir para que la concentración de oxígeno alcance el límite indicado si el reactor tiene un volumen de 5.000 l? La operación se verifica a presión y temperatura constantes y en el reactor puede suponerse mezcla perfecta.

$t = 320\ min$

Diagrama de flujo:



Concentración de oxígeno : $C[\%]$

Balance de oxígeno:

Entrada $= 50\left[\frac{l}{min}\right] \cdot 0{,}15\,[\%] = 7{,}5\left[\frac{l}{min}\right]$

Generación $= 0$ (no hay reacción química)

Salida $= 50\left[\frac{l}{min}\right] \cdot C[\%] = 50C\left[\frac{l}{min}\right]$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(5.000[l] \cdot C[\%]\right)\frac{1}{[min]} = \frac{d}{dt}(5.000C)\ \left[\frac{l}{min}\right]$$

Por tanto:

$$7{,}5 = 50C + 5.000\frac{dC}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{0{,}15 - C} = 0{,}01\,dt$$

Límites de integración:

$t = 0$ [min] $\quad C = 21$ [%]

$t = t$ [min] $\quad C = 1$ [%]

Integrando:

$$-\ln \frac{(0,15-1)}{(0,15-21)} = (0,01)(t-0)$$

De donde:

$$t = 320 \text{ min}$$

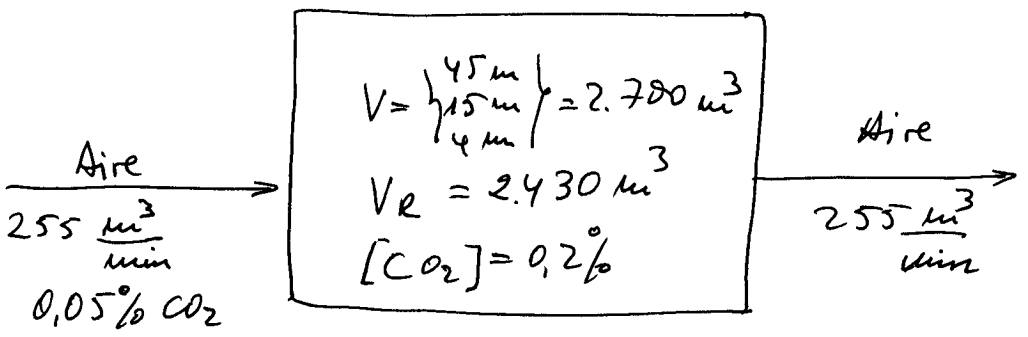
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-65
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

El aire contenido en un local de 45 m de largo por 15 m de ancho y 4 m de altura presenta, en un momento dado, una concentración de CO_2 del 0,2% en volumen. Con objeto de reducir tal concentración se pone en marcha un sistema de ventiladores que introducen aire exterior, con una concentración de CO_2 del 0,05% en volumen, a un caudal de 255 m^3/min, para desplazar el aire viciado del local. Se ha estimado que el 90% del volumen del local está ocupado por el aire. Considerando mezcla perfecta el comportamiento del desplazamiento del aire, calcular la concentración de CO_2 en el local al cabo de 20 min de funcionamiento de los ventiladores.

$$[CO_2] = 0{,}0684\%$$

Diagrama de flujo:



Concentración de CO_2: $C[\%]$

Balance de CO_2:

$$\text{Entrada} = 255\left[\frac{m^3}{min}\right] 0,05[\%] = 12,75\left[\frac{m^3}{min}\right]$$

$$\text{Generación} = 0 \quad \text{(no hay reacción química)}$$

$$\text{Salida} = 255\left[\frac{m^3}{min}\right] \cdot C[\%] = 255C\left[\frac{m^3}{min}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(2.430[m^3] \cdot C[\%]\right)\frac{1}{[min]} = \frac{d}{dt}(2.430C)\left[\frac{m^3}{min}\right]$$

Por tanto:

$$12,75 = 255C + 2.430\frac{dC}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{12,75 - 255C} = \frac{1}{2.430}\,dt$$

Límites de integración:

$t = 0$ [min] $\quad C = 0,2$ [%]

$t = 20$ [min] $\quad C = C$ [%]

Integrando:

$$-\frac{1}{255} \ln \frac{12,75 - 255C}{12,75 - (255)(0,2)} = \frac{1}{2.430}(20 - 0)$$

De donde:

$$C = 0,0684\ \%\ \text{de}\ CO_2$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-66
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	S. Delgado
Notas	Jarabo QT-1, problema 2 (primer parcial)

Curso								
Número								

Un tanque perfectamente agitado contiene inicialmente 1.000 l de agua destilada. A partir de un cierto instante, se empieza a alimentar dicho tanque con un caudal de 10 l/min de una disolución acuosa de una sustancia **A** con una concentración de 1 mol/l de **A** y, al mismo tiempo, se empieza a extraer otra corriente con el mismo caudal (10 l/min).

En el tanque se produce la reacción irreversible de primer orden, cuya velocidad se expresa mediante la siguiente ecuación cinética que permite calcular la velocidad de desaparición del reactivo:

$$A \rightarrow B$$

$$-r_A \left[\frac{mol}{l \cdot \text{min}}\right] = 0{,}09\ C_A$$

Determinar:

a) El tiempo que deberá transcurrir hasta que la concentración de **A** en la corriente de salida sea de 0,05 mol/l.

b) Las concentraciones de **A** y de **B** en la corriente de salida cuando se haya alcanzado el régimen estacionario.

c) El tiempo necesario para alcanzar el régimen estacionario en el sistema.

d) El tiempo necesario para alcanzar el 99,99% de la concentración de **A** en la salida que tendría en el régimen estacionario.

e) La concentración de **A** en la salida, en régimen estacionario, si no existiera reacción química.

f) El tiempo necesario para alcanzar régimen estacionario si no existiera reacción química.

g) El tiempo necesario para alcanzar el 99,99% de la concentración de **A** en la salida que tendría en el régimen estacionario, si no existiera reacción química.

a.) $t = 6{,}93\ \text{min}$

b.) $c_A = 0{,}1\ \text{mol/l}$

$c_B = 0{,}9\ \text{mol/l}$

c.) $t = \infty$

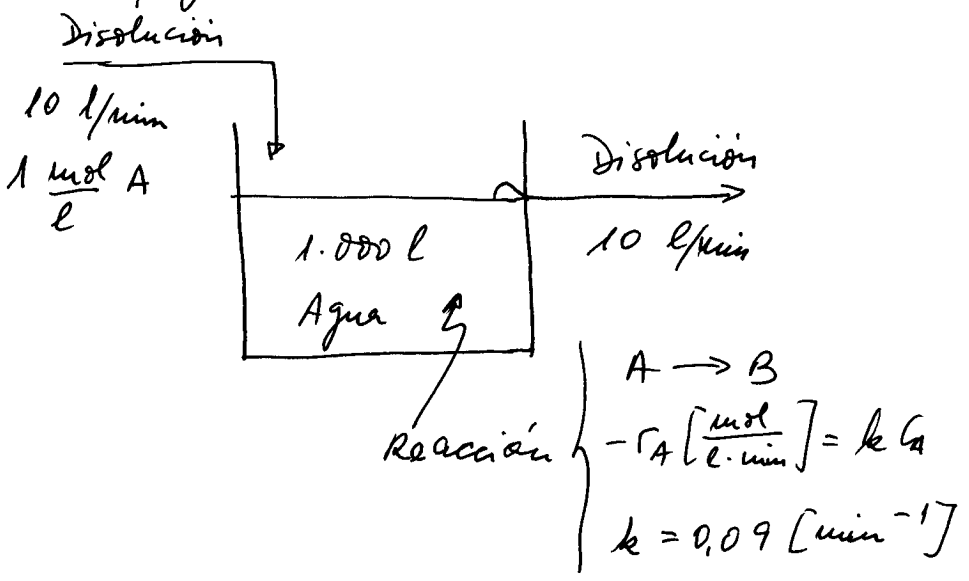
d.) $t = 92{,}1\ \text{min}$

e.) $c_A = 1\ \text{mol/l}$

f.) $t = \infty$

g.) $t = 921\ \text{min}$

Diagrama de flujo:



Concentración de A: $C_A\left[\frac{mol}{l}\right]$

Balance de A:

$$\text{Entrada} = 10\left[\frac{l}{min}\right] \cdot 1\left[\frac{mol}{l}\right] = 10\left[\frac{mol}{min}\right]$$

$$\text{Generación} = -0{,}09\left[\frac{1}{min}\right] C_A\left[\frac{mol}{l}\right] 1.000[l] = -90\, C_A\left[\frac{mol}{min}\right]$$

$$\text{Salida} = 10\left[\frac{l}{min}\right] C_A\left[\frac{mol}{l}\right] = 10\, C_A\left[\frac{mol}{min}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(1.000[l]\, C_A\left[\frac{mol}{l}\right]\right)\frac{1}{[min]} = \frac{d}{dt}(1.000\, C_A)\left[\frac{mol}{min}\right]$$

Por tanto:

$$10 - 90\, C_A = 10\, C_A + 1.000\, \frac{dC_A}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{dC_A}{1-10C_A} = 0{,}01\,dt$$

a.) Límites de integración:

$t = 0$ [min] $\quad C_A = 0 \left[\frac{mol}{l}\right]$

$t = t$ [min] $\quad C_A = 0{,}05 \left[\frac{mol}{l}\right]$

Integrando:

$$-\frac{1}{10} \ln \frac{1-(10)(0{,}05)}{1-(10)(0)} = 0{,}01\,(t-0)$$

De donde:

$$t = 6{,}93 \text{ min}$$

b.) Cuando se alcanza el régimen estacionario, la acumulación es nula, por tanto:

$$10 - 90\,C_A = 10\,C_A$$

De donde:

$$C_A = \frac{10}{100} = 0{,}1 \left[\frac{mol}{l}\right]$$

Balance de B (en régimen estacionario):

$E = 0$

$G = 0{,}09\,C_A \cdot 1.000 = 90\,C_A = (90)(0{,}1) = 9$

$S = 10\,C_B$

De donde:

$$9 = 10\,C_B$$

y, por tanto:

$$C_B = \frac{9}{10} = 0{,}9 \ \frac{mol}{l}$$

c.) Como el régimen estacionario se alcanza cuando no hay acumulación:

$$\frac{d\,(1.000\,C_A)}{dt} = 0$$

se producirá esta situación cuando $t \to \infty$

d.) En estado estacionario:

$$[C_A]_{salida} = 0{,}1 \ \frac{mol}{l}$$

Por tanto, se tratará de resolver la ecuación diferencial con:

$$C_A = (0{,}9999)(0{,}1) = 0{,}09999 \ \frac{mol}{l}$$

es decir:

$$-\frac{1}{10} \ln \frac{1-(10)(0{,}09999)}{1} = 0{,}01\ t$$

De donde:

$$t = 92{,}1 \ min$$

e.) Si no existe reacción química, el régimen estacionario:

$$E = 10 \ mol/min \qquad G = 0$$
$$S = 10\,C_A \ mol/min \qquad A = 0$$

Es decir:

$$10 = 10\,C_A$$

De donde:

$$C_A = 1\ \frac{mol}{l}$$

f.) Si no existiese reacción química, las condiciones para alcanzar el régimen estacionario serían las mismas, es decir, $t \to \infty$

g.) En estado estacionario, sin reacción química:

$$[C_A]_{salida} = 1\ \frac{mol}{l}$$

Por tanto, se tratará de resolver la ecuación diferencial:

$$10 = 10\,C_A + 1.000\,\frac{dC_A}{dt}$$

es decir:

$$\frac{dC_A}{1 - C_A} = 0{,}01\,dt$$

integrando entre los límites:

$t = 0$ [min] $\quad C_A = 0$ [mol/l]

$t = t$ [min] $\quad C_A = (0{,}9999)(1) = 0{,}9999\ \left[\frac{mol}{l}\right]$

Obteniendo:

$$-\ln\frac{1 - 0{,}9999}{1} = 0{,}01\,t$$

De donde:

$$t = 921\ min$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-67
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	Calleja, problema 10, pg. 128
Notas	

Curso								
Número								

En un fermentador de 50 l de capacidad se esta llevando a cabo un tratamiento aerobio manteniendo constante la concentración de oxígeno en el caldo de cultivo e igual a $3{,}2 \cdot 10^{-4}$ mol/l. Una avería en el cuadro eléctrico hace que se pare el compresor que suministra el aire al sistema.

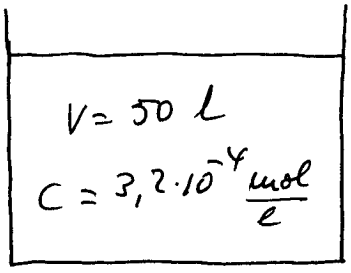
Sabiendo que el cultivo no puede permanecer en condiciones anaerobias (concentración de oxígeno inferior a $6 \cdot 10^{-5}$ mol/l) un tiempo superior a 2 horas y que el consumo de oxígeno del sistema es directamente proporcional a la concentración de oxígeno según la ecuación:

$$N\left[\frac{mol}{l \cdot s}\right] = 4{,}2 \cdot 10^{-2}\ C$$

calcular el tiempo máximo para la reparación.

$$t = 7.240\ s$$

Diagrama de flujo:



Condiciones anaerobias: $C_A = 6 \cdot 10^{-5}$ mol/l

Consumo de oxígeno: $N\left[\frac{mol}{l \cdot s}\right] = 4,2 \cdot 10^{-2} C$

Balance de oxígeno:

Entrada = 0

Salida = 0

$$\text{Generación} = -4,2 \cdot 10^{-2} C \left[\frac{mol}{l \cdot s}\right] \cdot 50 [l] = -2,10 C \left[\frac{mol}{s}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{dC}{dt} \frac{[mol/l]}{[s]} \cdot 50 [l] = 50 \frac{dC}{dt} \left[\frac{mol}{s}\right]$$

Por tanto:

$$-2,10 C = 50 \frac{dC}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{C} = -0,042 \, dt$$

Límites de integración:

$t = 0$ [s] $\quad C = 3,2 \cdot 10^{-4} \left[\frac{mol}{l}\right]$

$t = t$ [s] $\quad C = 6 \cdot 10^{-5} \left[\frac{mol}{l}\right]$

Integrando:

$$\ln \frac{6 \cdot 10^{-5}}{3,2 \cdot 10^{-4}} = -0,042\, t$$

De donde:

$$t = 39,85\ s$$

Como una vez llegada a la concentración mínima, aguanta 2 horas (=7200 s), el tiempo total será:

$$t = 7.200 + 39,85 \simeq 7.240\ s$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-68
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	F. Díaz
Notas	

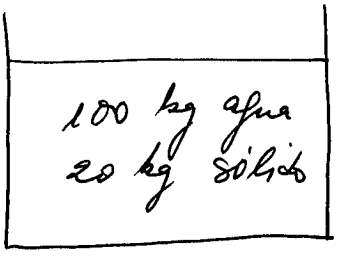
Curso								
Número								

Un compuesto se disuelve en agua a una velocidad proporcional a la cantidad de sólido presente sin disolver y a la diferencia entre la concentración de la disolución saturada y la concentración de la disolución en cada momento. La disolución saturada del compuesto contiene 40 g del mismo por cada 100 g de agua.

Un cierto experimento se inició con 20 kg del compuesto sin disolver y 100 kg de agua, encontrándose que en 3 horas se disolvieron 5 kg. Si la prueba continúa, ¿cuántos kg del compuesto permanecerán sin disolver después de 7 horas?

Composto da disolver = 10,72 kg

Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 kg de agua

Disolución saturada : $C_S = 40$ [kg]

Cantidad inicial : $C_0 = 20$ [kg]

Cantidad disuelta : C [kg]

Cantidad sin disolver : $C_0 - C$ [kg]

Balance de sólido:

Entrada = 0

Salida = 0

Generación = $k \left[\frac{1}{min}\right] (C_0 - C)(C_S - C)$ [kg]

Acumulación = $\frac{dC}{dt} \quad \frac{[kg]}{[min]}$

Por tanto:

$$k(C_0 - C)(C_S - C) = \frac{dC}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{(C_0 - C)(C_S - C)} = k\,dt$$

Límites de integración:

$t = 0$ [min] $\quad C = 0$ [kg]

$t = t$ [min] $\quad C = C$ [kg]

Transformando el primer miembro:

$$\frac{1}{(C_0 - C)(C_S - C)} = \frac{A}{C_0 - C} + \frac{B}{C_S - C} = \frac{(AC_S + BC_0) - (A+B)C}{(C_0 - C)(C_S - C)}$$

$$\left.\begin{aligned} AC_S + BC_0 &= 1 \\ -(A+B)C &= 0 \end{aligned}\right\} \quad \begin{aligned} A &= \frac{1}{C_S - C_0} \\ B &= \frac{1}{C_0 - C_S} \end{aligned}$$

Por tanto:

$$\frac{1}{C_0 - C_S}\int_0^C \frac{dC}{C_0 - C} + \frac{1}{C_S - C_0}\int_0^C \frac{dC}{C_S - C} = k\int_0^t dt$$

Integrando:

$$\frac{1}{C_S - C_0} \ln \frac{C_0 - C}{C_0} + \frac{1}{C_0 - C_S} \ln \frac{C_S - C}{C_S} = kt$$

Si en 3 h se disolvieron 5 kg:

$$\frac{1}{40 - 20} \ln \frac{20 - 5}{20} + \frac{1}{20 - 40} \ln \frac{40 - 5}{40} = 3k$$

De donde:

$$k = -2{,}569 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

Después de 7 h:

$$0{,}05 \ln \frac{20-C}{20} - 0{,}05 \ln \frac{40-C}{40} = (-2{,}569 \cdot 10^{-3})(7)$$

De donde:

$$C = 9{,}28 \text{ kg}$$

y, por tanto quedarán:

$$20 - 9{,}28 = 10{,}72 \text{ kg sin disolver}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-69
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	Calleja, ejemplo 6.6, pg. 125
Notas	

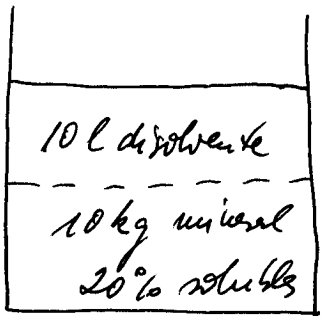
Curso								
Número								

En un ensayo de lixiviación con 10 kg de mineral con un contenido en materia soluble del 20% y 10 litros de disolvente, se observa que transcurridos 63 minutos se ha disuelto la cuarta parte y que a los 134 minutos se ha disuelto la mitad de dicho material.

Se desea calcular la concentración de saturación del componente soluble en el disolvente a la temperatura de ensayo, considerando que la velocidad de disolución es proporcional al gradiente de concentración respecto a la saturación.

$$C_S = 0{,}5 \ \frac{kg}{l}$$

Diagrama de flujo:



Concentración de solubles : $c\left[\frac{kg}{l}\right]$

Balance de solubles:

Entrada = 0

Salida = 0

Generación = $k\,(c_s - c)\ \left[\frac{1}{min}\cdot\frac{kg}{l}\right]$

Acumulación = $\frac{dc}{dt}\ \left[\frac{kg/l}{min}\right]$

Por tanto:

$$k\,(c_s - c) = \frac{dc}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{dc}{c_s - c} = \frac{1}{k}\,dt$$

Límites de integración:

$t = 0$ [min] $\quad c = 0$ [kg/l]

$t = t$ [min] $\quad c = c$ [kg/l]

Integrando:

$$\ln \frac{C_S - C}{C_S} = \frac{t}{k}$$

Aplicando los dos valores del tiempo indicados:

$t = 63$ [min] $\quad C = \frac{(0,2)(10)}{(10)} \cdot \frac{1}{4} = 0,05 \left[\frac{kg}{l}\right]$

$t = 134$ [min] $\quad C = \frac{(0,2)(10)}{(10)} \cdot \frac{1}{2} = 0,10 \left[\frac{kg}{l}\right]$

$$\ln \frac{C_S - 0,05}{C_S} = \frac{1}{k}(63)$$

$$\ln \frac{C_S - 0,10}{C_S} = \frac{1}{k}(134)$$

Dividiendo ambas ecuaciones:

$$\frac{\ln \frac{C_S - 0,05}{C_S}}{\ln \frac{C_S - 0,10}{C_S}} = 0,47$$

Resolviendo esta ecuación mediante un tanteo, se obtiene:

$$C_S = 0,5 \frac{kg}{l}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-70
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	Jarabo QT-1, problema 21
Notas	

Curso								
Número								

Una caldera produce 5.000 kg/h de vapor de agua a una presión relativamente alta, usando un agua cuya composición es la siguiente:

Compuesto	Concentración (g/l)
$Ca(CO_3H)_2$	0,410
$Mg(CO_3H)_2$	0,0325
$CaSO_4$	0,270
$MgSO_4$	0,113

Para evitar la formación de incrustaciones se pasa previamente el agua por un lecho de zeolita (Na_2Z), donde se verifican las siguientes reacciones:

$$Ca(CO_3H)_2 + Na_2Z \rightarrow 2\ NaHCO_3 + CaZ$$

$$Mg(CO_3H)_2 + Na_2Z \rightarrow 2\ NaHCO_3 + MgZ$$

$$CaSO_4 + Na_2Z \rightarrow Na_2SO_4 + CaZ$$

$$MgSO_4 + Na_2Z \rightarrow Na_2SO_4 + MgZ$$

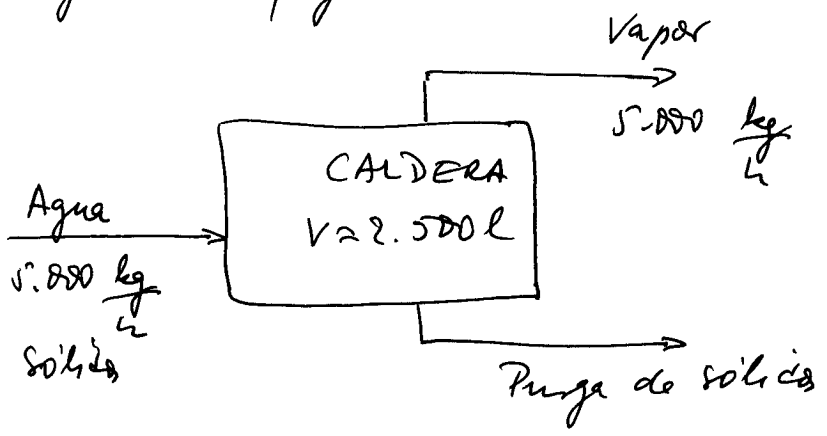
El bicarbonato sódico formado se descompone, a la temperatura de la caldera, según la ecuación:

$$2\ NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

Si la capacidad de la caldera es de 2.500 l y la máxima concentración de sólidos disueltos que permite es de 20,0 g/l, ¿cuántos litros de agua de caldera se han de reemplazar por agua recientemente tratada cada 8 horas?

Agua = 1.416 l

Diagrama de flujo:



Cálculo de los sólidos contenidos en el agua:

Pesos moleculares (g/mol):

$Ca(CO_3H)_2 = 162$ $\quad$ $Na_2CO_3 = 106$

$Mg(CO_3H)_2 = 146$ $\quad$ $Na_2SO_4 = 142$

$CaSO_4 = 136$

$MgSO_4 = 120$

Según las reacciones químicas:

1 mol $Ca(CO_3H)_2 \longrightarrow$ 2 mol $NaHCO_3 \longrightarrow$ 1 mol Na_2CO_3

1 mol $Mg(CO_3H)_2 \longrightarrow$ 2 mol $NaHCO_3 \longrightarrow$ 1 mol Na_2CO_3

1 mol $CaSO_4 \longrightarrow$ 1 mol Na_2SO_4

1 mol $MgSO_4 \longrightarrow$ 1 mol Na_2SO_4

Por tanto, en 1 l de agua de alimentación habrá:

$$Na_2CO_3 = \frac{0{,}410}{162} \cdot 106 = 0{,}268\ g$$

$$Na_2CO_3 = \frac{0{,}0325}{146} \cdot 106 = 0{,}024\ g$$

$$Na_2SO_4 = \frac{0,270}{136} \cdot 142 = 0,282\ g$$

$$Na_2SO_4 = \frac{0,113}{120} \cdot 142 = 0,134\ g$$

TOTAL = 0,708 g de sólidos

Concentración del agua de alimentación:

$$C_A = 0,708\ \frac{g}{\ell} \simeq 0,708\ \frac{g}{kg}$$

Balance de sólidos:

$$\text{Entrada} = 5.000\left[\frac{kg}{h}\right] \cdot 0,708\left[\frac{g}{kg}\right] = 3.540\left[\frac{g}{h}\right]$$

Generación = 0 (no hay reacción química)

Salida = 0 (sólo sale vapor de agua)

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(2500\,[\ell] \cdot C\left[\frac{g}{\ell}\right]\right)\frac{1}{[h]} = \frac{d(2500C)}{dt}\left[\frac{g}{h}\right]$$

Por tanto:

$$3.540 = 2.500\,\frac{dC}{dt}$$

Separando variables:

$$dC = 1,416\ dt$$

Límites de integración:

$t = 0\ [h]$ $\quad C = 0,701\ [g/\ell]$

$t = t\ [h]$ $\quad C = 20\ [g/\ell]$

Integrando:

$$20 - 0{,}701 = 1{,}416\, t$$

De donde:

$$t = 13{,}63\ h$$

Cada 8 h habrá que hacer una purga de los sólidos que entran durante ese tiempo:

$$(5.000)\left[\frac{kg}{h}\right] \cdot (0{,}708)\left[\frac{g}{kg}\right] \cdot (8)\left[h\right] = 20\left[\frac{g}{\ell}\right] \cdot x\left[\ell\right]$$

De donde:

$x = 1.416\ \ell$ de agua de la caldera que es necesario reemplazar cada 8 horas.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-71
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	Calleja, problema 12, pg. 128
Notas	

Curso								
Número								

A un reactor continuo de mezcla perfecta de 50 m^3 se comienza a alimentar 10 m^3/h de una disolución que contiene un compuesto **A** con una concentración de 1 kg/m^3, el cual se transforma según la ecuación cinética de primer orden:

$$-\frac{d\rho_A}{dt}\left[\frac{kg}{m^3 \cdot h}\right] = 20\ \rho_A$$

Si el reactor se encuentra inicialmente vacío y no se comienza a extraer disolución hasta que se llena totalmente, calcular:

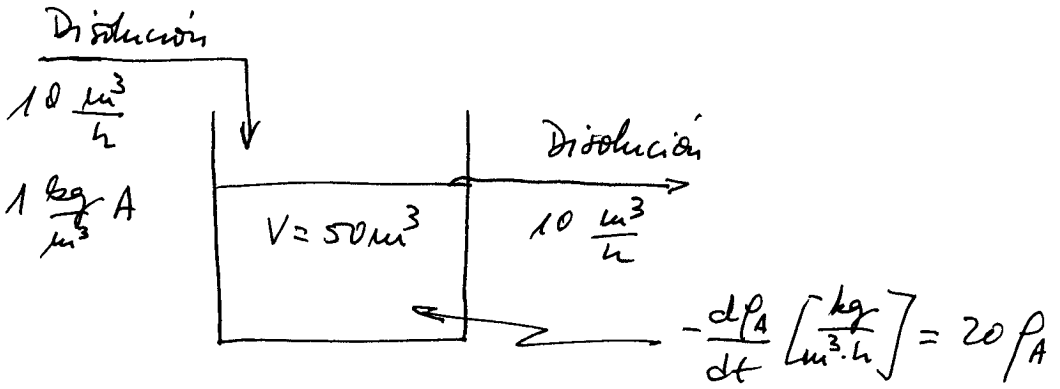
a) La concentración del compuesto **A** en la corriente de salida con el tiempo durante el período de puesta en marcha.

b) La evolución de la concentración de la disolución de salida con el tiempo durante el período de puesta en marcha.

a.) $\rho_A = 0{,}0099 \ \ kg/m^3$

b.) $\rho_A = 0{,}0099\left(1 - e^{-20{,}2t}\right)$

Diagrama de flujo:



Cuando comienza a extraerse la disolución, el reactor está lleno, su volumen permanecerá constante y el caudal de salida será igual al de entrada. En ese momento se empieza a contar el tiempo.

a.) Cuando el régimen es estacionario:

Balance de A:

$$\text{Entrada} = 10\left[\frac{m^3}{h}\right] 1\left[\frac{kg}{m^3}\right] = 10\left[\frac{kg}{h}\right]$$

$$\text{Generación} = -20\,\rho_A\left[\frac{kg}{m^3 \cdot h}\right] \cdot 50\,[m^3] = -1.000\,\rho_A\left[\frac{kg}{h}\right]$$

$$\text{Salida} = 10\left[\frac{m^3}{h}\right] \cdot \rho_A\left[\frac{kg}{m^3}\right] = 10\,\rho_A\left[\frac{kg}{h}\right]$$

$$\text{Acumulación} = 0$$

Por tanto:

$$10 - 1.000\,\rho_A = 10\,\rho_A$$

De donde:

$$\rho_A = \frac{10}{1.010} = 0{,}0099 \ kg/m^3$$

b.) Desde que el reactor está lleno hasta que se alcanza el estado estacionario, el término de acumulación será:

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(50[m^3]\cdot \rho_A\left[\frac{kg}{m^3}\right]\right)\frac{1}{[h]} = \frac{d(50\rho_A)}{dt} \quad \left[\frac{kg}{h}\right]$$

Por tanto, el balance de A será ahora:

$$10 - 1.000\,\rho_A = 10\rho_A + 50\frac{d\rho_A}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{d\rho_A}{1-101\rho_A} = \frac{1}{5}\,dt$$

Como la condición límite es:

$$t = \infty\ [h] \qquad \rho_A = 0{,}0099\ [kg/m^3]$$

se obtendrá el valor de la integral definida mediante constante de integración.

Cálculo de la integral:

$$-\frac{1}{101}\ln(1-101\rho_A) = \frac{1}{5}t + C$$

o bien:

$$1-101\rho_A = e^{-20{,}2t} + C$$

Haciendo $t = \infty$ se obtiene

$$C = 10^{-4}$$

Por tanto:

$$\rho_A = 0{,}0099\left(1 - e^{-20{,}2t}\right)$$

Obsérvese que el tanque tarda en llenarse:

$$10 = \frac{dV}{dt}$$

$$V = 10\,t$$

$$t = \frac{50}{10} = 5\ h$$

por tanto, la ecuación anterior sólo será válida para $t > 5$ h; cuando se comienza a extraer disolución, ésta tendrá una concentración de:

$$\rho_A = 0{,}0099\ \frac{kg}{m^3}$$

es decir, el sistema se encuentra prácticamente en estado estacionario.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-72
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	Calleja, ejemplo 6.7, pg.126
Notas	

Curso								
Número								

Un tanque de mezcla inicialmente contiene 450 kg de salmuera con un 10% en peso de sal, al que se empieza a añadir un caudal de 9 kg/min de una corriente de salmuera más concentrada, con 20% en peso de sal. Simultáneamente se empieza a extraer de su parte inferior 4,5 kg/min de la mezcla existente, que puede considerarse homogénea debido a la fuerte agitación aplicada.

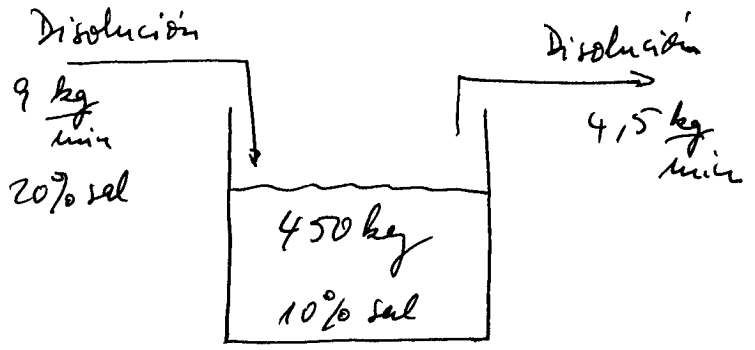
Se desea calcular la variación de la cantidad de sal en el tanque y el tiempo necesario para que dicha cantidad sea de 90 kg. ¿Qué masa de disolución existirá en el tanque al cabo de ese tiempo?

$$m = \frac{180t + 0{,}9t^2 + 4.500}{100 + t}$$

$t = 36{,}6$ min

Disolución = 614,7 kg

Diagrama de flujo:



Cantidad de disolución: W [kg]

Cantidad de sal: m [kg]

Balance total:

Entrada = $9 \left[\frac{kg}{min}\right]$

Generación = 0 (no hay reacción química)

Salida = $4,5 \left[\frac{kg}{min}\right]$

Acumulación = $\frac{dW}{dt} \quad \frac{[kg]}{[min]}$

Por tanto:

$$9 = 4,5 + \frac{dW}{dt}$$

Separando variables

$$4,5\, dt = dW$$

Límites de integración:

$t = 0$ [min] $\quad W = 450$ [kg]

$t = t$ [min] $\quad W = W$ [kg]

Integrando:

$$4{,}5\,t = W - 450$$

De donde:

$$W = 450 + 4{,}5\,t$$

Balance de sal:

$$\text{Entrada} = 9\left[\frac{kg}{min}\right] 0{,}2\,[\%] = 1{,}8\left[\frac{kg\ sal}{min}\right]$$

$$\text{Generación} = 0$$

$$\text{Salida} = 4{,}5\left[\frac{kg\ totales}{min}\right]\cdot\frac{m}{W}\frac{[kg\ sal]}{[kg\ totales]} = 4{,}5\,\frac{m}{W}\left[\frac{kg\ sal}{min}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{dm}{dt}\ \frac{[kg\ sal]}{[min]}$$

Por tanto:

$$1{,}8 = 4{,}5\,\frac{m}{W} + \frac{dm}{dt}$$

Teniendo en cuenta:

$$W = 450 + 4{,}5\,t$$

se tendrá:

$$1{,}8 = \frac{m}{100 + t} + \frac{dm}{dt}$$

o, lo que es lo mismo:

$$\frac{dm}{dt} + \frac{m}{100+t} = 1{,}8$$

Ecuación diferencial lineal de la forma:

$$\frac{dm}{dt} + P(t)\cdot m = Q(t)$$

siendo:

$$P(t) = \frac{1}{100+t}$$

$$Q(t) = 1{,}8$$

Cuya solución general es:

$$m = e^{-\int P dt}\left[\int Q\, e^{\int P dt}\, dt + C\right]$$

Como

$$\int P dt = \int \frac{1}{100+t}\, dt = \ln(100+t)$$

se tendrá:

$$m = \frac{1}{100+t}\left[\int (1{,}8)(100+t)\, dt + C\right]$$

es decir:

$$m = \frac{1}{100+t}\left(180t + 0{,}9t^2 + C\right)$$

La constante de integración, C, se obtiene aplicando la condición inicial:

$$t = 0 \ [\text{min}] \qquad m = 45 \ [\text{kg}]$$

Es decir:

$$c = 4.500$$

Por tanto, la variación de la cantidad de sal en el tanque vendrá dada por:

$$m = \frac{180t + 0{,}9t^2 + 4.500}{100 + t}$$

y el tiempo necesario para que la cantidad sea de 90 kg:

$$t^2 + 100t - 5.000 = 0$$

De donde:

$$t = \frac{-180 \pm \sqrt{10.000 + 20.000}}{2} = 36{,}6 \text{ min}$$

Al cabo de ese tiempo existirá en el tanque una cantidad de disolución:

$$W = 450 + (4{,}5)(36{,}6) = 614{,}7 \text{ kg}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-73
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	Calleja, problema 11, pg. 128 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

En un tanque perfectamente agitado, que inicialmente contiene 100 kg de agua pura, se prepara una salmuera mezclando 150 kg/h de agua con 30 kg/h de sal. Obtener la variación de la concentración de la salmuera con el tiempo en la corriente de salida, si se extrae un caudal de 120 kg/h. Calcular además:

a) La concentración de la corriente de salida al cabo de 1 hora de iniciarse la alimentación.

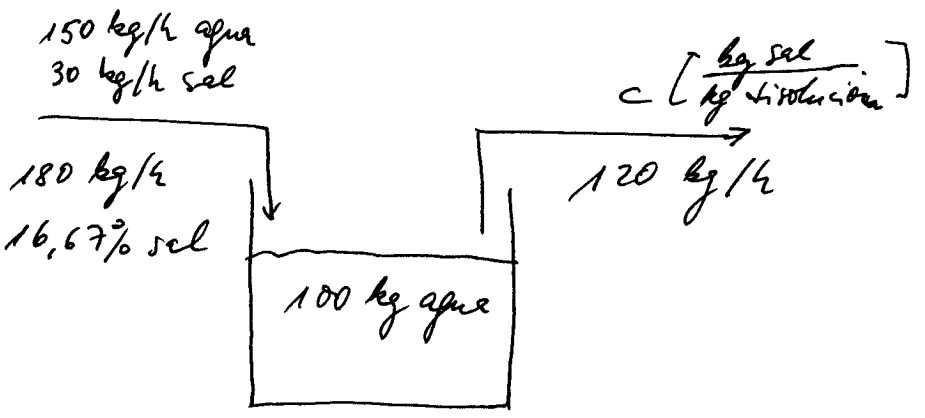
b) La cantidad de disolución (kg) y la cantidad de sal (kg) contenidas en el depósito al cabo de 1 hora.

a.) $C = 0{,}126 \ \frac{\text{kg sal}}{\text{kg disolución}}$

b.) Disolución = 160 kg

Sal = 20,156 kg

Diagrama de flujo:



Cantidad de disolución: W [kg]

Balance total:

Entrada = 180 $\left[\frac{kg}{h}\right]$

Generación = 0 (no hay reacción química)

Salida = 120 $\left[\frac{kg}{h}\right]$

Acumulación = $\frac{dW}{dt}$ $\frac{[kg]}{[h]}$

Por tanto:

$$180 = 120 + \frac{dW}{dt}$$

Separando variables:

$$60\,dt = dW$$

Límites de integración:

$t = 0$ [h] $\quad W = 100$ [kg]

$t = t$ [h] $\quad W = W$ [kg]

Integrando:

$$60\,t = W - 100$$

De donde:

$$W = 100 + 60\,t$$

Balance de sal:

$$\text{Entrada} = 180\left[\frac{kg}{h}\right] \cdot 0{,}1667 = 30\left[\frac{kg}{h}\right]$$

$$\text{Generación} = 0$$

$$\text{Salida} = 120\left[\frac{kg}{h}\right] \cdot C = 120C\left[\frac{kg}{h}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(W[kg] \cdot C\right)\frac{1}{[h]} = \frac{d(W \cdot C)}{dt} \quad \left[\frac{kg}{h}\right]$$

Por tanto:

$$30 = 120\,C + W\frac{dC}{dt} + C\frac{dW}{dt}$$

Teniendo en cuenta:

$$W = 100 + 60t$$

$$\frac{dW}{dt} = 60$$

quedará:

$$30 = 120\,C + (100 + 60t)\frac{dC}{dt} + 60\,C$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{3 - 18C} = \frac{dt}{10 + 6t}$$

Límites de integración:

$t = 0$ [h] $\quad C = 0$ [kg/kg]

$t = t$ [h] $\quad C = C$ [kg/kg]

Integrando:

$$-\frac{1}{18} \ln \frac{3-18C}{3} = \frac{1}{6} \ln \frac{10+6t}{10}$$

De donde:

$$C = \frac{1}{6} - \frac{1}{6(1+0{,}6t)^3} \quad \left[\frac{\text{kg sal}}{\text{kg disolución}}\right]$$

a.) Para $t = 1$ h, aplicando esta ecuación:

$$C = \frac{1}{6} - \frac{1}{6[1+(0{,}6)(1)]^3} = 0{,}126 \left[\frac{\text{kg sal}}{\text{kg disolución}}\right]$$

b.) En el interior del tanque, aplicando el balance total para $t = 1$ h:

$$W = 100 + (60)(1) = 160 \text{ kg disolución}$$

Como, por otra parte, la concentración en el interior del tanque es la misma que la de salida:

$$160 \left[\text{kg disolución}\right] \cdot 0{,}126 \left[\frac{\text{kg sal}}{\text{kg disolución}}\right] = 20{,}156 \text{ kg sal}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-74
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

Un tanque agitado, con una capacidad total de 350 m^3, contiene inicialmente 200 m^3 de una disolución acuosa de una sustancia **A**, cuya concentración es de 5 $kmol/m^3$. Para poder utilizarlo como reactor químico es necesario que la concentración de **A** en el tanque no supere 1 $kmol/m^3$. Para ello se introduce en el tanque, en continuo y con agitación, una corriente de una disolución acuosa con un caudal de 25 m^3/h y concentración de **A** de 0,5 $kmol/m^3$, al mismo tiempo que se extrae una corriente con un caudal de 20 m^3/h. Calcular:

a) El tiempo necesario para alcanzar la concentración límite deseada en el tanque.

b) El volumen total de disolución que se alcanzará al cabo de ese tiempo.

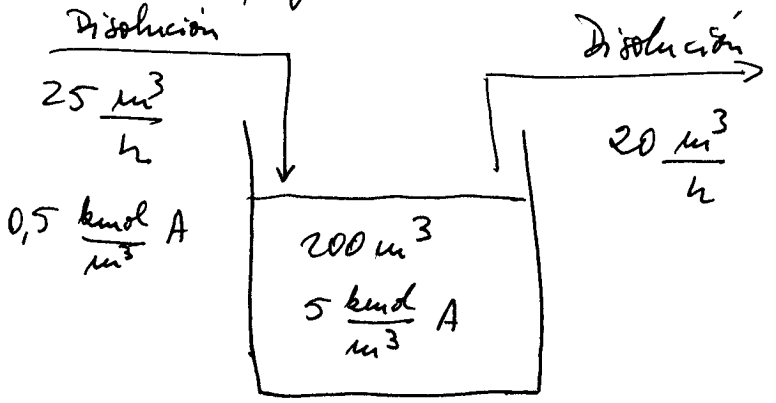
c) El tiempo máximo que debe durar la operación para evitar que rebose el tanque.

a.) $t = 22\ h$

b.) $V = 310\ m^3$

c.) $t = 30\ h$

Diagrama de flujo:



Concentración de A: $C\ [kmol/m^3]$

Volumen de líquido: $V\ [m^3]$

Balance total:

Entrada = 25 $\left[\frac{m^3}{h}\right]$

Generación = 0 (no hay reacción química)

Salida = 20 $\left[\frac{m^3}{h}\right]$

Acumulación = $\frac{dV}{dt}\ \frac{[m^3]}{[h]}$

Por tanto:

$$25 = 20 + \frac{dV}{dt}$$

Separando variables:

$$5\,dt = dV$$

Límites de integración:

$t = 0$ [h] $\quad V = 200$ [m³]

$t = t$ [h] $\quad V = V$ [m³]

Integrando:

$$5t = V - 200$$

De donde:

$$V = 200 + 5t$$

Balance de A:

$$\text{Entrada} = 25\left[\frac{m^3}{h}\right] 0{,}5\left[\frac{kmol}{m^3}\right] = 12{,}5\left[\frac{kmol}{h}\right]$$

$$\text{Generación} = 0$$

$$\text{Salida} = 20\left[\frac{m^3}{h}\right] C\left[\frac{kmol}{m^3}\right] = 20\,C\left[\frac{kmol}{h}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(V[m^3]\, C\left[\frac{kmol}{m^3}\right]\right)\frac{1}{[h]} = \frac{d(VC)}{dt}\left[\frac{kmol}{h}\right]$$

Por tanto:

$$12{,}5 = 20\,C + V\frac{dC}{dt} + C\frac{dV}{dt}$$

Teniendo en cuenta:

$$V = 200 + 5t$$

$$\frac{dV}{dt} = 5$$

Quedará:

$$12{,}5 = 20C + (200 + 5t)\frac{dC}{dt} + 5C$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{2,5-5C} = \frac{dt}{40+t}$$

a.) Límites de integración:

$t = 0$ [h] $\quad C = 5 \left[\frac{kmol}{m^3}\right]$

$t = t$ [h] $\quad C = 1 \left[\frac{kmol}{m^3}\right]$

Integrando:

$$-\frac{1}{5} \ln \frac{2,5-(5)(1)}{2,5-(5)(5)} = \ln \frac{40+t}{40+0}$$

De donde:

$$t = 22 \text{ h}$$

b.) Aplicando el balance total:

$$V = 200 + (5)(22) = 310 \text{ m}^3$$

c.) Aplicando el balance total para $V = 350 \text{ m}^3$ se tendrá:

$$350 = 200 + 5t$$

De donde:

$$t = 30 \text{ h}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-75
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

Una planta de tratamiento de aguas residuales tiene un tanque de almacenamiento con una capacidad de 100.000 m^3. Inicialmente, el tanque está lleno hasta las tres cuartas partes de su volumen con un líquido que contiene 60.000 kg de materia orgánica en suspensión. Se introduce agua en el tanque a razón de 20.000 m^3/h, y el líquido sale a razón de 15.000 m^3/h.

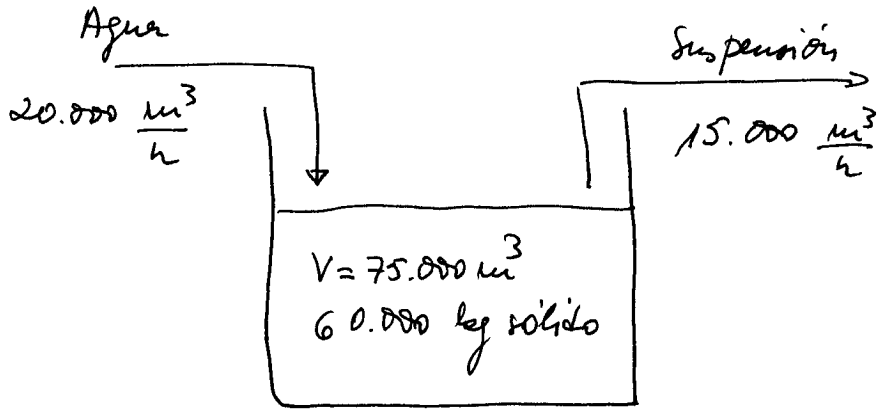
a) Admitiendo que el tanque está perfectamente agitado, ¿cuántos kg de materia en suspensión quedarán en el tanque al cabo de 3 horas?

b) ¿Cuánto tiempo deberá transcurrir hasta que el tanque comience a rebosar?

4.) Materia en suspensión = 149.300 kg

5.) $t = 5h$

Diagrama de flujo:



Cantidad de sólido: m [kg]

Volumen de suspensión: V [m^3]

Balance total:

Entrada = $20.000 \left[\frac{m^3}{h}\right]$

Generación = 0 (no hay reacción química)

Salida = $15.000 \left[\frac{m^3}{h}\right]$

Acumulación = $\frac{dV}{dt}$ $\frac{[m^3]}{[h]}$

Por tanto:

$$20.000 = 15.000 + \frac{dV}{dt}$$

Separando variables:

$$5.000\, dt = dV$$

Límites de integración:

$$t = 0\ [h] \qquad V = 75.000\ [m^3]$$
$$t = t\ [h] \qquad V = V\ [m^3]$$

Integrando:

$$5.000\,t = V - 75.000$$

De donde:

$$V = 75.000 + 5.000\,t$$

Balance de sólidos:

Entrada = 0

Generación = 0

$$\text{Salida} = 15.000\left[\frac{m^3}{h}\right]\cdot\frac{m}{V}\,\frac{[kg\ sólido]}{[m^3]} = 15.000\,\frac{m}{V}\left[\frac{kg\ sólido}{h}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{dm}{dt}\,\frac{[kg\ sólido]}{[h]}$$

Por tanto:

$$0 = 15.000\,\frac{m}{V} + \frac{dm}{dt}$$

Teniendo en cuenta:

$$V = 75.000 + 5.000\,t$$

se tendrá:

$$\frac{15.000\,m}{75.000 + 5.000\,t} + \frac{dm}{dt} = 0$$

o, lo que es lo mismo:

$$\frac{dm}{m} = 5\,\frac{dt}{15+t}$$

a.) Límites de integración:

$t = 0$ [h] $\quad m = 60.000$ [kg]

$t = 3$ [h] $\quad m = m$ [kg]

Integrando:

$$\ln \frac{m}{60.000} = 5 \ln \frac{15+3}{15+0}$$

De donde:

$$m = 149.300 \text{ kg sólido}$$

b.) Aplicando el balance total al volumen del tanque, $V = 100.000\ m^3$:

$$100.000 = 75.000 + 5.000\,t$$

De donde:

$$t = 5 \text{ h}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-76
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

Un tanque contiene inicialmente 20 m^3 de agua y se alimenta con una corriente de 3 m^3/h de salmuera, cuya concentración en sal es de 2 kg/m^3, al mismo tiempo que se de extrae del tanque una corriente de 2 m^3/h. Suponiendo agitación ideal en el tanque, determinar:

a) La concentración de sal en la corriente de salida cuando el volumen en el tanque haya alcanzado 30 m^3.

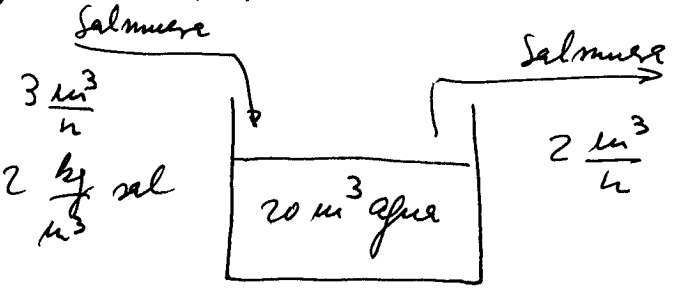
b) Si una vez alcanzado el volumen de 30 m^3 se aumenta el caudal de salida hasta 3 m^3/h, ¿cuánto tiempo tardará, a partir de ese instante, en alcanzarse el régimen estacionario? ¿Cuál será el tiempo necesario para alcanzar el 99% de la concentración de la corriente de alimentación?

a.) $C = 1{,}41\ kg/m^3$

b.) $t_{e.e.} = \infty$

$t_{99\%} = 3{,}38\ h$

a.) Diagrama de flujo:



Concentración de sal: $C\ [kg/m^3]$

Volumen de líquido: $V\ [m^3]$

Balance total:

Entrada $= 3\ \left[\frac{m^3}{h}\right]$

Generación $= 0$ (no hay reacción química)

Salida $= 2\ \left[\frac{m^3}{h}\right]$

Acumulación $= \frac{dV}{dt}\ \frac{[m^3]}{[h]}$

Por tanto:

$$3 = 2 + \frac{dV}{dt}$$

Separando variables:

$$dV = dt$$

Límites de integración:

$t = 0\ [h]$ $\quad V = 20\ [m^3]$

$t = t\ [h]$ $\quad V = V\ [m^3]$

Integrando:

$$V - 20 = t$$

De donde, cuando el volumen ha alcanzado $30\ m^3$:

$$t = 30 - 20 = 10\ h$$

Balance de sal:

$$\text{Entrada} = 3\left[\frac{m^3}{h}\right] \cdot 2\left[\frac{kg}{m^3}\right] = 6\left[\frac{kg}{h}\right]$$

$$\text{Generación} = 0$$

$$\text{Salida} = 2\left[\frac{m^3}{h}\right] \cdot C\left[\frac{kg}{m^3}\right] = 2C\left[\frac{kg}{h}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(V[m^3] \cdot C\left[\frac{kg}{m^3}\right]\right)\frac{1}{[h]} = \frac{d(VC)}{dt}\left[\frac{kg}{h}\right]$$

Por tanto:

$$6 = 2C + V\frac{dC}{dt} + C\frac{dV}{dt}$$

Teniendo en cuenta:

$$V = 20 + t$$

$$\frac{dV}{dt} = 1$$

Quedará:

$$6 = 2C + (20+t)\frac{dC}{dt} + C$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{6 - 3C} = \frac{dt}{20 + t}$$

Límites de integración:

$t = 0\ [h] \quad C = 0\ [kg/m^3]$

$t = 10\ [h] \quad C = C\ [kg/m^3]$

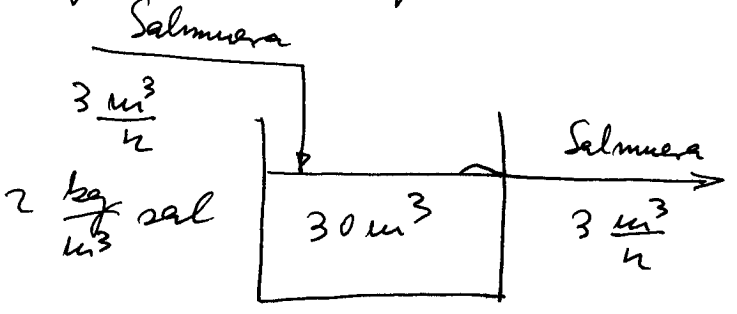
Integrando:

$$-\frac{1}{3} \ln \frac{6-3C}{6-0} = \ln \frac{20+10}{20+0}$$

De donde:

$$C = 1{,}41 \ \frac{kg}{m^3} \ sal$$

b.) Diagrama de flujo:



Balance de sal:

Entrada $= 3\left[\frac{m^3}{h}\right] \cdot 2\left[\frac{kg}{m^3}\right] = 6\left[\frac{kg}{h}\right]$

Generación $= 0$

Salida $= 3\left[\frac{m^3}{h}\right] C\left[\frac{kg}{m^3}\right] = 3C\left[\frac{kg}{h}\right]$

Acumulación $= \frac{d}{dt}\left(30[m^3]\, C\left[\frac{kg}{m^3}\right]\right)\frac{1}{[h]} = \frac{d(30C)}{dt}\left[\frac{kg}{h}\right]$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ03-77
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de materia
Materia	Régimen no estacionario
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 6.5, pg. 456
Notas	

Curso								
Número								

Una disolución de Na_2SO_4 al 15% en peso se carga con un caudal de 12 kg/min a un mezclador que inicialmente contiene 100 kg de una mezcla de Na_2SO_4 y agua en la proporción 50/50. La disolución de salida se descarga con un caudal de 10 kg/min. Suponiendo que la mezcla es perfecta, ¿cuál será la concentración de Na_2SO_4 en el mezclador al cabo de 10 minutos?

$[Na_2SO_4] = 26,7\%$

Por tanto:

$$6 = 3C + 30\frac{dC}{dt}$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{6-3C} = \frac{1}{30}dt$$

Límites de integración:

$t = 0\ [h]$ $\quad C = 1{,}41\ [kg/m^3]$

$t = t\ [h]$ $\quad C = C\ [kg/m^3]$

Integrando:

$$-\frac{1}{3}\ln\frac{6-3C}{6-(3)(1{,}41)} = \frac{1}{3}t$$

De donde:

$$C = 2 - 0{,}59e^{-t}$$

Para que se alcance el régimen estacionario, lo cual, que:

$$C_{salida} = C_{entrada} = 2\ \left[\frac{kg}{m^3}\right]$$

se tendrá que $t \to \infty$

Para alcanzar el 99% de la concentración de la alimentación: $C = (0{,}99)(2) = 1{,}98\ kg/m^3$

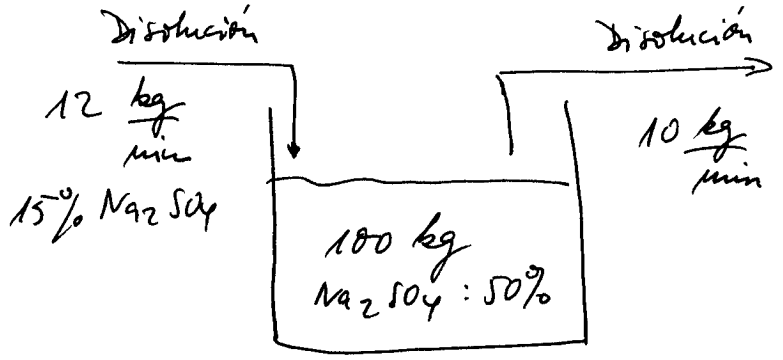
se tendrá:

$$1{,}98 = 2 - 0{,}59e^{-t}$$

De donde:

$$t = 3{,}38\ h$$

Diagrama de flujo:



Concentración de Na_2SO_4 : $C \left[\frac{kg\ Na_2SO_4}{kg\ disolución}\right]$

Cantidad en el tanque : W [kg]

Balance total:

Entrada = $12 \left[\frac{kg}{min}\right]$

Generación = 0 (no hay reacción química)

Salida = $10 \left[\frac{kg}{min}\right]$

Acumulación = $\frac{dW}{dt} \frac{[kg]}{[min]}$

Por tanto:

$$12 = 10 + \frac{dW}{dt}$$

Separando variables:

$$2\,dt = dW$$

Límites de integración:

$t = 0\ [min]$ $\quad W = 100\ [kg]$

$t = t\ [min]$ $\quad W = W\ [kg]$

Integrando:

$$2t = W - 100$$

De donde:

$$W = 100 + 2t$$

Balance de sal:

$$\text{Entrada} = 12\left[\frac{kg}{min}\right] \cdot 0{,}15 = 1{,}8\left[\frac{kg}{min}\right]$$

$$\text{Generación} = 0$$

$$\text{Salida} = 10\left[\frac{kg}{min}\right] \cdot C = 10C\left[\frac{kg}{min}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(W[kg] \cdot C\right)\frac{1}{[min]} = \frac{d(WC)}{dt}\ \left[\frac{kg}{min}\right]$$

Por tanto:

$$1{,}8 = 10C + W\frac{dC}{dt} + C\frac{dW}{dt}$$

Teniendo en cuenta:

$$W = 100 + 2t$$

$$\frac{dW}{dt} = 2$$

Quedará:

$$1{,}8 = 10C + (100+2t)\frac{dC}{dt} + 2C$$

Separando variables:

$$\frac{dC}{1{,}8 - 12C} = \frac{dt}{100+2t}$$

Límites de integración:

$t = 0$ [min] $\quad C = 0{,}50$ [kg/kg]

$t = 10$ [min] $\quad C = C$ [kg/kg]

Integrando:

$$-\frac{1}{12}\ln\frac{18-12C}{18-(12)(0{,}5)} = \frac{1}{2}\ln\frac{100+(2)(10)}{100+(2)(0)}$$

De donde:

$C = 0{,}267 \longrightarrow 26{,}7\%$ Na_2SO_4 en el mezclador.

TEMA 4:

BALANCES DE ENERGÍA

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-01
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico
Referencia	Felder, ejemplo 7.4-2, pg. 333
Notas	

Curso								
Número								

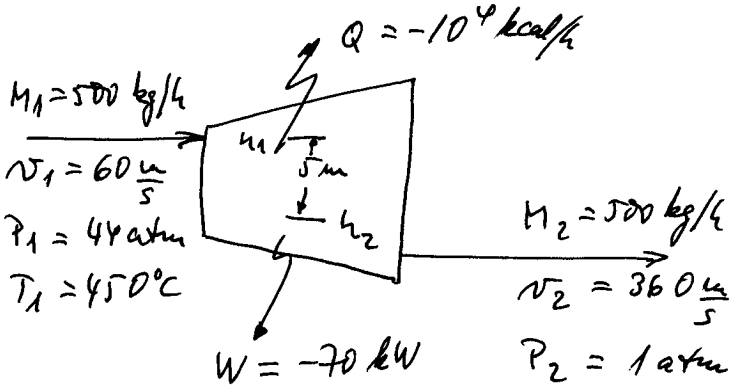
Una turbina funciona con 500 kg/h de vapor. El vapor entra a la turbina a 44 atm y 450 ºC a una velocidad de 60 m/s y sale en un punto 5 m por debajo de la entrada de la turbina a presión atmosférica y a una velocidad de 360 m/s. La turbina produce trabajo externo a una velocidad de 70 kW, y se estima que la pérdida de calor de la turbina es 104 kcal/h.

Calcular el cambio de entalpía específica asociado con el proceso.

Datos:

1 J = 0,24 cal

$$\Delta H = -649.815 \ J/kg$$



$$M = 500 \frac{kg}{h} = 0{,}139 \frac{kg}{s}$$

Balance de energía:

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta H = Q + W \qquad \left[\frac{J}{kg}\right]$$

Se tendrá:

$$\Delta E_c = \frac{1}{2}\left(v_2^2 - v_1^2\right) = \frac{1}{2}\left(360^2 - 60^2\right) = 63.000 \frac{J}{kg}$$

$$\Delta E_p = g\left(h_2 - h_1\right) = (9{,}81)(-5) = -49{,}05 \frac{J}{kg}$$

$$Q = -10^4 \left[\frac{kcal}{h}\right] \frac{1}{0{,}24} \left[\frac{kJ}{kcal}\right] \frac{1}{3600} \left[\frac{h}{s}\right] \cdot 1.000 \left[\frac{J}{kJ}\right] \cdot \frac{1}{0{,}139} \left[\frac{s}{kg}\right] =$$

$$= -83.267 \frac{J}{kg}$$

$$W = -70\,kW = -70.000 \left[\frac{J}{s}\right] \cdot \frac{1}{0{,}139} \left[\frac{s}{kg}\right] = -503.597 \frac{J}{kg}$$

Luego:

$$63.000 - 49{,}05 + \Delta H = -83.267 - 503.597$$

De donde:

$$\Delta H = -649.815 \; J/kg$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-02
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico
Referencia	Felder, ejemplo 7.7-3, pg. 347
Notas	

Curso								
Número								

Desde un recipiente elevado fluye agua a través de un conducto hacia una turbina que se encuentra a un nivel inferior, y sale de la turbina a través de un conducto similar, a la misma velocidad. En un punto a 100 m por encima de la turbina, la presión es de 207 kPa, y en un punto a 3 m por debajo de la turbina, la presión es de 124 kPa.

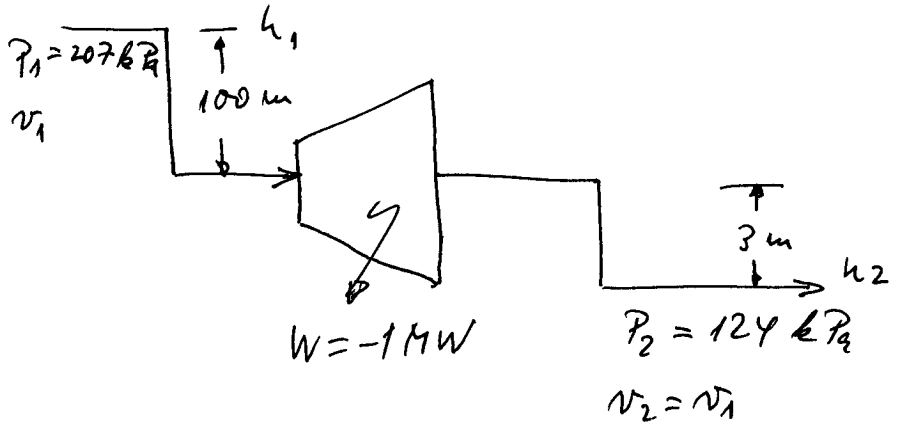
¿Cuál debe ser el caudal másico del agua si la turbina produce 1 MW de potencia y no existen perdidas por fricción?

Datos:

1 Pa = 1 N/m^2

Densidad del agua = 1.000 kg/m^3

$$M = 9{,}15 \ kg/s$$



Balance de energía:

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta U + \Delta\left(\frac{P}{\rho}\right) = Q + W \quad \left[\frac{J}{kg}\right]$$

Como las pérdidas de fricción se representan por:

$$\sum F = \Delta U - Q$$

y se consideran nulas, se tendrá:

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta\left(\frac{P}{\rho}\right) = W$$

siendo los diferentes términos:

$$\Delta E_c = \frac{1}{2}\left(v_2^2 - v_1^2\right) = 0$$

$$\Delta E_p = g\left(h_2 - h_1\right) = (9{,}81)(0 - 103) = -1.010\ \frac{J}{kg}$$

$$\Delta\left(\frac{P}{\rho}\right) = \frac{P_2 - P_1}{\rho} = \frac{124 \cdot 10^3 - 207 \cdot 10^3}{1.000} = -83\ \frac{J}{kg}$$

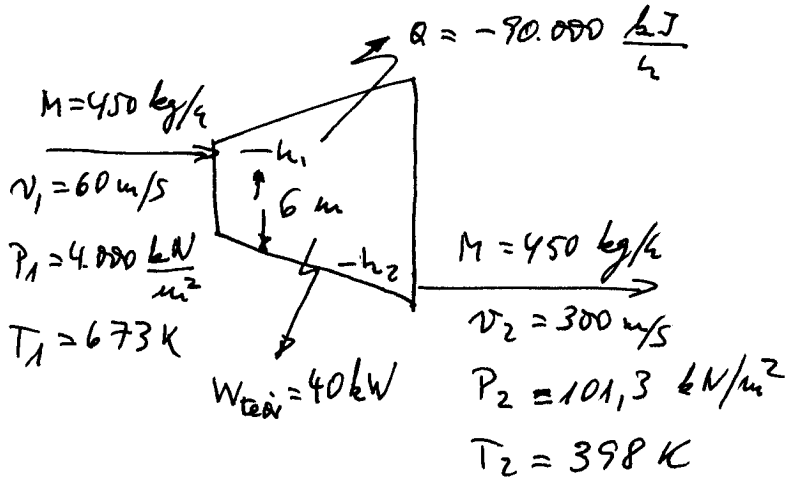
$$W = -1 \cdot 10^6\left[\frac{J}{s}\right] \cdot \frac{1}{M}\left[\frac{s}{kg}\right] = -\frac{10^6}{M}\ \frac{J}{kg}$$

Por tanto:

$$0 - 1010 - 83 = -\frac{10^6}{M}$$

De donde:

$$M = 915\ kg/s$$



$$M = 450 \frac{kg}{h} = 0{,}125 \frac{kg}{s}$$

Balance de energia:

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta U + \Delta\left(\frac{P}{\rho}\right) = Q + W \quad \left[\frac{J}{kg}\right]$$

Se tendrà:

$$\Delta E_c = \frac{1}{2}\left(v_2^2 - v_1^2\right) = \frac{1}{2}\left(300^2 - 60^2\right) = 43.200 \frac{J}{kg}$$

$$\Delta E_p = g\left(h_2 - h_1\right) = (9{,}81)(-6) = -58{,}86 \frac{J}{kg}$$

$$\Delta U = U_2 - U_1 = 2.542 \cdot 10^3 - 2.920 \cdot 10^3 = -378.000 \frac{J}{kg}$$

$$\Delta\left(\frac{P}{\rho}\right) = \frac{P_2}{\rho_2} - \frac{P_1}{\rho_1} = \frac{101{,}3 \cdot 10^3}{0{,}55} - \frac{4.000 \cdot 10^3}{13{,}6} = -109.936 \frac{J}{kg}$$

$$Q = -90.000 \left[\frac{kJ}{h}\right] \cdot \frac{1}{3600}\left[\frac{h}{s}\right] \cdot \frac{1}{0{,}125}\left[\frac{s}{kg}\right] \cdot 1.000 \left[\frac{J}{kJ}\right] =$$

$$= -200.000 \frac{J}{kg}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-03
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico
Referencia	Calleja, ejemplo 7.2, pg. 136
Notas	

Curso								
Número								

Considérese una turbina de vapor que funciona con vapor de agua que incide sobre la misma con una velocidad de 60 m/s, a una presión de 4.000 kN/m^2 y 673 K. El vapor sale de ella con un desnivel de 6 m respecto a la entrada, a presión atmosférica (101,3 kN/m^2) y a una temperatura de 398 K, con una velocidad de 300 m/s.

Sabiendo que la turbina se ha diseñado para producir una potencia teórica de 40 kW con un caudal másico de vapor de 450 kg/h y que las pérdidas totales producidas durante su funcionamiento en régimen estacionario son de 90.000 kJ/h, calcular el rendimiento de la turbina.

Datos:

A partir de las tablas termodinámicas del vapor de agua puede obtenerse:

P [kN/m^2]	T [K]	U [kJ/kg]	ρ [kg/m^3]
4.000	673	2.920	13,6
101,3	398	2.542	0,55

$$\eta = 76,5\%$$

Luego:

$$43.200 - 58,86 - 378.000 - 109.936 = -200.000 + W$$

De donde:

$$W = -244.795 \ \frac{J}{kg}$$

o bien:

$$W = -244,795\left[\frac{kJ}{kg}\right] \cdot 0,125\left[\frac{kg}{s}\right] = -30,6 \ kW$$

El rendimiento será, pues:

$$\eta = \frac{-30,6}{-40} \cdot 100 = 76,5\%$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-04
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 5.15, pg. 432 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

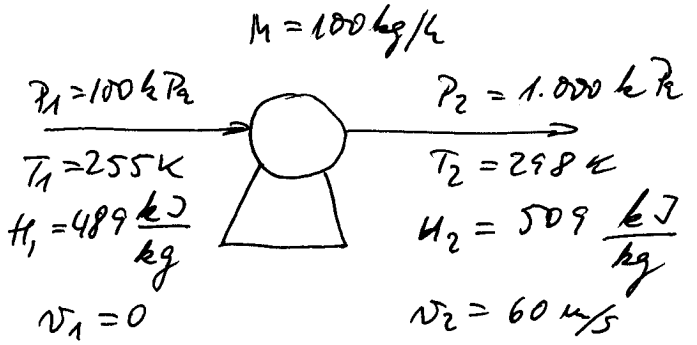
Se está comprimiendo aire de 100 kPa y 255 K (estado en el que tiene una entalpía de 489 kJ/kg) a 1.000 kPa y 278 K (estado en el que tiene una entalpía de 509 kJ/kg). La velocidad de salida del aire del compresor es de 60 m/s, mientras que la de la entrada se considera despreciable.

¿Qué potencia en kW debe tener el compresor si la carga es de 100 kg/h de aire y el sistema es eminentemente adiabático?

Datos:

1 Pa = 1 N/m^2

$W = 0{,}61\ kW$



$$M = 100 \frac{kg}{h} = 0{,}028 \frac{kg}{s}$$

Balance de energía:

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta H = Q + W \qquad \left[\frac{J}{kg}\right]$$

Se tendrá:

$$\Delta E_c = \frac{1}{2}\left(v_2^2 - v_1^2\right) = \frac{1}{2}\left(60^2 - 0\right) = 1.800 \frac{J}{kg}$$

$$\Delta E_p = g\left(h_2 - h_1\right) = 0 \quad \text{(no hay diferencia de altura)}$$

$$\Delta H = H_2 - H_1 = 509 \cdot 10^3 - 489 \cdot 10^3 = 20.000 \frac{J}{kg}$$

$$Q = 0$$

Luego:

$$1800 + 0 + 20.000 = 0 + W$$

De donde:

$$W = 21.800 \ J/kg$$

O bien:

$$W = 21.800 \left[\frac{J}{kg}\right] \cdot 0{,}028 \left[\frac{kg}{s}\right] = 610 \frac{J}{s} = 0{,}61 \ kW$$

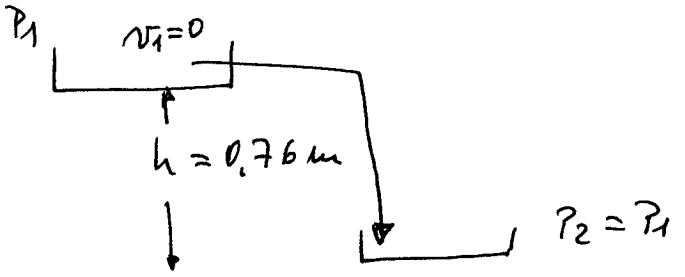
Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-05
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico
Referencia	Felder, ejemplo 7.7-2, pg. 346
Notas	

Curso								
Número								

Se desea vaciar gasolina (ρ = 801 kg/m^3) desde un tanque elevado. La diferencia de altura entre el depósito y la salida es de 76 cm y la operación se realiza mediante una manguera de 0,635 cm de diámetro interno, en cuyo interior se produce una pérdida por fricción de 2,368 J/kg.

Calcular cuánto tiempo llevaría drenar 20 litros, sin tomar en cuenta el cambio en el nivel del líquido durante este proceso, y suponiendo que tanto la superficie del líquido del tanque como la salida de la manguera están a 1 atm.

$t = 3{,}3\ \text{min}$



Balance de energía:

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta U + \Delta\left(\frac{P}{\rho}\right) = Q + W \quad \left[\frac{J}{kg}\right]$$

Como las pérdidas por fricción se representan por:

$$\sum F = \Delta U - Q$$

quedará:

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta\left(\frac{P}{\rho}\right) + \sum F = W$$

Como la presión a la misma en ambos puntos y no hay máquina:

$$\Delta\left(\frac{P}{\rho}\right) = 0$$

$$W = 0$$

Los términos restantes tendrán el valor:

$$\Delta E_c = \frac{1}{2}\left(v_2^2 - v_1^2\right) = \frac{1}{2} v_2^2 \quad \frac{J}{kg}$$

$$\Delta E_p = g\left(h_2 - h_1\right) = (9,81)(0-76) = -7,456 \quad \frac{J}{kg}$$

$$\sum F = 2,368 \ \frac{J}{kg}$$

Por tanto:

$$\frac{1}{2}v_2^2 - 7{,}456 + 2{,}368 = 0$$

De donde:

$$v_2 = 3{,}19 \ \frac{m}{s}$$

El caudal a través del tubo de

$$D_i = 0{,}635 \cdot 10^{-2} \ m$$

será:

$$Q\left[\frac{m^3}{s}\right] = v_2\left[\frac{m}{s}\right] \cdot \frac{\pi}{4} D^2\left[m^2\right] =$$

$$= \frac{(3{,}19)(0{,}635 \cdot 10^{-2})^2 \cdot \pi}{4} = 1{,}01 \cdot 10^{-4} \ m^3/s$$

Así pues, el tiempo que se tardará en vaciar los:

$$V = 20 \ l = 20 \cdot 10^{-3} \ m^3$$

será:

$$t = \frac{V[m^3]}{Q\left[\frac{m^3}{s}\right]} = \frac{20 \cdot 10^{-3}}{1{,}01 \cdot 10^{-4}} = 198 \ s = 3{,}3 \ min$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-06
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 5.16, pg. 433
Notas	

Curso								
Número								

Se bombea agua desde el fondo de un pozo de 4,57 m de profundidad a razón de 757 l/h para introducirla en un tanque con respiradero situado 50,3 m por encima del suelo, con objeto de mantener constante el nivel de agua en el tanque. Para evitar que el agua se congele, un pequeño calentador introduce 31,5 MJ/h en el agua durante su transferencia desde el pozo hasta el tanque de almacenamiento. Se pierde calor del sistema a una velocidad constante de 26,25 MJ/h.

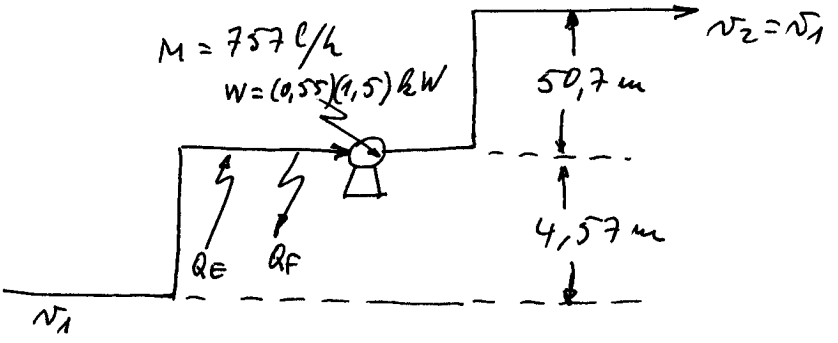
Se usa una bomba de 1,5 kW para elevar el agua. Cerca del 55% de la potencia especificado se invierte en el trabajo de bombear, y el resto se disipa como calor hacia la atmósfera. Se considera también que la velocidad del fluido es la misma en toda la conducción.

¿Qué temperatura tiene al agua al entrar en el tanque de almacenamiento, suponiendo que el agua del pozo está a 1,7 ºC?

Datos:

El calor específico del agua puede considerarse constante e igual a 4,2 kJ/(kg·ºC) y su densidad igual a 1.000 kg/m^3.

$T = 4,16\,°C$



$$M = 757\ \frac{l}{h} = 2{,}1 \cdot 10^{-4}\left[\frac{m^3}{s}\right] \cdot 1000\left[\frac{kg}{m^3}\right] = 0{,}21\ \frac{kg}{s}$$

Balance de energía:

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta H = Q + W \qquad \left[\frac{J}{kg}\right]$$

Se tendrá:

$$\Delta E_c = \frac{1}{2}\left(v_2^2 - v_1^2\right) = 0 \quad \text{(velocidad constante)}$$

$$\Delta E_p = g\left(h_2 - h_1\right) = (9{,}81)(50{,}7 + 4{,}57) = 542{,}2\ \frac{J}{kg}$$

$$Q = Q_C - Q_F = (31{,}5 - 26{,}5)\,10^6\left[\frac{J}{h}\right] \cdot \frac{1}{3600}\left[\frac{h}{s}\right] \cdot \frac{1}{0{,}21}\left[\frac{s}{kg}\right] =$$

$$= 6.944\ \frac{J}{kg}$$

$$W = (0{,}55)(1{,}5)(10^3)\left[\frac{J}{s}\right] \frac{1}{0{,}21}\left[\frac{s}{kg}\right] = 3.929\ \frac{J}{kg}$$

Luego:

$$0 + 542{,}2 + \Delta H = 6.944 + 3.929$$

De donde:

$$\Delta H = 10.331\ J/kg$$

Esta diferencia de entalpía es la que ha producido el cambio de temperatura en el agua, es decir:

$$\Delta H \left[\frac{J}{kg}\right] = q_p \, (T_2 - T_1)$$

o bien:

$$10.331 = (4.200)(T_2 - 1{,}7)$$

De donde:

$$T_2 = 4{,}16\ ^\circ C$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-07
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico
Referencia	Calleja, ejemplo 7.1, pg. 134 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

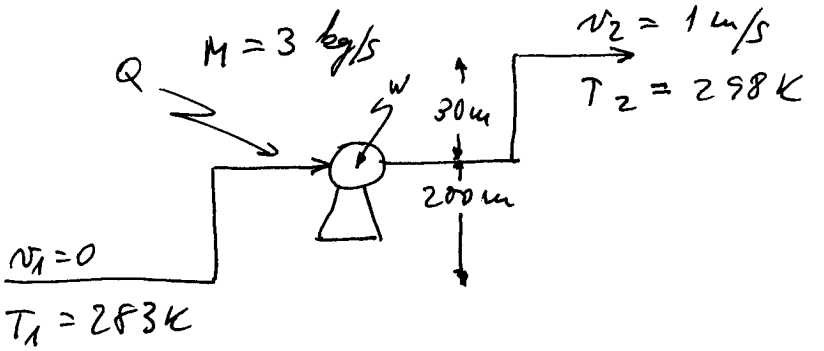
Se bombea agua de un pozo, con una profundidad de 200 m, hasta un tanque de almacenamiento situado 30 m por encima del nivel del suelo, con un caudal de 3 kg/s. El agua, que está en reposo en el pozo, llega al tanque con una velocidad de 1 m/s. Asimismo, el agua sale del pozo a 283 K y la temperatura ambiente es de 298 K.

Calcular la potencia teórica de la bomba.

Datos:

Capacidad calorífica del agua: 4,2 kJ/(kg·ºC)

$$W = 6{,}77 \text{ kW}$$



Balance de energía:

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta H = Q + W$$

Se tendrá:

$$\Delta E_c = \frac{1}{2}\left(v_2^2 - v_1^2\right) = \frac{1}{2}\left(1^2 - 0\right) = 0{,}5 \ \frac{J}{kg}$$

$$\Delta E_p = g\left(z_2 - z_1\right) = (9{,}81)(30+200) = 2.256{,}3 \ \frac{J}{kg}$$

$$\Delta H = c_p\left(T_2 - T_1\right) = (4{,}2)(298-283) = 63 \ \frac{J}{kg}$$

$$Q = \Delta H = 63 \ \frac{J}{kg}$$

Obsérvese que el aumento de la entalpía del agua se debe al calor que aporta al sistema el medio circundante.

Luego: $0{,}5 + 2.256{,}3 + 63 = 63 + W$

De donde: $W = 2.256{,}8 \ \frac{J}{kg}$

o bien:

$$W = 2.256{,}8\left[\frac{J}{kg}\right] \cdot 3\left[\frac{kg}{s}\right] = 6.770 \ \frac{J}{s} = 6{,}77 \ kW$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-08
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico (entalpía)
Referencia	Felder, ejemplo 8.3-5, pg. 386
Notas	

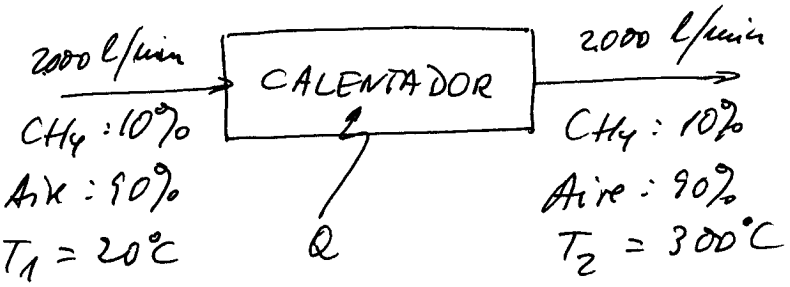
Curso								
Número								

Se desea calentar desde 20 ºC hasta 300 ºC un flujo que contiene 10% en volumen de metano y 90% en volumen de aire. Calcular la velocidad de entrada de calor requerida (en kilowatios), si la velocidad de flujo del gas es 2.000 l/min (en CN). Datos:

Para el intervalo de temperaturas considerado, se pueden tomar los siguientes calores específicos medios:

Gas	C_p [J/(mol·ºC)]
Metano	43,18
Aire	29,38

$$Q = 12{,}8\ kW$$



Caudal molar:

En condiciones normales ($T = 273\ K$; $P = 1\ atm$)

$$1\ mol = 22{,}4\ l$$

Por tanto:

$$M = 2.000\left[\frac{l}{min}\right]\cdot\frac{1}{22{,}4}\left[\frac{mol}{l}\right]\cdot\frac{1}{60}\left[\frac{min}{s}\right] = 1{,}488\ \frac{mol}{s}$$

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

$$H_2 - H_1 = Q$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas

Presión: La del sistema

Temperatura: 20°C

$$H_1 = \left(\Sigma x_i C_{pi}\right)\left(T_1 - T_{ref}\right) = 0$$

$$H_2 = \left(\Sigma x_i C_{pi}\right)\left(T_2 - T_{ref}\right) =$$

$$= \left[(0{,}10)(43{,}18) + (0{,}90)(29{,}38)\right](300 - 20) = 8.613\ \frac{J}{mol}$$

o sea:

$$H_2 = 8.613\left[\frac{J}{mol}\right] \cdot 1,488\left[\frac{mol}{s}\right] = 12.816\ \frac{J}{s} = 12,8\ kW$$

Por tanto:

$$Q = 12,8 - 0 = 12,8\ kW$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-09
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico (entalpía)
Referencia	Valiente
Notas	F. Díaz

Curso								
Número								

Se tiene un gas cuya composición en volumen es: N_2, 70%; CO_2, 20%, H_2O, 10%. Dicho gas se encuentra a 700 ºC y entra en un cambiador de calor con un caudal de 100 kg/h. ¿Qué cantidad de calor (kcal/h) se deberá eliminar en el cambiador si se desea que salga la corriente gaseosa a 25ºC?

Datos:

En las condiciones indicadas, el vapor de agua pasa al estado líquido.

El calor latente de condensación del vapor de agua a 25 ºC es 10,497 kcal/kmol.

Para el intervalo de temperaturas considerado se pueden tomar los siguientes calores específicos medios:

Gas	C_p [kcal/(kmol·ºC)]
N_2	7,298
CO_2	11,303
H_2O	8,816

$$Q = -18.400 \text{ kcal/h}$$

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

$$H_2 - H_1 = Q$$

Estado de referencia:

Agregación: la del compuesto a 25°C
Presión: la del sistema
Temperatura: 25°C

$$H_1 = (\Sigma x_i C_{pi})(T_1 - T_{ref}) =$$

$$= [(0,70)(7,298) + (0,20)(11,303) + (0,10)(8,816)](700 - 25) =$$

$$= 5.569 \ \frac{kcal}{kmol}$$

$$H_2 = (\Sigma x_i C_{pi})(T_2 - T_{ref}) + \lambda_i$$

$$= (\Sigma x_i C_{pi})(25 - 25) + 10,497 = 10,497 \ \frac{kcal}{kmol}$$

Por tanto:

$$10{,}497 - 5.569 = Q$$

De donde:

$$Q = -5.559 \ \frac{kcal}{kmol}$$

El flujo de calor se obtendrá a partir del caudal másico:

$$M = 100\left[\frac{kg}{h}\right] \frac{1}{(0{,}70)(28)+(0{,}20)(44)+(0{,}10)(18)}\left[\frac{kmol}{kg}\right] = 3{,}31 \ \frac{kmol}{h}$$

Es decir:

$$Q = -5.559\left[\frac{kcal}{kmol}\right] \cdot 3{,}31\left[\frac{kmol}{h}\right] = -18.400 \ \frac{kcal}{h}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-10
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico (entalpía)
Referencia	Jarabo QT-1, ejemplo
Notas	

Curso								
Número								

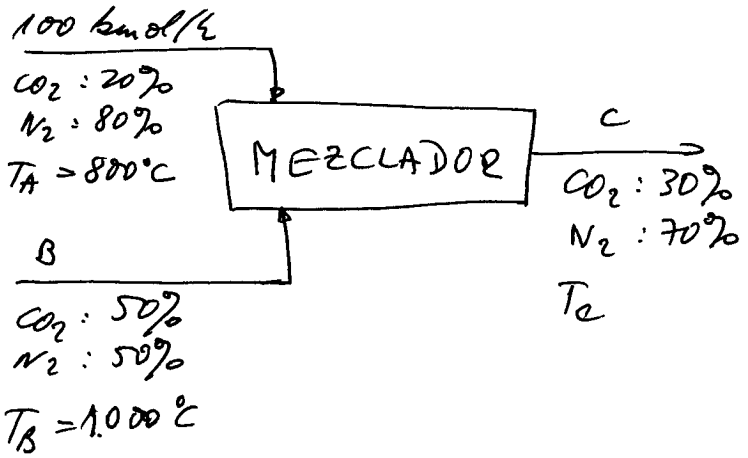
Se mezcla adiabáticamente una corriente de 100 kmolh de un gas que contiene 20% de CO_2 y 80% de N_2, a una temperatura de 800 ºC, con otra corriente que contiene 50% de CO_2, 50% de N_2 y se encuentra a 100 ºC. La corriente resultante tiene una composición de 30% de CO_2 y 70% de N_2. ¿Cuál será su temperatura?

Datos:

Calores específicos medios:

Gas	C_p [kcal/(kmol·ºC)]
CO_2	12,0
N_2	7,5

$T = 873{,}45\ ^{\circ}C$



Balance de materia:

Balance de CO_2:

$$(100)(0{,}20) + B(0{,}50) = C(0{,}30)$$

Balance de N_2:

$$(100)(0{,}80) + B(0{,}50) = C(0{,}70)$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$20 + 0{,}5\,B = 0{,}3\,C$$

$$80 + 0{,}5\,B = 0{,}7\,C$$

Se obtiene:

$$B = 50 \text{ kmol/h}$$

$$C = 150 \text{ kmol/h}$$

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

Como el sistema es adiabático, $Q = 0$ y, por tanto:

$$\Delta H = 0$$

$$H_1 = H_2$$

o bien, teniendo en cuenta la relación entre las corrientes:

$$H_A + 0,5\, H_B = 1,5\, H_C \quad [kcal]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas
Presión: la del sistema
Temperatura: 800 °C (corriente A)

$$H_A = (\Sigma x_i C_{pi})(T_A - T_{ref}) = 0$$

$$H_B = (\Sigma x_i C_{pi})(T_B - T_{ref}) =$$

$$= [(0,50)(12) + (0,50)(7,5)](1.000 - 800) = 1.950 \ \frac{kcal}{kmol}$$

$$H_C = (\Sigma x_i C_{pi})(T_C - T_{ref}) =$$

$$= [(0,30)(12) + (0,70)(7,5)](T - 800) = 8,85(T - 800) \ \frac{kcal}{kmol}$$

Por tanto:

$$0 + (0,5)(1950) = (1,5)(8,85)(T - 800)$$

De donde:

$$T = 873,45\ ^\circ C$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-11
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico (entalpía)
Referencia	Jarabo QT-1, problema 16
Notas	

Curso								
Número								

Se tiene un recinto adiabático en el cual penetra una corriente de gas **A** a 80 ºC, cuya composición es 11% de CO_2, 1% de H_2O y 88% de N_2, y otra **B** a 120 ºC, que contiene los mismos gases, pero cuya composición es desconocida. Si el gas de mezcla contiene 17% de CO_2, 7% de H_2O y 76% de N_2, determinar la composición de **B** y la temperatura del gas de mezcla en el supuesto de que penetren 2 mol de **B** por cada mol de **A**.

Datos:

Calores específicos medios:

Gas	C_p [kcal/(kmol·ºC)]
CO_2	12,0
H_2O	9,4
N_2	7,5

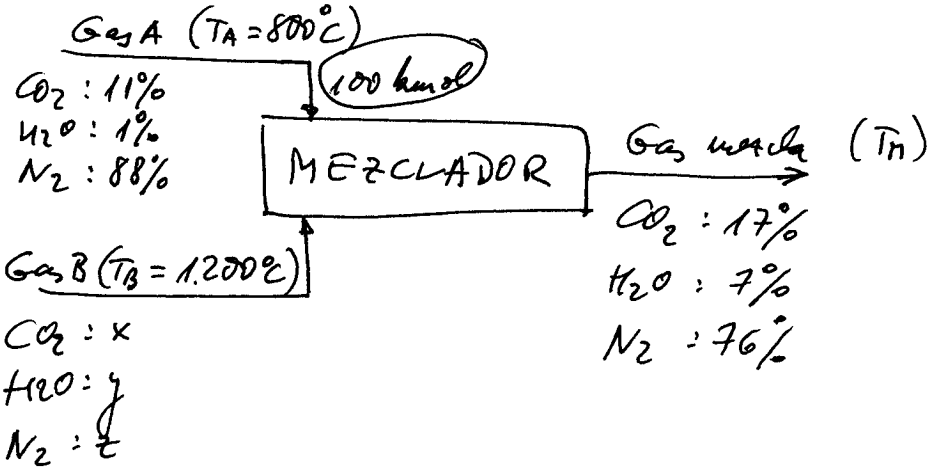
Composición de B (fracción molar):

$CO_2 = 0,20$

$H_2O = 0,10$

$N_2 = 0,70$

$T_{mezcla} = 1.072,76\ ^{\circ}C$



Base de cálculo: 100 kmol de A

Balance total ($A/B = 1/2$):

$$100 + 200 = M$$

de donde:

$$M = 300 \text{ kmol}$$

Balance de CO_2:

$$(0{,}11)(100) + x(200) = (0{,}17)(300)$$

de donde:

$$x = B_{CO_2} = 0{,}20$$

Balance de H_2O:

$$(0{,}01)(100) + y(200) = (0{,}07)(300)$$

de donde:

$$y = B_{H_2O} = 0{,}10$$

Balance de N_2:

$$z = B_{N_2} = 1 - (0{,}20 + 0{,}10) = 0{,}70$$

Como se trata de cantidades relativas, no influye la base de cálculo.

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

Como el sistema es adiabático, $Q = 0$, por tanto:

$$\Delta H = 0$$

$$H_1 = H_2$$

o bien, teniendo en cuenta la relación entre las corrientes:

$$H_A + 2H_B = 3H_M \qquad [kcal]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas
Presión: la del sistema
Temperatura: 800°C (corriente A)

$$H_A = \left(\sum x_i C_{pi}\right)(T_A - T_{ref}) = 0$$

$$H_B = \left(\sum x_i C_{pi}\right)(T_B - T_{ref}) =$$

$$= \left[(0{,}20)(12) + (0{,}10)(9{,}4) + (0{,}70)(7{,}5)\right](1.200 - 800) = 3.436 \ \frac{kcal}{kmol}$$

$$H_M = \left(\sum x_i C_{pi}\right)(T_M - T_{ref}) =$$

$$= \left[(0{,}17)(12) + (0{,}07)(9{,}4) + (0{,}76)(7{,}5)\right](1.200 - 800) =$$

$$= 8{,}398\,(T_M - 800) \ \frac{kcal}{kmol}$$

Por tanto:

$$0 + (2)(3.436) = (3)(8,358)(T_H - 800)$$

De donde:

$$T_H = 1.072,76\ ^\circ C$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-12
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico (entalpía)
Referencia	Calleja, ejemplo 7.7, pg. 147
Notas	

Curso								
Número								

Considérese la destilación súbita de una mezcla líquida que se expande hasta la presión atmosférica y 360 K, en una cámara adiabática. El alimento líquido, constituido por una mezcla de benceno y tolueno con un 70% en moles del primero, fruto de la expansión, se desdobla en una corriente de vapor (60%), con una fracción molar de benceno del 76%, y otra corriente líquida (40%) ambas en equilibrio.

Calcúlese la temperatura del alimento.

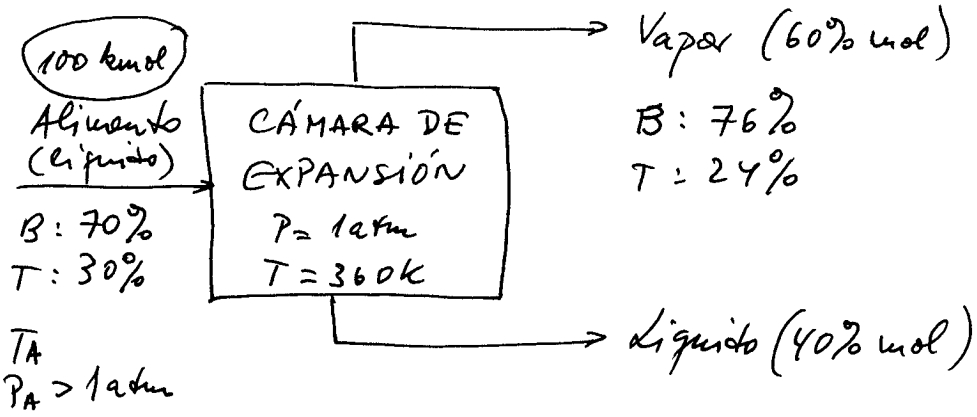
Datos:

Pesos moleculares (kg/kmol): Benceno, 78; tolueno, 92.

Datos termodinámicos a presión atmosférica:

	T_b [K]	λ [kJ/kg]	C_p [kJ/(kg·K]	
			Líquido	Vapor
Benceno	353,1	394,0	1,758	1,298
Tolueno	383,6	363,4	1,842	1,423

$T = 488,4\ K$



Balance de benceno (100 kmol de alimento):

$$(0,70)(100) = (0,60)(100)(0,76) + (0,40)(100)x$$

De donde:

$$x = 0,61$$

61% B en el líquido
39% T en el líquido

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

Como el sistema es adiabático, $Q = 0$ y, por tanto:

$$\Delta H = 0$$

$$H_1 = H_2$$

O bien:

$$H_{ALIMENTO} = 0,6\ H_{VAPOR} + 0,4\ h_{LIQUIDO} \quad [kJ]$$

Estado de referencia:

Agregación: Líquido
Presión: 1 atm
Temperatura: 273 K

$$h_A = (\Sigma x_i M_i C_{pi})(T_A - T_{ref}) =$$
$$= [(0,70)(78)(1,758) + (0,30)(92)(1,842)](T_A - 273) =$$
$$= 146,8\,(T_A - 273) \quad \frac{kJ}{mol}$$

$$H_V = (\Sigma x_i M_i)\left[C_{piL}(T_b - T_{ref}) + \lambda_i + C_{piV}(T - T_b)\right] =$$
$$= (0,76)(78)\left[(1,758)(353,1 - 273) + 394,0 + (1,298)(360 - 353,1)\right] +$$
$$+ (0,24)(92)\left[(1,842)(383 - 273) + 363,4 + (1,423)(360 - 383,6)\right] =$$
$$= 44.014 \quad \frac{kJ}{mol}$$

$$h_L = (\Sigma x_i M_i C_{pi})(T - T_{ref}) =$$
$$= [(0,61)(78)(1,758) + (0,39)(92)(1,842)](360 - 273) =$$
$$= 13.027 \quad \frac{kJ}{mol}$$

Por tanto:

$$146,8\,(T_A - 273) = (0,6)(44.014) + (0,4)(13.027)$$

De donde:

$$T_A = 488,4 \text{ K}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-13
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico (entalpía)
Referencia	Earle, ejemplo 2.11, pg. 18
Notas	F. Díaz

Curso								
Número								

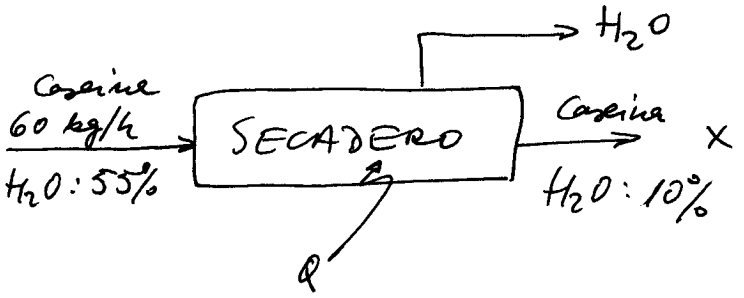
Para reducir el contenido en agua de una muestra de caseína se utiliza un secadero que consume 4 Nm^3/h de gas natural que tiene un poder calorífico de 800 kJ/mol. La caseína húmeda entra en el secadero a razón de 60 kg/h con un 55 % de humedad y sale del mismo con una humedad del 10%.

Calcular la eficacia térmica del secadero, definida como el calor necesario respecto al calor aportado.

Datos:

El calor latente de vaporización del agua en las condiciones del secadero es de 2.257 kJ/kg.

$$\eta = 47{,}3\,\%$$



Balance de caseína:

$$(60)(1-0,55) = X(1-0,10)$$

De donde:

$$X = 30 \ kg/h$$

Balance total:

$$60 = 30 + [H_2O]$$

De donde:

$$[H_2O] = 30 \frac{kg}{h} = 8,3 \cdot 10^{-3} \frac{kg}{s}$$

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

Tomando como referencia las condiciones de presión y temperatura del secadero (aunque no se especifiquen) el cambio entálpico se limita a un cambio de estado del agua, es decir:

$$\Delta H = 2.257 \ \frac{kJ}{kg}$$

o bien, el calor necesario será:

$$Q_N = \Delta H = 2.257\left[\frac{kJ}{kg}\right] \cdot 8{,}3 \cdot 10^{-3}\left[\frac{kg}{s}\right] = 18{,}81 \ kW$$

Por otra parte, el calor que aporta el gas natural será, considerándolo como gas ideal:

$$n = \frac{PV}{RT} \qquad \left[R = 0{,}082 \ \frac{atm \cdot m^3}{kmol \cdot K}\right]$$

en las condiciones (normales):

$P = 1 \ atm$

$T = 273 \ K$

se tendrá:

$$n = \frac{(1)(4)}{(0{,}082)(273)} = 0{,}179 \ \frac{kmol}{h} = 0{,}05 \ \frac{mol}{s}$$

El calor aportado será, pues:

$$Q_A = 0{,}05\left[\frac{mol}{s}\right] \cdot 800\left[\frac{kJ}{mol}\right] = 39{,}78 \ kW$$

El rendimiento será, así:

$$\eta = \frac{Q_N}{Q_A} \cdot 100 = \frac{18{,}81}{39{,}78} 100 = 47{,}3\%$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-14
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico (entalpía)
Referencia	Felder, ejemplo 8.3d, pg. 384
Notas	

Curso								
Número								

Un caudal de 100 mol/h de un gas, que contiene el 60% en mol de metano y 40% en mol de agua a 350 ºC, pasa a través de un cambiador de calor y se enfría a 120 ºC. Asimismo entra n10 mol/h de agua al cambiador de calor como un líquido frío a 25 ºC y salen como vapor saturado a 1 atm

Determinar las pérdidas de calor en el cambiador de calor.

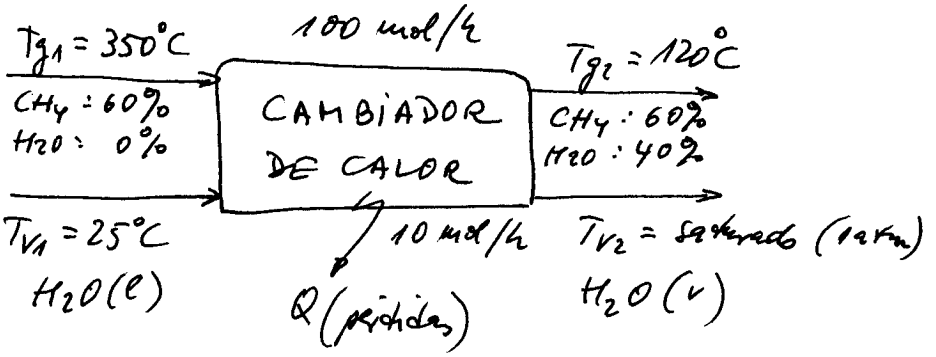
Datos:

La entalpía del agua líquida a 25ºC y 1 atm es de 105 kJ/kg y la del vapor saturado a 1 atm es de 2.676 kJ/kg, ambas respecto al agua líquida a 0ºC.

Para el intervalo de temperaturas considerado se pueden usar los siguientes calores específicos medios:

Gas	C_p [kcal/(kmol·ºC)]
CH_4	11,60
H_2O	8,82

$$Q = 61,67\ W$$



Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

$$H_2 - H_1 = Q$$

De la corriente de agua se conocen directamente las entalpías referidas a 0°C. Por tanto, para calcular las entalpías de la corriente de gas se utilizará esta referencia.

$$[H_1]_{gas} = (\Sigma x_i C_{pi})(T_1 - T_{ref}) =$$

$$= [(0,60)(11,60) + (0,40)(8,82)](350 - 0) = 3.671 \ \frac{kJ}{kmol}$$

$$[H_1]_{agua} = 105\left[\frac{kJ}{kg}\right] 18\left[\frac{kg}{kmol}\right] = 1.890 \ \frac{kJ}{kmol}$$

o bien:

$$H_1 = (3.671)(100 \cdot 10^{-3}) + (1.890)(10 \cdot 10^{-3}) = 386 \ \frac{kJ}{h}$$

$$[H_2]_{gas} = (\Sigma x_i \cdot C_{pi})(T_2 - T_{ref}) =$$

$$= [(0{,}60)(11{,}60) + (0{,}40)(8{,}82)](120 - 0) = 1.259 \ \frac{kJ}{kmol}$$

$$[H_2]_{agua} = 2.676 \left[\frac{kJ}{kg}\right] \cdot 18 \left[\frac{kg}{kmol}\right] = 48.168 \ \frac{kJ}{kmol}$$

o bien:

$$H_2 = (1.259)(100 \cdot 10^{-3}) + (48.168)(10 \cdot 10^{-3}) = 608 \ \frac{kJ}{h}$$

Por tanto, las pérdidas de calor serán:

$$Q = 608 - 386 = 222 \ \frac{kJ}{h} = 61{,}67 \ W$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-15
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico (entalpía)
Referencia	Felder, ejemplo 8.3-6, pg. 388 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

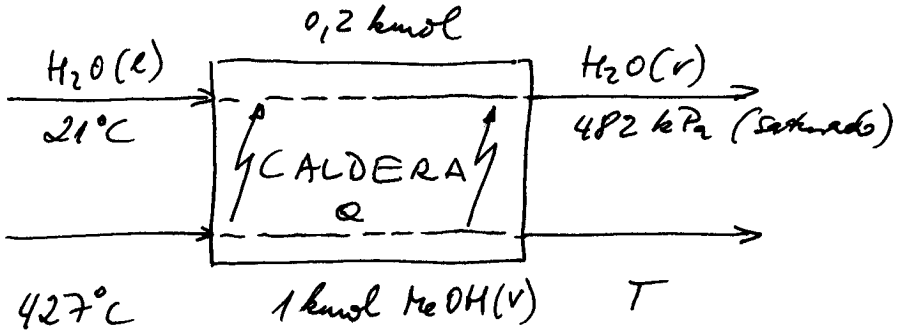
De una unidad de síntesis sale vapor de metanol a una temperatura de 427 ºC y pasa a través de una caldera de calor excedente en la que se enfría; en este proceso se genera vapor saturado a 482 kPa. La alimentación de agua a la caldera entra a 21 ºC y 482 kPa. Si el cociente entre la alimentación molar del agua y el metanol es 0,2, y se supone que la caldera opera adiabáticamente, ¿cuál es la temperatura de salida del metanol?

Datos:

La capacidad calorífica media del vapor de metanol en el intervalo de temperaturas considerado es 67,2 kJ/(kmol·ºC)

La entalpía del agua líquida a 21 ºC es 88,5 kJ/kg y la del vapor saturado a 482 kPa es de 2.745 kJ/kg, ambas respecto al agua líquida a 0 ºC.

$T = 284{,}8\ ^{\circ}C$



Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

$$H_2 - H_1 = Q$$

Aplicando el balance a la corriente de agua, como H_1 y H_2 poseen ambas la misma referencia:

$$Q = H_2 - H_1 = 2.745 - 88,5 = 2.656,5 \ \frac{kJ}{kg}$$

o bien:

$$Q = 2.656,5 \left[\frac{kJ}{kg}\right] \cdot 18 \left[\frac{kg}{kmol}\right] 0,2 \left[kmol\right] = 9.561 \ kJ$$

Este calor se obtiene, como calor sensible, de la corriente de metanol que se enfría:

$$Q_{MeOH} = C_p (427 - T) = 67,24 (427 - T) \ \frac{kJ}{kmol}$$

o bien:

$$Q_{MeOH} = 67,24 (427 - T) \left[\frac{kJ}{kmol}\right] 1 \left[kmol\right] = 67,24 (427 - T) \ kJ$$

Por tanto:

$$67{,}24\,(427 - T) = 9.561$$

De donde:

$$T = 284{,}8\ ^{\circ}C$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-16
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, proceso físico (entalpía)
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 5.17, pg. 437 (modificado)
Notas	

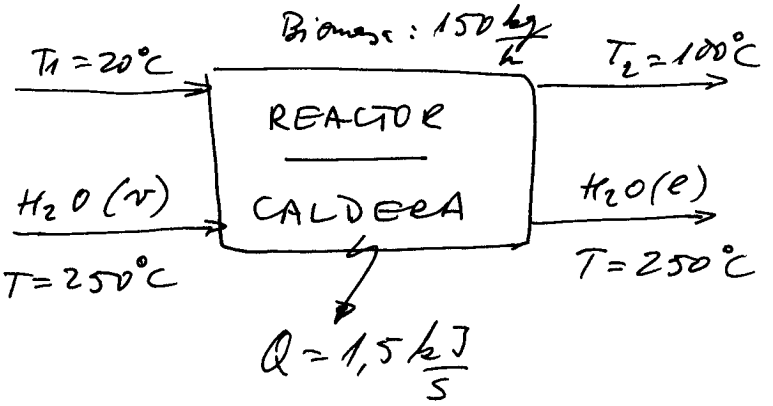
Curso								
Número								

Vapor de agua (que sirve para calentar una biomasa) entra en la cámara de calefacción (que está separada de la biomasa) de un reactor a 250 ºC, saturado, y se condensa por completo en dicha cámara. La velocidad de pérdida de calor de la cámara de calefacción hacia el entorno es de 1,5 kJ/s. Los reactivos entran en el reactor a 20 ºC y salen a 100 ºC. Si la carga consiste en 150 kg/h de material con una capacidad calorífica media de 3,26 J/(g·ºC), ¿cuántos kilogramos de vapor de agua se necesitan por kilogramo de carga?

Datos:

La entalpía del vapor de agua saturado a 250 ºC es de 1.701 kJ/kg.

$$\frac{kg\ vapor}{kg\ carga} = 0,17$$



Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

Aplicando el balance entre el reactor y la caldera:

$$H_R = C_p (T_2 - T_1) = (3,26)(100-20) = 260,8 \ \frac{kJ}{kg}$$

o bien:

$$H_R = 260,8 \left[\frac{kJ}{kg}\right] \cdot 150 \left[\frac{kg}{h}\right] = 39.120 \ \frac{kJ}{h}$$

$$H_C = 1.701 \ \frac{kJ}{kg}$$

o bien:

$$H_C = 1.701 \left[\frac{kJ}{kg}\right] \cdot V \left[\frac{kg}{h}\right] = 1.701 \, V \ \frac{kJ}{h}$$

Por tanto:

$$H_C - H_R = Q$$

Siendo:

$$Q = 1{,}5\ \frac{kJ}{s} = 5.400\ \frac{kJ}{h}$$

se tendrá:

$$1.701\ V - 39.120 = 5.400$$

De donde:

$$V = 26{,}17\ \frac{kg}{h}\ \text{de vapor}$$

Así pues:

$$\frac{\text{kg vapor}}{\text{kg carga}} = \frac{26{,}17}{150} = 0{,}17$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-17
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química
Referencia	Calleja, ejemplo 7.8, pg. 148
Notas	

Curso								
Número								

Se lleva a cabo la hidratación de etileno con vapor de agua para producir etanol en un reactor catalítico adiabático:

$$C_2H_4\ (g) + H_2O\ (g) \rightarrow C_2H_5OH\ (g)$$

Sabiendo que la mezcla gaseosa alimentada está constituida por etileno (60%), agua (30%) y metano (10%), que la conversión en las condiciones de reacción es del 5% y que el gas efluente abandona el reactor a 400 K, calcular la temperatura a la que debe introducirse la mezcla alimento para mantener las condiciones de funcionamiento en régimen estacionario.

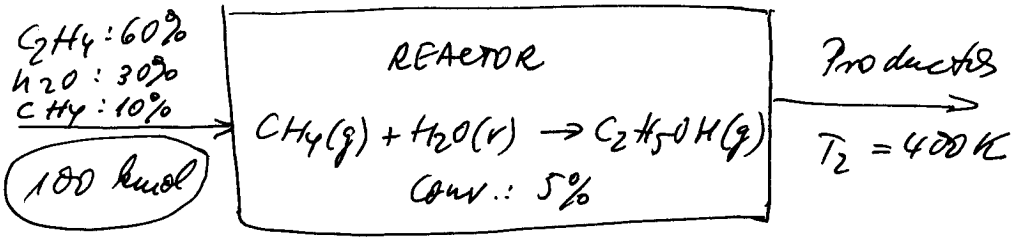
Datos:

La entalpía de la reacción es $\Delta H_R(400\ ^oC) = -46.208$ kJ/kmol.

Para el intervalo de temperaturas considerado se pueden usar los siguientes calores específicos medios:

Gas	C_p [kJ/(kmol·ºC)]
C_2H_4	53
H_2O	35
CH_4	40

$T = 77{,}1\ °C$



Base de cálculo: 100 kmol de alimentación

Entrada al reactor:

$C_2H_4 = 60$ kmol

$H_2O = 30$ kmol

$CH_4 = 10$ kmol

Como no se pide la composición de salida, ésta podrá obviarse si en el balance de energía se toma $T = 400K$ como temperatura de referencia

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

Como el sistema es adiabático, $Q = 0$ y, por tanto:

$$\Delta H = 0$$

O bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = 0$$

es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = 0 \qquad [kJ]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas
Presión: La del sistema
Temperatura: 400 K

$$H_E = (\Sigma n_i c_{pi})(T_1 - T_{ref}) =$$
$$= [(60)(53) + (30)(35) + (10)(40)](T_1 - 400) = 4.630(T_1 - 400) \quad kJ$$

$$H_S = (\Sigma n_i c_{pi})(T_2 - T_{ref}) = (\Sigma n_i c_{pi})(T_{ref} - T_{ref}) = 0$$

$$\Delta H_R = n \; \Delta H_R^T = (100)(0{,}05)(-46.208) = -231.040 \quad kJ$$

Por tanto:

$$0 - 4.630(T_1 - 400) - 231.040 = 0$$

De donde:

$$T_1 = 350{,}1 \; K = 77{,}1 \; ^\circ C$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-18
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química
Referencia	Felder, ejemplo 9.5-3, pg. 472
Notas	

Curso								
Número								

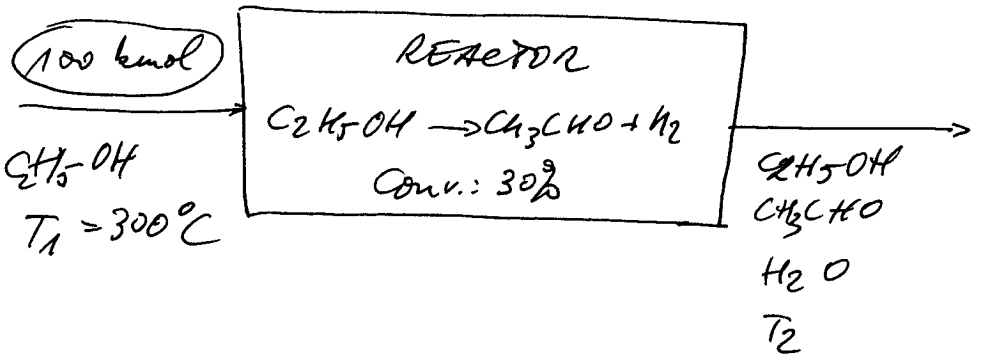
Se lleva a cabo la deshidrogenación de etanol para formar acetaldehido en un reactor adiabático:

$$C_2H_5OH\ (g) \rightarrow CH_3CHO\ (g) + H_2\ (g)$$

El reactor se alimenta con el vapor de etanol a 300 ºC, y se obtiene una conversión del 30%.

Calcular la temperatura del producto, usando las siguientes capacidades caloríficas constantes [kJ/(kmol·ºC)]: etanol: 110; acetaldehido: 80; hidrógeno: 29. La entalpía de la reacción es ΔH_r (25 ºC) = +68.950 kJ/kmol.

$$T = 112{,}15\,^{\circ}C$$



Base de cálculo: 100 kmol de alimentación

Balance de materia:

Si la conversión es del 30%, la salida del reactor será:

$$C_2H_5OH = 70 \text{ kmol}$$
$$CH_3CHO = 30 \text{ kmol}$$
$$H_2 = 30 \text{ kmol}$$

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

Como el sistema es adiabático, $Q = 0$ y, por tanto:

$$\Delta H = 0$$

o bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = 0$$

es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = 0 \qquad [kJ]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas
Presión: 1 atm
Temperatura: 25 °C

$$H_E = (\Sigma n_i cp_i)(T_1 - T_{ref}) =$$
$$= (100)(110)(300-25) = 3{,}025 \cdot 10^6 \text{ kJ}$$

$$H_S = (\Sigma n_i cp_i)(T_2 - T_{ref}) =$$
$$= [(70)(110)+(30)(80)+(30)(29)](T_2-25) = 10.970(T-25) \text{ kJ}$$

$$\Delta H_R = n \, \Delta H_R^\circ = (100)(0{,}30)(68.950) = 2{,}069 \cdot 10^6 \text{ kJ}$$

Por tanto:

$$10.970(T-25) - 3{,}028 \cdot 10^6 + 2{,}069 \cdot 10^6 = 0$$

De donde:

$$T = 112{,}15 \text{ °C}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-19
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química
Referencia	Felder, ejemplo 9.5-1, pg. 468
Notas	

Curso								
Número								

Un reactor se alimenta con 100 mol/h de amoníaco y 200 mol/h de oxígeno, a 25ºC, y en su interior el amoniaco se consume completamente, según la reacción:

$$4\ NH_3\ (g) + 5\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ NO\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$$

El flujo de producto sale como un gas a 300 ºC.

Calcular el calor transferido entre el reactor y su entorno, suponiendo que la operación se efectúa, aproximadamente, a 1 atm.

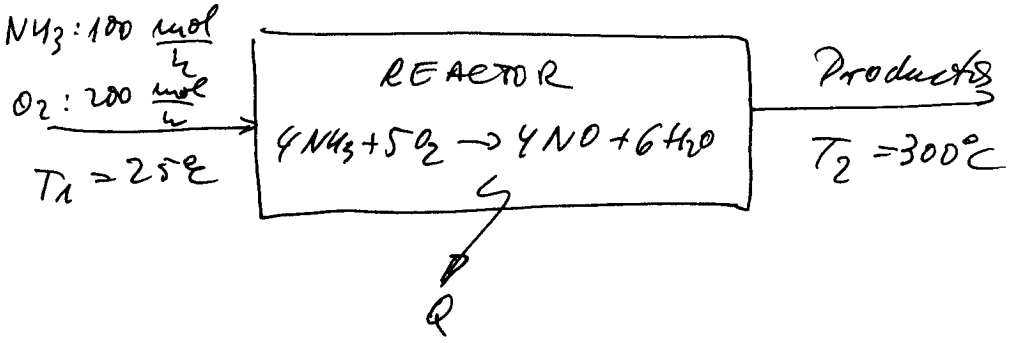
Datos:

La entalpía de reacción estándar a 25ºC y 1 atm para la reacción de oxidación del amoníaco es ΔH_R = -904,6 kJ/mol.

Para el intervalo de temperaturas considerado se pueden usar los siguientes calores específicos medios:

Gas	C_p [J/(mol·ºC)]
NO	30,74
H_2O	34,8
O_2	30,8

$$\dot{Q} = -5{,}47\ kW$$



Base de cálculo: 1 h

Balance de materia:

Si el NH_3 se consume totalmente, la composición de salida será:

$$NO = 100 \text{ mol}$$

$$H_2O = \left(\frac{6}{4}\right)(100) = 150 \text{ mol}$$

$$O_2 = 200 - \left(\frac{5}{4}\right)(100) = 75 \text{ mol}$$

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

o bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = Q$$

es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = Q \qquad [kJ]$$

Obsérvese que, al no disponer de valores de capacidad calorífica del NH_3 y al tener la entalpía de reacción a esa temperatura, es conveniente tomar la corriente de entrada como referencia.

Estado de referencia:

Agregación: Gas

Presión: 1 atm

Temperatura: 25°C

$$H_E = (\Sigma n_i C_{pi})(T_1 - T_{ref}) = (\Sigma n_i C_{pi})(T_{ref} - T_{ref}) = 0$$

$$H_S = (\Sigma n_i C_{pi})(T_2 - T_{ref}) =$$

$$= \left[(100)(30{,}74) + (150)(34{,}80) + (75)(30{,}80)\right](300 - 25) = 2{,}916 \cdot 10^6 \text{ J} =$$

$$= 2.916 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_R = n \quad \Delta h_R^\circ = (100)\frac{(-904{,}6)}{4} = -22.615 \text{ kJ}$$

Por tanto:

$$2.916 - 0 - 22.615 = Q$$

Es decir:

$$Q = -19.699 \text{ kJ} \xrightarrow{\text{B.C.}} -19.699 \frac{\text{kJ}}{\text{h}} =$$

$$= -5{,}47 \text{ kW}$$

Este calor debe SALIR del reactor.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-20
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química
Referencia	Jarabo QT-1, problema 15
Notas	

Curso								
Número								

Se quema completamente monóxido de carbono a 25 ºC y 1 atm con 50% de exceso de aire, que se encuentra a 540 ºC. Los gases de combustión abandonan el horno a 425 ºC.

Calcular el calor eliminado en el horno en kilocalorías por cada kg de monóxido de carbono alimentado.

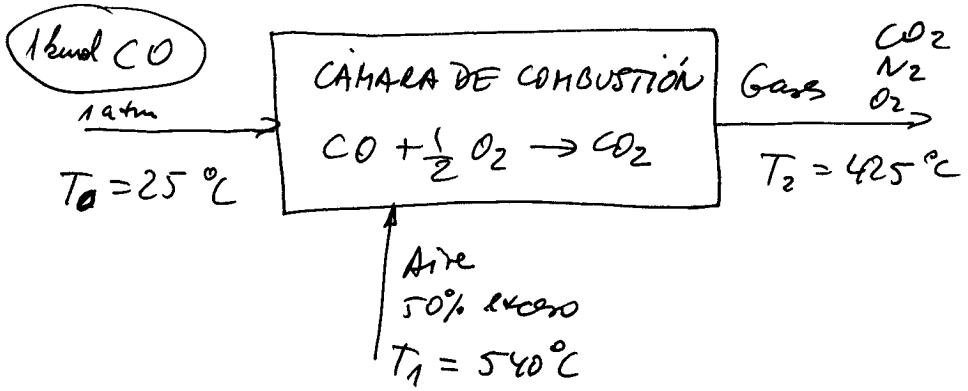
Datos:

La entalpía de combustión estándar a 25ºC y 1 atm del monóxido de carbono es ΔH_c = -67.636 kcal/kmol.

Para el intervalo de temperaturas considerado se pueden usar los siguientes calores específicos medios:

Gas	C_p [kcal/(kmol·ºC)]
N_2	7,0
O_2	7,3
CO_2	10,2
CO	6,9

$$Q = -237{,}706 \ \frac{kcal}{kg\ CO}$$



Base de cálculo : 1 kmol CO

Balance de materia:

Entrada:

O_2 necesario $= 0{,}5 + (0{,}5)(0{,}5) = 0{,}75$ kmol

N_2 acompañante $= (0{,}75)\left(\frac{79}{21}\right) = 2{,}82$ kmol

Salida:

$CO_2 = 1$ kmol

$N_2 = 2{,}82$ kmol

$O_2 = 0{,}75 - 0{,}5 = 0{,}25$ kmol

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

o bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = Q$$

O sea:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = Q \quad [kcal]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas
Presión: 1 atm
Temperatura: 25°C

$$H_E = (\Sigma n_i C_{pi})(T_1 - T_{ref}) =$$

$$= (1)(6,9)(25-25) + [(0,75)(7,3) + (2,82)(7,0)](540-25) =$$

$$= 12.986 \text{ kcal}$$

$$H_S = (\Sigma n_i C_{pi})(T_2 - T_{ref}) =$$

$$= [(1)(10,2) + (2,82)(7,0) + (0,25)(7,3)](425-25) =$$

$$= 12.706 \text{ kcal}$$

$$\Delta H_R = n \Delta h_R^\circ = (1)(-67.636) = -67.636 \text{ kcal}$$

Por tanto:

$$12.706 - 12.986 - 67.636 = Q$$

es decir:

$$Q = -67.916 \text{ kcal}$$

Transformando la base de cálculo en los valores reales:

$$Q = -67.916 \left[\frac{\text{kcal}}{\text{kmol CO}}\right] \cdot \frac{1}{28} \left[\frac{\text{kmol CO}}{\text{kg CO}}\right] =$$

$$= -237,706 \frac{\text{kcal}}{\text{kg CO}}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-21
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química
Referencia	Smith-Harris, pg. 278 (modificado)
Notas	FJ García

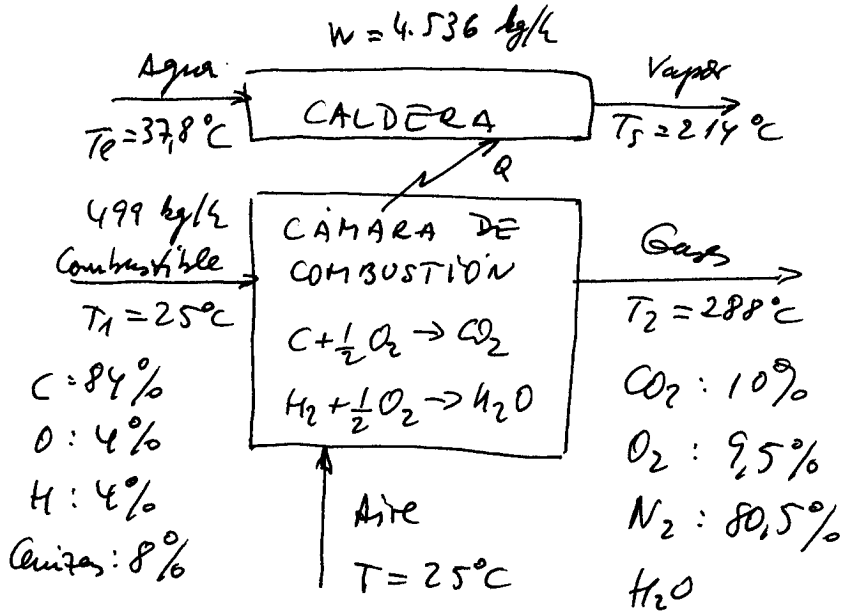
Curso								
Número								

Una caldera produce 4.536 kg/h de vapor de agua saturado y seco a 20,6 bar (T_s = 214 ºC; λ = 450 kcal/kg) a partir de un agua de alimentación que se encuentra a 37,8 ºC. El consumo de combustible es de 499 kg/h a una temperatura de 25 ºC, con un poder calorífico ($-\Delta H_R$) de 32.564 kJ/kg y una composición en peso de 84% de carbono, 4% de oxígeno, 4% de hidrógeno y 8% de cenizas.

La composición volumétrica de los gases de escape es la siguiente: 10% de CO_2; 9,5% de O_2 y 80,5% de N_2. La temperatura de dichos gases es de 288 ºC y el aire entra en la cámara de combustión a 25 ºC.

Tomando como valor medio de la capacidad calorífica para los gases de escape secos el de 0,24, para el agua líquida el de 1, para el vapor de agua el de 0,46 kcal/(kg·K) y tomando como calor latente de vaporización del agua 540 kcal/kg, hágase un balance de energía para la caldera con el fin de evaluar las pérdidas de calor en kW.

$P_{disipadas} = 2.369 \ kW$



Base de cálculo: 1 h

Balance de materia en la cámara de combustión:

$$[C]_{entrada} = 499\,[kg]\,0{,}84\left[\frac{kg}{kg}\right]\frac{1}{12}\left[\frac{kmol}{kg}\right] = 34{,}93\ kmol$$

$$[CO_2]_{salida} = [C]_{entrada} = 34{,}93\ kmol$$

$$Gas = \frac{34{,}93}{0{,}10} = 349{,}3\ kmol\ de\ gas\ seco$$

$$[H]_{entrada} = 499\,[kg]\,0{,}04\left[\frac{kg}{kg}\right]\frac{1}{1}\left[\frac{kmol}{kg}\right] = 19{,}96\ kmol$$

$$[H_2O]_{salida} = \frac{[H]_{entrada}}{2} = \frac{19{,}96}{2} = 9{,}98\ kmol$$

Componentes en los gases de salida:

$$CO_2 = (349{,}3)(0{,}10) = 34{,}93\ kmol$$

$$O_2 = (349{,}3)(0{,}095) = 33{,}18\ kmol$$

$N_2 = (349,3)(0,805) = 281,2$ kmol

$H_2O = 9,98$ kmol

Balance de energía en la cámara de combustión.

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

o bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = Q$$

es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = Q$$

Estado de referencia:

Agregación: Líquido

Presión: La del sistema

Temperatura: 25°C

En estas condiciones, al utilizar $T_{ref} = 25°C$ se hacen nulos los términos entálpicos de entrada, con lo cual:

$H_E = 0$

$H_S = (\Sigma n_i c_{pi})(T_i - T_{ref}) + \Sigma \lambda_i =$

Gas seco:

$$[(34,93)(44) + (33,18)(32) + (281)(28)](0,24)(228 - 25) =$$

$$= 510.210 \text{ kcal}$$

Agua:

$$(9,88)(18)[(1)(100 - 25) + 540 + (0,46)(228 - 100)] =$$

$$= 120.230 \text{ kcal}$$

Total:

$= 510.210 + 120.230 = 630.440$ kcal

$\Delta U_R = 499[kg](-32.564)\left[\frac{kJ}{kg}\right] = -16,25 \cdot 10^6$ kJ =

$= -3,888 \cdot 10^6$ kcal

Por tanto:

$$630.440 - 0 - 3,888 \cdot 10^6 = Q$$

es decir:

$$Q = -3,26 \cdot 10^{-6} \text{ kcal}$$

se cede la cámara de combustión a la caldera.

Balance de energía en la caldera:

Sistema entálpico sin reacción química:

$$H_S - H_E = Q$$

Se considerará el mismo estado de referencia que para la cámara de combustión. Así:

$H_S = (4.536)\left[(0,46)(214-25) + 450\right] = 1,334 \cdot 10^6$ kcal

$H_E = (4.536)\left[(1)(37,8-25)\right] = 58.061$ kcal

Por tanto:

$$Q = 1,334 \cdot 10^6 - 58.061 = 1,22 \cdot 10^6 \text{ kcal}$$

Necesita la caldera para producir el vapor en las condiciones indicadas.

Teniendo en cuenta que

$$|Q_{cedido}| > |Q_{ganado}|$$

se tendrá:

$$\text{Pérdidas} = |Q_{cedido}| - |Q_{ganado}| = (3{,}26 - 1{,}22)\,10^6 =$$
$$= 2{,}04 \cdot 10^6 \text{ kcal}$$

Transformando la base de cálculo en las condiciones reales del problema:

$$\text{Pérdidas} = 2{,}04 \cdot 10^6 \left[\frac{\text{kcal}}{\text{h}}\right] \cdot 4{,}18 \left[\frac{\text{kJ}}{\text{kcal}}\right] \cdot \frac{1}{3.600} \left[\frac{\text{h}}{\text{s}}\right] =$$

$$= 2.369 \ \frac{\text{kJ}}{\text{s}} = 2.369 \text{ kW}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-22
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química
Referencia	F. Díaz
Notas	

Curso								
Número								

Un motor Diesel de un cilindro desarrolló durante un ensayo una potencia de 5,5 kW, consumiendo 0,03 kg/min de combustible cuya composición en peso era de 84% de carbono y 16% de hidrógeno con un poder calorífico ($-\Delta H_R$) de 45.357 kJ/kg.

El análisis de Orsat de los productos secos de combustión dio la siguiente composición volumétrica: 12,5% de CO_2, 2,7% de O_2 y 84,8% de N_2. La temperatura de estos gases fue de 436,5 ºC.

Para evitar el calentamiento del motor, se utiliza una corriente de agua de refrigeración con un caudal de 3,64 kg/min, produciéndose un incremento de temperatura de 22 ºC. Tanto el combustible como el agua de refrigeración y el aire para la combustión entran a 25ºC.

Calcular:

a) El caudal molar y la composición de los gases de escape en base húmeda.

b) Las pérdidas de calor en el sistema en kJ/min.

Datos:

Calor específico del agua líquida:1 kcal/(kg·ºC).

Calor latente de vaporización del agua líquida: 586 kcal/kg.

Calores específicos medios utilizables en el intervalo de temperaturas considerado:

Compuesto	C_p [kcal/(kg·ºC)]

CO_2	0,24
O_2	0,234
N_2	0,25
H_2O (g)	0,46
H_2O (l)	1,00

a.) Gas de escape = 0,0192 kmol/min

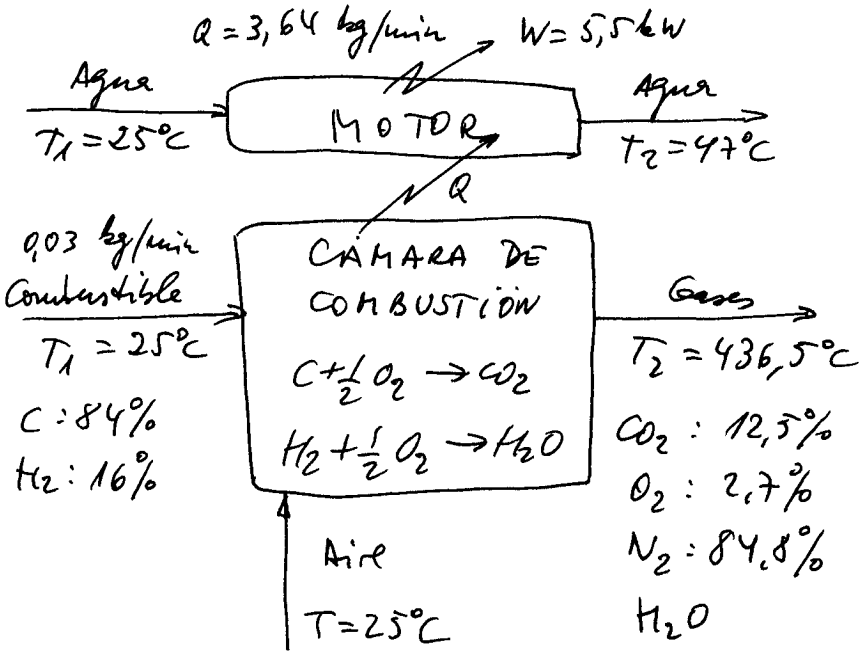
CO_2 = 10,94%

O_2 = 2,36%

N_2 = 74,20%

H_2O = 12,50%

b.) Pérdidas = 336,4 kJ/min



Base de cálculo: 1 min

Balance de materia en la cámara de combustión:

$$[C]_{entrada} = 0{,}03\,[kg]\;0{,}84\left[\frac{kg}{kg}\right]\frac{1}{12}\left[\frac{kmol}{kg}\right] = 2{,}1\cdot10^{-3}\ kmol$$

$$[CO_2]_{salida} = [C]_{entrada} = 2{,}1\cdot10^{-3}\ kmol$$

$$Gas = \frac{2{,}1\cdot10^{-3}}{0{,}125} = 0{,}0168\ kmol$$

$$[H]_{entrada} = 0{,}03\,[kg]\;0{,}16\left[\frac{kg}{kg}\right]\frac{1}{1}\left[\frac{kmol}{kg}\right] = 4{,}8\cdot10^{-3}\ kmol$$

$$[H_2O]_{salida} = \frac{[H]_{entrada}}{2} = \frac{4{,}8\cdot10^{-3}}{2} = 2{,}4\cdot10^{-3}\ kmol$$

Componentes de los gases de salida:

$$CO_2 = (0{,}0168)(0{,}125) = 2{,}10^{-3}\ kmol \quad (10{,}94\%\ B.H.)$$

$$O_2 = (0{,}0168)(0{,}027) = 4{,}5\cdot10^{-4}\ kmol \quad (2{,}36\%\ B.H.)$$

$N_2 = (0{,}0168)(0{,}848) = 1{,}4 \cdot 10^{-2}$ kmol (74,20 % B.H.)

$H_2O = 2{,}4 \cdot 10^{-3}$ kmol (12,50% B.H.)

TOTAL = 0,0192 kmol $\xrightarrow{B.C.}$ 0,0192 $\frac{\text{kmol}}{\text{min}}$

Balance de energía en la cámara de combustión:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

O bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = Q$$

es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = Q$$

Estado de referencia:

Agregación: Líquido
Presión: La del sistema
Temperatura: 25°C

En estas condiciones, al utilizar $T_{ref} = 25°C$, se hacen nulos los términos entálpicos de entrada, con lo cual:

$H_E = 0$

$H_S = (\Sigma m_i C_{pi})(T_i - T_{ref}) + \Sigma \lambda_i$

Gases secos:

$[(2{,}1 \cdot 10^{-3})(44)(0{,}24) + (4{,}5 \cdot 10^{-4})(32)(0{,}234) + (11{,}4 \cdot 10^{-2})(28)(0{,}25)]$

$(436{,}5 - 25) = 51{,}573$ kcal

Agua:

$(2,4\cdot10^{-3})(18)\left[(1)(100-25)+586+(0,46)(436,5-100)\right]=$

$=35,24$ kcal

Total:

$=51,573+35,24=86,813$ kcal

$\Delta H_2=(0,03)\left[kg\right](-45.357)\left[\frac{kJ}{kg}\right]=-1.361$ kJ $=$

$=-326,57$ kcal

Por tanto:

$$86,813-0-326,57=Q$$

o sea:

$$Q=-239,76 \text{ kcal}$$

Le cede la cámara de combustión al motor.

Balance de energía en el motor:

Sistema entálpico sin reacción química y en trabajo:

$$\Delta H=Q+W$$

o bien:

$$H_S-H_E=Q+W$$

Se considerará el mismo estado de referencia que para la cámara de combustión:

$H_E=0$

$H_S=(3,64)(1)(47-25)=80,08$ kcal

$$W = -5{,}5\ kW = -5{,}5\left[\frac{kJ}{s}\right]\cdot 60\left[\frac{s}{min}\right]\cdot 0{,}24\left[\frac{kcal}{kJ}\right]\cdot 1\,[min] =$$

$$= -79{,}2\ kcal$$

Observese que el trabajo se considera negativo porque lo realiza el sistema y se calcula como tal para la base de cálculo elegida (1 min).

Por tanto:

$$80{,}08 - 0 = Q - 79{,}2$$

de donde:

$$Q = 159{,}28\ kcal$$

Asocia el motor de la cámara de combustión para proporcionar la potencia indicada.

Teniendo en cuenta que

$$|Q_{cedido}| > |Q_{ganado}|$$

se tendrá:

$$Pérdidas = |Q_{cedido}| - |Q_{ganado}| = 239{,}76 - 159{,}28 =$$

$$= 80{,}48\ kcal \xrightarrow{B.C.} 80{,}48\ \frac{kcal}{min}$$

o bien:

$$Pérdidas = 80{,}48\left[\frac{kcal}{min}\right] 4{,}18\left[\frac{kJ}{kcal}\right] = 336{,}4\ \frac{kJ}{min}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-23
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química (formación)
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 5.25, pg. 457
Notas	

Curso								
Número								

Calcular la temperatura de llama (temperatura de reacción adiabática suponiendo combustión completa) teórica para monóxido de carbono gaseoso quemado a presión constante con 100 % de aire en exceso, si los reactivos entran a 100 ºC y 1 atm.

Datos:

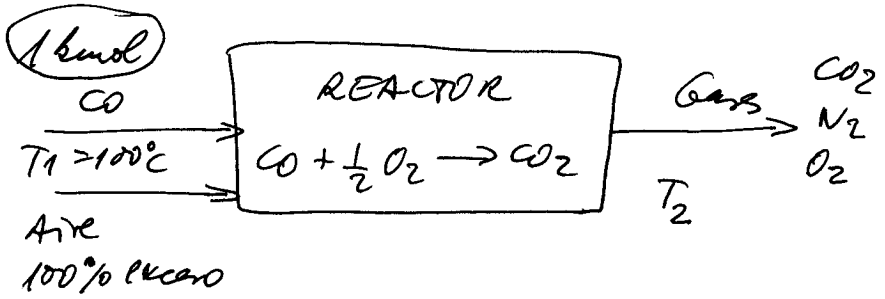
Entalpías de formación a 25 ºC y 1 atm:

Compuesto	ΔH^o_f [kJ/kmol]
CO	- 110.520
CO_2	- 393.510

Capacidades caloríficas medias en el intervalo de temperaturas considerado:

Compuesto	C_p [kJ/(kmol·ºC)]
CO	28,842
O_2	30,514
CO_2	42,636
N_2	29,260

$T = 1.786\,€$



Base de cálculo: 1 kmol de CO

Balance de materia:

Entrada:

O_2 necesario = $0,5 + (1)(0,5) = 1$ kmol

N_2 acompañante = $(1)\left(\frac{79}{21}\right) = 3,76$ kmol

Salida:

$CO_2 = 1$ kmol

$N_2 = 3,76$ kmol

$O_2 = 1 - 0,5 = 0,5$ kmol

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

Como el sistema es adiabático, $Q = 0$ J, por tanto:

$$\Delta H = 0$$

O bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = 0$$

Es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = 0 \quad [kJ]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas
Presión: 1 atm
Temperatura: 25°C

$$H_E = (\Sigma n_i C_{pi})(T_1 - T_{ref}) =$$

$$= [(1)(28,842) + (1)(30,514) + (3,76)(29,260)](100 - 25) =$$

$$= 12.731 \text{ kJ}$$

$$H_S = (\Sigma n_i C_{pi})(T_2 - T_{ref}) =$$

$$= [(1)(42,636) + (3,76)(29,260) + (0,5)(30,514)](T_2 - 25) =$$

$$= 167,911\ (T_2 - 25) \text{ kJ}$$

$$\Delta H_R = n \Sigma \Delta f_P^\circ - n \Sigma \Delta f_R^\circ =$$

$$= (1)(-393.510) - (1)(-110.520) = -282.990 \text{ kJ}$$

Por tanto:

$$167,911\ (T_2 - 25) - 12.731 - 282.990 = 0$$

De donde:

$$T_2 = 1.786^\circ C$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-24
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química (formación)
Referencia	Calleja, problemas 7+12, pg. 149-50 (modificados)
Notas	

Curso								
Número								

En un reactor de hidroalquilación en el que se produce benceno, se trata una mezcla gaseosa de tolueno y xilenos a presión atmosférica con un gas de reformado:

$$C_6H_5CH_3 + H_2 \rightarrow C_6H_6 + CH_4$$

$$C_6H_4(CH_3)_2 + 2\ H_2 \rightarrow C_6H_6 + 2\ CH_4$$

Si la mezcla se alimenta al reactor a 673 K con la siguiente composición: tolueno, 20%; xilenos, 15%; hidrógeno, 55% y metano, 10%, suponiendo que el reactor opera adiabáticamente y se alcanza en las condiciones de reacción una conversión del 70%, calcular la temperatura de la corriente gaseosa efluente.

Datos:

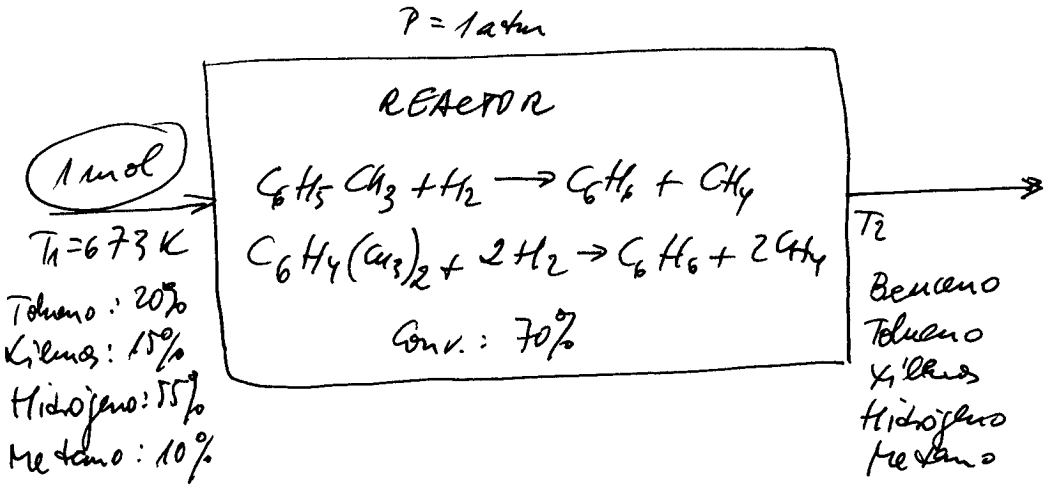
Entalpías de formación a 25 ºC y 1 atm:

Compuesto	ΔH^o_f [kJ/mol]
Tolueno	+ 50,00
Xilenos	+ 18,06
Benceno	+ 82,93
Metano	- 74,84

Capacidades caloríficas medias en el intervalo de temperaturas considerado:

Compuesto	C_p [J/(mol·ºC)]
Tolueno	235,37
Xilenos	278,80
Benceno	112,86
Hidrógeno	29,66
Metano	40,00

$T = 974{,}7\ K$



Base de cálculo: 1 mol de gas de entrada

Balances de materia:

Entrada:

$$T = 0{,}20 \text{ mol}$$
$$X = 0{,}15 \text{ mol}$$
$$H_2 = 0{,}55 \text{ mol}$$
$$CH_4 = 0{,}10 \text{ mol}$$

Salida:

$$B = (0{,}70)(0{,}20 + 0{,}15) = 0{,}245 \text{ mol}$$
$$T = 0{,}20 - (0{,}70)(0{,}20) = 0{,}06 \text{ mol}$$
$$X = 0{,}15 - (0{,}70)(0{,}15) = 0{,}047 \text{ mol}$$
$$H_2 = 0{,}55 - (0{,}70)[(0{,}20) + (2)(0{,}15)] = 0{,}2 \text{ mol}$$
$$CH_4 = 0{,}10 + (0{,}70)[(0{,}20) + (2)(0{,}15)] = 0{,}45 \text{ mol}$$

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

Como el sistema es adiabático, $Q = 0$, por tanto:

$$\Delta H = 0$$

o bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = 0$$

es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = 0 \qquad [kJ]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas
Presión: 1 atm
Temperatura: 25°C = 298 K

$$H_E = (\Sigma n_i Cp_i)(T_1 - T_{ref}) =$$

$$= [(0,20)(235,37) + (0,15)(278,80) + (0,55)(29,66) + (0,10)(40,00)]$$

$$(673 - 298) = 40.953 \text{ J}$$

$$H_S = (\Sigma n_i Cp_i)(T_2 - T_{ref}) =$$

$$= [(0,245)(112,86) + (0,06)(235,37) + (0,06)(278,80) + (0,2)(29,66) + (0,45)(40,00)]$$

$$(T_2 - 298) = 82,4329(T_2 - 298) \text{ J}$$

$$\Delta H_R = n\Sigma \Delta f_P^\circ - n\Sigma \Delta f_R^\circ =$$

$$= [(0,245)(82,93) + (0,45 - 0,10)(-74,84)] -$$

$$- [(0,20)(0,70)(50,00) + (0,15)(0,70)(18,06)] =$$

$$= -14,829 \text{ kJ} = -14.829 \text{ J}$$

Por tanto:

$$82{,}4329\,(T_2 - 298) - 40.953 - 14.829 = 0$$

De donde:

$$T_2 = 974{,}7\ K$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-25
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química (formación)
Referencia	Calleja, problema 14, pg. 150
Notas	

Curso								
Número								

En un proceso continuo se produce formaldehído por oxidación de éter dimetílico según la siguiente reacción:

$$C_2H_6O + O_2 \rightarrow 2\ CH_2O + H_2O$$

Al reactor, que opera en condiciones isotermas a 753 K con una conversión del 100%, se alimenta una mezcla gaseosa constituida por el éter y un 40% en exceso de aire, que previamente se calienta hasta 374 K. Calcular por cada kilogramo de formaldehído producido:

a) El calor consumido en la precalefacción de la mezcla alimento, que originalmente se encuentra a 298 K.

b) El calor que es necesario eliminar en el reactor para mantener las condiciones isotérmicas.

Datos:

Entalpías de formación a 25 ºC y 1 atm:

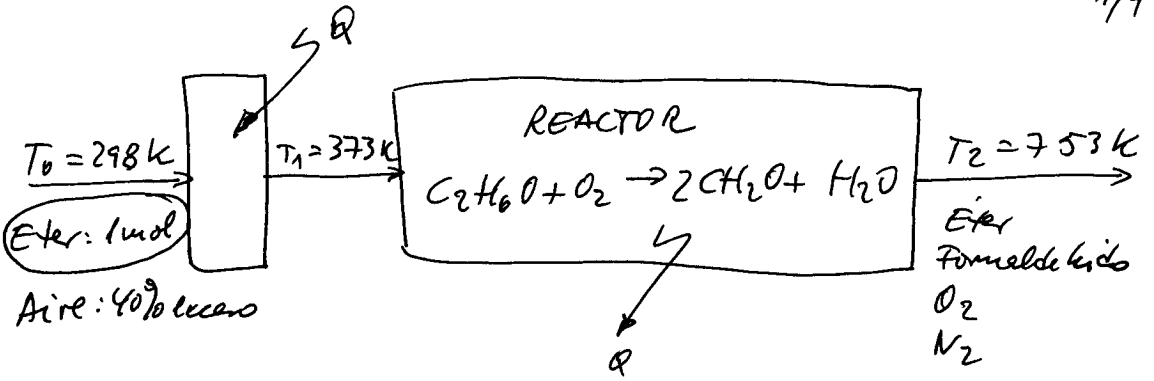
Compuesto	ΔH^o_f [kJ/mol]
Éter dimetílico	- 157,00
Formaldehído	- 115, 89
Agua (v)	- 241,83

Capacidades caloríficas medias en el intervalo de temperaturas considerado:

Compuesto	C_p [J/(mol·ºC)]
Éter dimetílico	34,9
Formaldehído	53,8
Oxígeno	30,8
Nitrógeno	29,3
Agua (v)	35,0

a.) $Q = 309{,}9 \ kJ/kg$

b.) $Q = -3.221 \ kJ/kg$



Base de cálculo: 1 mol de éter a la entrada

Balance de materia:

Entrada:

Éter = 1 mol

O_2 necesario = $1 + (1)(0,4) = 1,4$ mol

N_2 acompañante = $(1,4)\left(\frac{79}{21}\right) = 5,27$ mol

Salida:

Formaldehído = 2 mol

H_2O = 1 mol

$O_2 = 1,4 - 1 = 0,4$ mol

$N_2 = 5,27$ mol

a.) Etapa de calentamiento:

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

$$H_1 - H_0 = Q$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas
Presión: la del sistema
Temperatura: 25°C = 298 K

$$H_0 = \left(\sum_i n_{pi}\right)(T_0 - T_{ref}) =$$

$$= \left[(1)(212,0) + (1,4)(30,8) + (5,27)(29,3)\right](298 - 298) = 0$$

$$H_1 = \left(\sum_i n_{pi}\right)(T_1 - T_{ref}) =$$

$$= \left[(1)(34,9) + (1,4)(30,8) + (5,27)(29,3)\right](373 - 298) =$$

$$= 18.594 \ J$$

Por tanto:

$$18.594 - 0 = Q$$

Es decir:

$$Q = 18.594 \ J$$

Transformación de la base de cálculo en las condiciones reales del sistema ($M_{FA} = 30$ kg/kmol):

$$Q = 18.594 \left[\frac{J}{\text{mol éter}}\right] \cdot \frac{1}{2}\left[\frac{\text{mol éter}}{\text{mol FA}}\right] \frac{1}{30}\left[\frac{\text{mol FA}}{g \ FA}\right] =$$

$$= 309,9 \ \frac{J}{g \ FA} = 309,9 \ \frac{kJ}{kg}$$

5.) Etapa de reacción

Balance de energía:

No hay término de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

o bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = Q$$

es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = Q \qquad [kJ]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas
Presión: 1 atm
Temperatura: 25°C

$$H_E = (\Sigma_i n_i C_{pi})(T_1 - T_{ref}) =$$

$$= [(1)(34,9) + (1,4)(30,8) + (5,27)(29,3)](373 - 298) =$$

$$= 17.432 \text{ J}$$

$$H_S = (\Sigma_i n_i C_{pi})(T_2 - T_{ref}) =$$

$$= [(2)(53,8 + (1)(35,0) + (0,4)(30,8) + (5,27)(29,3)](753 - 298) =$$

$$= 140.746 \text{ J}$$

$$\Delta H_R = n \Sigma \Delta f_P^\circ - n \Sigma \Delta f_R^\circ =$$

$$= [(2)(-115,89) + (1)(-241,83)] - [(1)(-157,0)] =$$

$$= -316,574 \text{ kJ} = -316.574 \text{ J}$$

Por tanto:

$$140.746 - 17.432 - 316.574 = Q$$

es decir:

$$Q = -193.260 \text{ J}$$

Transformando la base de cálculo en las condiciones reales del sistema:

$$Q = -193.260 \left[\frac{J}{\text{mol éter}}\right] \frac{1}{2} \left[\frac{\text{mol éter}}{\text{mol FA}}\right] \cdot \frac{1}{30} \left[\frac{\text{mol FA}}{\text{g FA}}\right] =$$

$$= -3.221 \frac{J}{\text{g FA}} = -3.221 \frac{kJ}{kg}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-26
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química (formación)
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 5.24, pg. 455
Notas	

Curso								
Número								

Se quema por completo monóxido de carbono a 10 ºC y una presión de 2 atm con 50 % de aire en exceso que está a 538 ºC. Los productos de la combustión salen de la cámara de combustión a 427 ºC.

Calcular el calor generado en la cámara de combustión expresado en kilojulios por kilogramo de CO que entra.

Datos:

Entalpías de formación a 25 ºC y 1 atm:

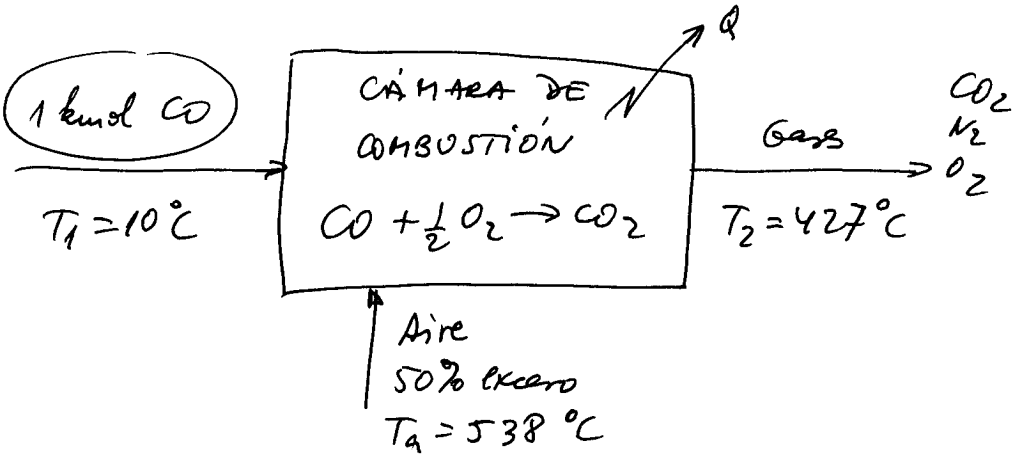
Compuesto	ΔH^o_f [kJ/mol]
CO	- 110,52
CO_2	- 393,51

Capacidades caloríficas medias en el intervalo de temperaturas considerado:

Compuesto	C_p [kJ/(kmol·ºC)]
CO	29,64
O_2	30,45
N_2	29,51

CO_2	40,78

$$Q = -10.144 \frac{kJ}{kg}$$



Base de cálculo : 1 kmol CO

Balance de materia

Entrada:

O_2 necesario $= 0,5 + (0,5)(0,5) = 0,75$ kmol

N_2 acompañante $= (0,75)\left(\frac{79}{21}\right) = 2,82$ kmol

Salida:

$CO_2 = 1$ kmol

$N_2 = 2,82$ kmol

$O_2 = 0,75 - 0,5 = 0,25$ kmol

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

o bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = Q$$

es decir: $$H_S - H_E + \Delta H_R = Q \quad [kJ]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas
Presión: 2 atm
Temperatura: 25°C

$$H_E = (\Sigma n_i C_{pi})(T_1 - T_{ref}) =$$
$$= (1)(29,64)(10-25) + [(0,75)(30,45) + (2,82)(29,51)](538-25) =$$
$$= -444,6 + 54.407 = 53.962 \text{ kJ}$$

$$H_S = (\Sigma n_i C_{pi})(T_2 - T_{ref}) =$$
$$= [(1)(40,78) + (2,82)(29,51) + (0,25)(30,45)](427-25) =$$
$$= 52.908 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_R = n \Sigma \Delta f_P^\circ - n \Sigma \Delta f_R^\circ =$$
$$= (1000)(-393,51) - (1000)(-110,52) = -282.990 \text{ kJ}$$

Por tanto:

$$52.908 - 53.962 - 282.990 = Q$$

Es decir:

$$Q = -284.044 \text{ kJ}$$

Transformando la base de cálculo en los valores reales del sistema:

$$Q = -284.044 \left[\frac{kJ}{kmol\ CO}\right] \frac{1}{28} \left[\frac{kg\ CO}{kmol\ CO}\right] = -10.144 \frac{kJ}{kg}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-27
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química (formación)
Referencia	Jarabo QT-1, ejemplo
Notas	

Curso								
Número								

En un reactor catalítico se lleva a cabo la reacción:

$$CO_2 + 4\ H_2 \rightarrow 2\ H_2O + CH_4$$

Si la reacción es completa, los reactivos entran al reactor en proporciones estequiométricas y tanto la corriente de entrada como la de salida se encuentran a 500 ºC, calcular el calor que se pierde a través de las paredes del reactor por cada kilomol de dióxido de carbono convertido.

Datos:

Entalpías de formación a 25 ºC y 1 atm:

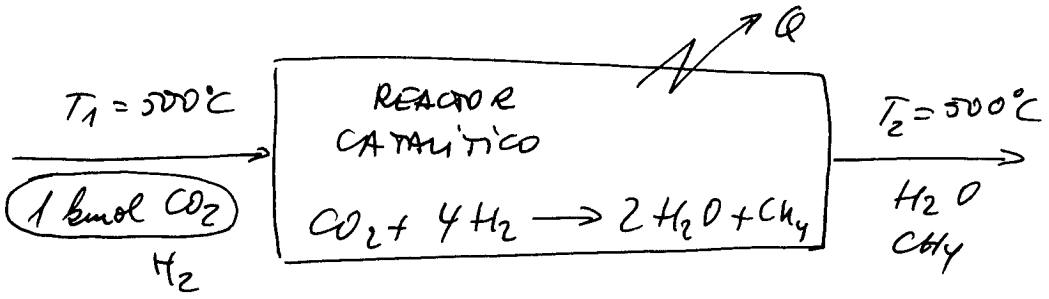
Compuesto	ΔH^o_f [kcal/kmol]
CO_2	- 94.059
H_2O	- 57.798
CH_4	- 17.889

Capacidades caloríficas medias en el intervalo de temperaturas considerado:

Compuesto	C_p [kcal/(kmol·ºC)]

CO_2	10,2
H_2	7,0
H_2O (v)	8,4
CH_4	9,6

$$Q = -45.031 \frac{kcal}{kmol\ CO_2}$$



Base de cálculo: 1 kmol CO_2

Balance de materia:

Entrada:

$CO_2 = 1$ kmol

$H_2 = 4$ kmol

Salida:

$H_2O = 2$ kmol

$CH_4 = 1$ kmol

Balance de energía en el reactor:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

O bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = Q$$

Es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = Q \quad [kcal]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas

Presión: La del sistema

Temperatura: 25°C

$$H_E = (\Sigma n_i C_{pi})(T_1 - T_{ref}) =$$

$$= [(1)(10,2) + (4)(7,0)](500 - 25) = 18.145 \text{ kcal}$$

$$H_S = (\Sigma n_i C_{pi})(T_2 - T_{ref}) =$$

$$= [(2)(8,4) + (1)(9,6)](500 - 25) = 12.540 \text{ kcal}$$

$$\Delta H_R = n \Sigma \Delta f_P^\circ - n \Sigma \Delta f_R^\circ =$$

$$= (2)(-57.798) + (1)(-17.889) - (1)(-94.059) =$$

$$= -39.426 \text{ kcal}$$

Por tanto:

$$12.540 - 18.145 - 39.426 = Q$$

Es decir:

$$Q = -45.031 \text{ kcal} \xrightarrow{\text{B.C.}} -45.031 \frac{\text{kcal}}{\text{kmol } CO_2}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-28
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química (formación)
Referencia	Felder, ejemplo 9.5-2, pg. 470
Notas	

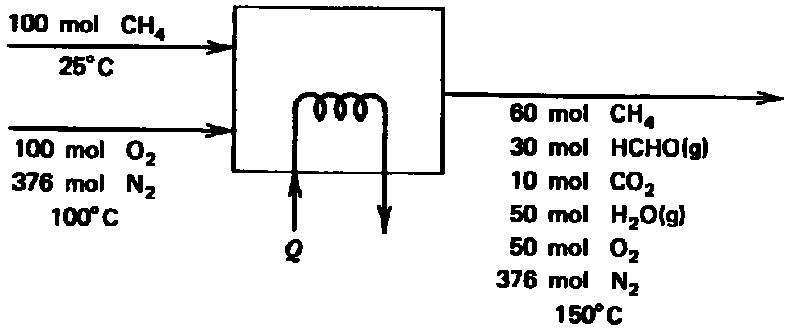
Curso								
Número								

El metano se oxida con aire para producir formaldehído en un reactor continuo. La combustión del metano es una pareja de reacciones competitivas:

$$CH_4\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow HCOH\ (g) + H_2O\ (g)$$

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

El diagrama de flujo que se acompaña muestra los datos para una base supuesta de 100 moles de metano de alimentación:



Si la presión es lo suficientemente baja para que se considere que el gas se comporte idealmente, el metano entra al reactor a 25 ºC y el aire entra a 100 ºC, ¿cuánto calor debe extraerse para que el flujo de producto salga a 150 ºC?

Datos:

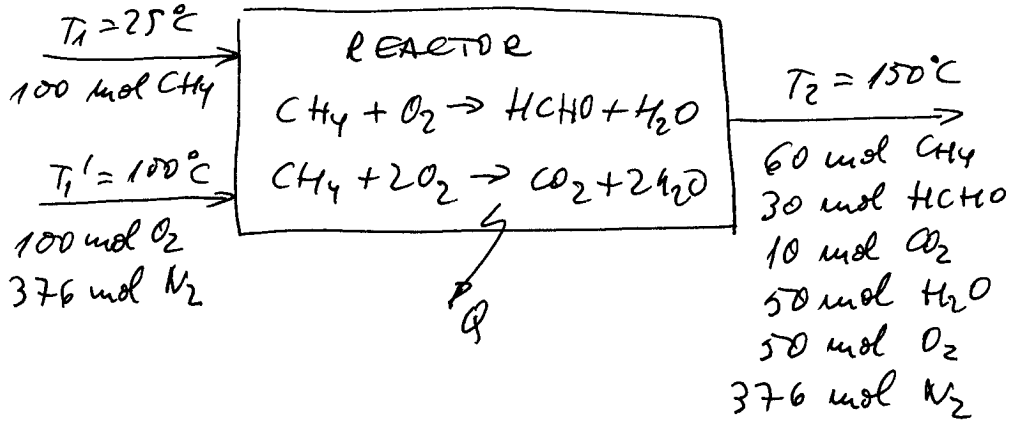
Entalpías de formación a 25 ºC y 1 atm:

Compuesto	ΔH^o_f [kJ/mol]
CH_4	- 74,85
HCOH	-115,90
CO_2	- 393,50
H_2O	- 241,83

Capacidades caloríficas medias en el intervalo de temperaturas considerado:

Compuesto	C_p [kJ/(kmol·ºC)]
CH_4	39,20
O_2	20,06
N_2	29,24
HCOH	38,00
CO_2	39,54
H_2O	34,13

$$Q = -15.302 \text{ kJ}$$



Balance de materia:

Teniendo en cuenta que el HCOH sólo se genera en la primera reacción (30 mol) y el CO_2 sólo se genera en la segunda (10 mol), puede afirmarse que la conversión de la primera reacción es del 30% mientras que la de la segunda es del 10%. En efecto:

CH_4 transformado:

Primera reacción:

HCOH : 30 mol

H_2O : 30 mol

Segunda reacción:

CO_2 : 10 mol

H_2O : 20 mol

→ 50 mol

CH_4 sin transformar: 60 mol

O_2 transformado:

Primera reacción:

30 mol

Segunda reacción:

20 mol

O_2 sin transformar: 50 mol

El N_2 se comporta como inerte.

Así, a efectos del balance de energía se considerarán las conversiones indicadas al calcular las entalpías de reacción.

Base de cálculo: Ninguna

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

o bien, cuando hay una reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = Q$$

es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = Q \qquad [kJ]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas
Presión: La del sistema
Temperatura: 25 °C

$$H_E = (\Sigma n_i C_{pi})(T_1 - T_{ref}) =$$

$$= (100)(39,2)(25-25) + [(100)(30,06) + (376)(29,24)](100-25) =$$

$$= 1,054 \cdot 10^6 \text{ J} = 1.054 \text{ kJ}$$

$$H_S = (\Sigma n_i C_{pi})(T_2 - T_{ref}) =$$

$$= [(60)(39,2 + (30)(38,00) + (10)(39,54) + (50)(34,13) +$$
$$+ (50)(30,06) + (376)(29,24)](150 - 25) =$$

$$= 2,261 \cdot 10^6 \text{ J} = 2.261 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_R = n\Sigma \Delta f_P^\circ - n\Sigma \Delta f_R^\circ =$$

Primera reacción:

$$(30)[(-115,90) + (-241,83) - (-74,85)] = -8.486 \text{ kJ}$$

Segunda reacción:

$$(10)[(-393,50) + (2)(-241,83) - (-74,85)] = -8.023 \text{ kJ}$$

Total:

$$= -8.486 - 8.023 = -16.509 \text{ kJ}$$

Por tanto:

$$2.261 - 1.054 - 16.509 = Q$$

es decir:

$$Q = -15.302 \text{ kJ}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-29
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química (formación)
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 5.23, pg. 453 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

Un mineral de hierro (pirita) que contiene 85% de FeS_2 y 15% de ganga (tierra inerte, rocas, etc.), se tuesta con una cantidad de aire equivalente a un 200% de aire en exceso con objeto de producir SO_2 según la reacción:

$$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$$

El producto de desecho sólido (ceniza) representa un 72,5% del mineral cargado y tiene una composición de 4% de FeS_2, 75,35% de Fe_2O_3 y 20,65% de ganga. Determinar la transferencia de calor por kilogramo de mineral para mantener las corrientes de producto a 25 ºC, si las corrientes de entrada están también a 25 ºC.

Datos:

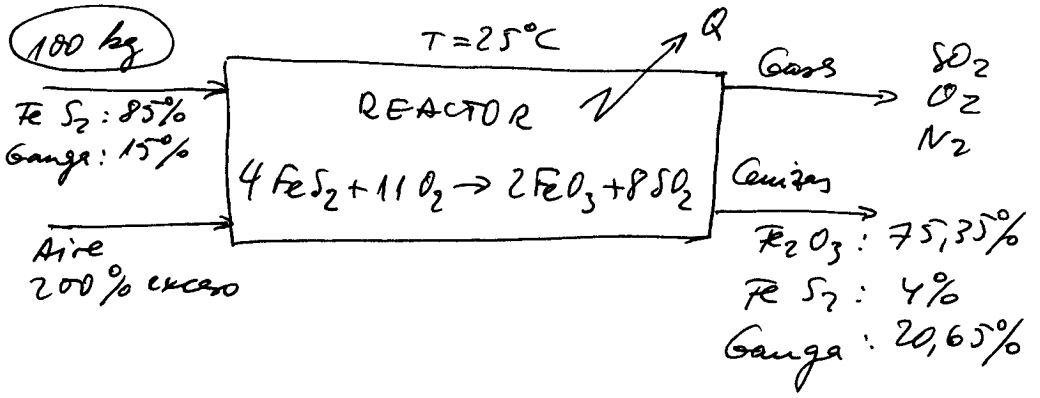
Pesos moleculares

Compuesto	M [kg/kmol]
Fe	56
Fe_2O_3	160
FeS_2	120

Entalpías de formación a 25 ºC y 1 atm:

Compuesto	ΔH^o_f [kJ/mol]
FeS_2	- 177,9
Fe_2O_3	- 822,2
SO_2	- 296,9

$$Q = -5.773 \ \frac{kJ}{kg \text{ mineral}}$$



Base de cálculo: 100 kg de mineral

Balance de materia:

Entrada:

$$FeS_2 = \frac{(0,85)(100)}{120} = 0,708 \text{ kmol}$$

$$O_2 \text{ teórico} = (0,708)\left(\frac{11}{4}\right) = 1,948 \text{ kmol}$$

$$O_2 \text{ exceso} = (2)(1,948) = 3,896 \text{ kmol}$$

$$O_2 \text{ total} = 3,896 + 1,948 = 5,844 \text{ kmol}$$

$$N_2 \text{ acompañante} = (5,844)\left(\frac{79}{21}\right) = 21,985 \text{ kmol}$$

Salida de cenizas:

$$\text{Total} = (0,725)(100) = 72,5 \text{ kg}$$

$$Fe_2O_3 = \frac{(72,5)(0,7535)}{160} = 0,341 \text{ kmol}$$

$$FeS_2 = \frac{(72,5)(0,04)}{120} = 0,024 \text{ kmol}$$

La ganga se considerará inerte a todos los efectos.

Salida de gases:

Balance de S:

$$(2)(0,708) = [SO_2] + (2)(0,024)$$

De donde:

$$[SO_2] = 1,368 \text{ kmol}$$

Balance de O:

$$(2)(5,844) = 2[O_2] + (2)(1,368) + (3)(0,341)$$

De donde:

$$[O_2] = 3,965 \text{ kmol}$$

Balance de N:

$$[N_2] = 21,985 \text{ kmol}$$

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

o bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = Q$$

es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = Q \qquad [kJ]$$

Estado de referencia:

Agregación: El de los compuestos

Presión: 1 atm

Temperatura: 25°C

Como todas las corrientes están a 25°C, las entalpías de reactivos y productos serán nulas, por lo que el balance de energía se simplifica a:

$$\Delta H_R = Q$$

$$\Delta H_R = n \sum \Delta f_p^\circ - n \sum \Delta f_e^\circ =$$

$$= \left[(0{,}341 \cdot 10^3)(-822{,}2) + (1{,}368 \cdot 10^3)(-296{,}9)\right] -$$

$$- \left[(0{,}708 - 0{,}024)\, 10^3 (-177{,}9)\right] = -686{,}59 - (-109.231) =$$

$$= -577.298 \text{ kJ}$$

Por tanto:

$$Q = -577{,}298 \text{ kJ}$$

Transformando la base de cálculo en las condiciones reales del sistema:

$$Q = \frac{-577.298 \text{ kJ}}{100 \text{ kg mineral}} = -5.773 \frac{\text{kJ}}{\text{kg mineral}}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-30
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química (formación)
Referencia	F. Díaz
Notas	F. Camacho

Curso								
Número								

En un reactor catalítico se hidrogena, a presión elevada, benceno para obtener ciclohexano y para ello se alimenta una mezcla de benceno e hidrógeno en proporción molar 1:4, con un caudal total de 200 kg/h, a una temperatura de 300 ºC. Los productos de reacción abandonan el lecho a la temperatura media de éste, de 330 ºC.

Si la conversión del benceno alimentado es del 90%, calcular el calor que hay que eliminar del reactor (kcal/h) suponiendo régimen estacionario y que la temperatura del lecho permanece constante.

Datos:

Entalpías de formación a 25 ºC y 1 atm:

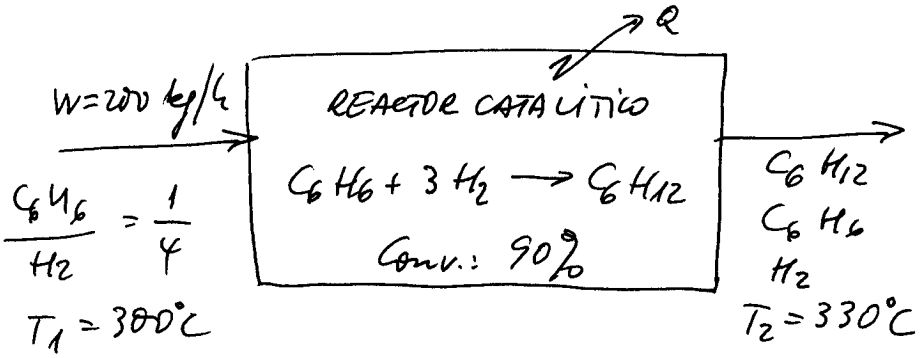
Compuesto	ΔH^o_f [kcal/mol]
C_6H_6	+ 19,82
C_6H_{12}	- 29,43

Capacidades caloríficas medias en el intervalo de temperaturas considerado:

Compuesto	C_p [cal/(mol·ºC)]
C_6H_6	27

Compuesto	C_p [cal/(mol·ºC)]
C_6H_{12}	40
H_2	7

$$Q = -108.973 \ \frac{kcal}{h}$$



Base de cálculo: 1 h

Balances de materia:

Entrada:

$$200\,[kg] = B\,[kmol]\,78\left[\frac{kg}{kmol}\right] + H\,[kmol]\,2\left[\frac{kg}{mol}\right]$$

$$\frac{B\,[kmol]}{H\,[kmol]} = \frac{1}{4}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$200 = 78B + 2H$$

$$\frac{B}{H} = \frac{1}{4}$$

se obtiene $\begin{cases} B = 2{,}326 \text{ kmol} \\ H = 9{,}302 \text{ kmol} \end{cases}$

Salida:

Benceno = $2{,}326 - (0{,}9)(2{,}326) = 0{,}233$ kmol

Ciclohexano = $(0{,}9)(2{,}326) = 2{,}093$ kmol

Hidrógeno = $9{,}302 - (3)(0{,}9)(2{,}326) = 3{,}022$ kmol

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

o bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = Q$$

es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = 0 \quad [kcal]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas
Presión: La del sistema
Temperatura: 25°C

$$H_E = (\Sigma m_i c_{pi})(T_1 - T_{ref}) =$$
$$= [(2{,}326)(27) + (9{,}302)(7)](300 - 25) = 35.177 \text{ kcal}$$

$$H_S = (\Sigma m_i c_{pi})(T_2 - T_{ref}) =$$
$$= [(0{,}233)(27) + (2{,}093)(40) + (3{,}022)(7)](330 - 25) =$$
$$= 33.902 \text{ kcal}$$

$$\Delta H_R = n \Sigma \Delta f_P^\circ - n \Sigma \Delta f_R^\circ =$$
$$= (2{,}093)(-29{,}43 \cdot 10^3) - (2{,}326)(19{,}82 \cdot 10^3) =$$
$$= -107.698 \text{ kcal}$$

Por tanto:

$$33.902 - 35.177 - 107.698 = Q$$

es decir:

$$Q = -108.973 \text{ kcal} \xrightarrow{B.C.} -108.973 \frac{\text{kcal}}{n}$$

(eliminada)

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-31
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química (formación)
Referencia	Jarabo QT-1, problema 17
Notas	

Curso								
Número								

En una instalación productora de hidrógeno se obtienen 10 Tm/día de hidrógeno. El proceso de obtención se basa en la reacción:

$$CO + H_2O\ (v) \rightarrow CO_2 + H_2$$

que se desarrolla haciendo pasar monóxido de carbono y vapor de agua a través de un lecho catalítico a presión próxima a la atmosférica. El reactor está totalmente rodeado de una camisa para la circulación de agua refrigerante. La mezcla reaccionante entra a 150 ºC y los productos abandonan el reactor a 480 ºC. A fin de conseguir la conversión total del monóxido de carbono se utiliza un 50% de exceso de vapor de agua sobre la cantidad estequiométrica.

Calcular el caudal másico de agua refrigerante que se requerirá, si su temperatura no debe incrementarse más de 20 ºC sobre la de entrada.

Datos:

Calor específico del agua líquida: 1 kcal/(kg·ºC).

Calores molares medios entre 25 y 150 ºC:

Compuesto	C_p [kcal/(kmol·ºC)]
CO	7
H_2O	40

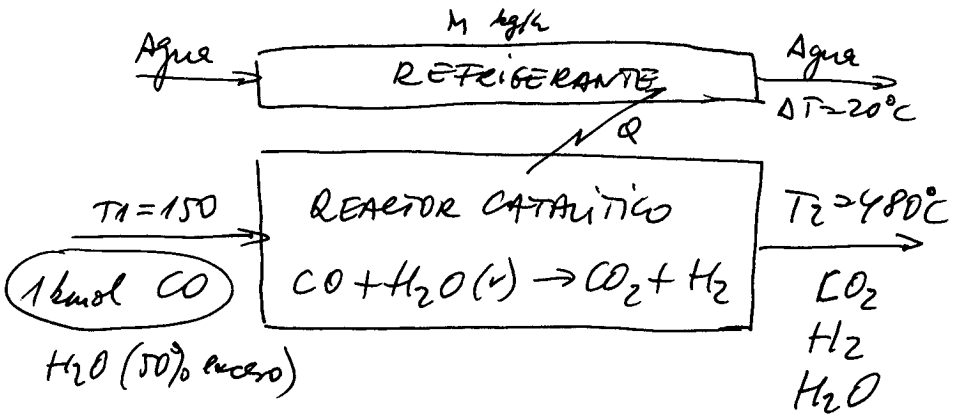
Calores molares medios entre 25 y 480 ºC:

Compuesto	C_p [kcal/(kmol·ºC)]
CO_2	10,7
H_2	7
H_2O	8,5

Entalpías de formación a 25 ºC y 1 atm:

Compuesto	ΔH^o_f [kcal/kmol]
CO_2	- 94.052
CO	- 26.416
H_2O	- 57.798

$$M = 23.500 \frac{kg}{h}$$



Base de cálculo: 1 kmol de CO

Balance de materia:

Entrada:

$$CO = 1 \text{ kmol}$$

$$H_2O = 1 + (0{,}5)(1) = 1{,}5 \text{ kmol}$$

Salida:

$$CO_2 = 1 \text{ kmol}$$

$$H_2 = 1 \text{ kmol}$$

$$H_2O = 1{,}5 - 1 = 0{,}5 \text{ kmol}$$

Balance de energía en el reactor:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

o bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = Q$$

es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = Q \qquad [kcal]$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas

Presión: La del sistema

Temperatura: 25°C

$$H_E = (\Sigma n_i C_{pi})(T_1 - T_{ref}) =$$

$$= [(1)(7) + (1,5)(8,16)](150-25) = 2.405 \text{ kcal}$$

$$H_S = (\Sigma n_i C_{pi})(T_2 - T_{ref}) =$$

$$= [(1)(10,7) + (1)(7) + (0,5)(8,5)](480-25) = 9.987 \text{ kcal}$$

$$\Delta H_R = n \Sigma \Delta f_P^\circ - n \Sigma \Delta f_R^\circ =$$

$$= (1)(-94.052) - [(1)(-26.416) + (1)(-57.798)] =$$

$$= -9.838 \text{ kcal}$$

Por tanto:

$$9.987 - 2.405 - 9.838 = Q$$

es decir:

$$Q = -2.256 \text{ kcal}$$

Transformación de la base de cálculo en los valores reales del sistema:

$$Q = -2.256 \left[\frac{\text{kcal}}{\text{kmol CO}}\right] = -2.256 \left[\frac{\text{kcal}}{\text{kmol H}_2}\right] \cdot \frac{1}{2} \left[\frac{\text{kmol H}_2}{\text{kg H}_2}\right]$$

$$\cdot 10.000 \left[\frac{\text{kg H}_2}{\text{día}}\right] \cdot \frac{1}{24} \left[\frac{\text{día}}{\text{h}}\right] = -470.000 \frac{\text{kcal}}{\text{h}}$$

Este calor lo invertirá el agua del refrigerante en elevar su temperatura:

$$Q = M\, C_p\, \Delta T$$

de donde:

$$M = \frac{Q}{C_p\, \Delta T} = \frac{470.000}{(1)(20)} = 23.500\ \frac{kg}{h}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-32
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen estacionario, sistema abierto, reacción química (combustión)
Referencia	Jarabo QT-1, problema 18
Notas	

Curso								
Número								

En el hogar de una caldera se quema un gas combustible, cuya composición en tanto por ciento en volumen es la siguiente:

Gas	% volumen
H_2	35,0
CO	21,2
CH_4	15,8
CO_2	2,5
N_2	25,5

La combustión se realiza con un 20% en exceso de aire sobre el requerido para la combustión total. Tanto el gas combustible como el aire entran en el horno precalentados a 300 ºC y los gases de combustión lo abandonan a 600 ºC.

Suponiendo que la combustión es total, determinar la composición sobre base húmeda de los gases de combustión formados y el calor transmitido a la caldera por cada 100 kmol de gas combustible quemados, suponiendo que no se producen pérdidas al exterior.

Datos:

Capacidades caloríficas medias en el intervalo de temperaturas considerado:

Compuesto	C_p [cal/(mol·ºC)]
H_2	7,00
N_2	7,10
CO	7,20
O_2	7,50
CO_2	10,8
CH_4	11,6
H_2O	8,50

Entalpías de combustión a 25 ºC y 1 atm:

Compuesto	ΔH^o_c [cal/mol]
CO	- 67.600
H_2	- 58.000
CH_4	- 192.800

Composición de los gases de combustión (% mol):

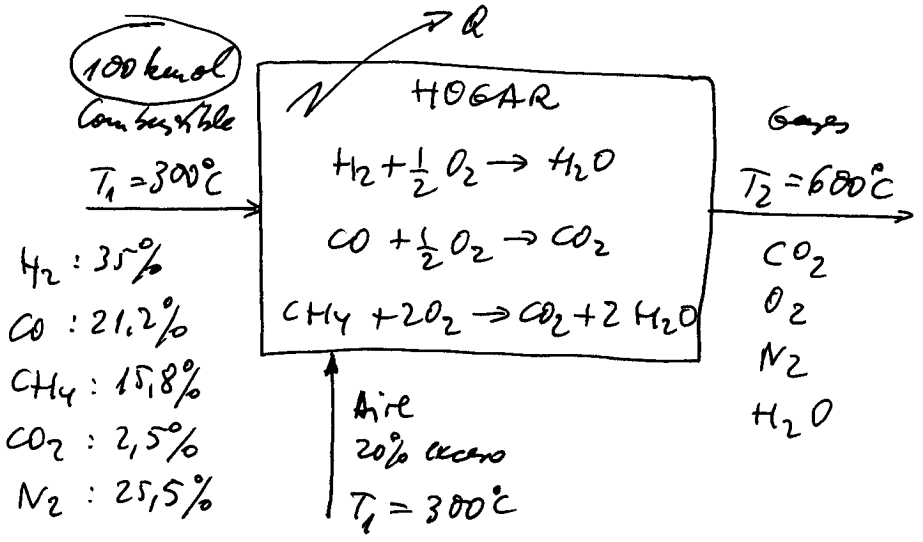
$CO_2 = 9,56$

$O_2 = 2,88$

$N_2 = 71,43$

$H_2O = 16,13$

$Q = -5.951.608 \frac{kcal}{100 kmol\ combustible}$



Base de cálculo : 100 kmol de combustible (enunciado)

Balance de materia:

Entradas:

$H_2 = 35$ kmol

$CO = 21,2$ kmol

$CH_4 = 15,8$ kmol

$CO_2 = 2,5$ kmol

$N_2 = 25,5$ kmol

O_2 teórico $= (35)\left(\frac{1}{2}\right) + (21,2)\left(\frac{1}{2}\right) + (15,8)(2) = 59,7$ kmol

O_2 total $= (59,7)(1,2) = 71,64$ kmol

N_2 acompañante $= (71,64)\left(\frac{79}{21}\right) = 269,5$ kmol

Salidas:

$CO_2 = 21,2 + 15,8 + 2,5 = 39,5$ kmol

$O_2 = 71,64 - 59,7 = 11,94$ kmol

$N_2 = 269,5 + 25,5 = 295$ kmol

$H_2O = 35 + (2)(15,8) = 66,6$ kmol

TOTAL $= 39,5 + 11,94 + 295 + 66,6 = 413,04$ kmol

Composición sobre base húmeda:

$$[CO_2] = \frac{39,5}{413,04} \cdot 100 = 9,56\%$$

$$[O_2] = \frac{11,94}{413,04} \cdot 100 = 2,88\%$$

$$[N_2] = \frac{295}{413,04} \cdot 100 = 71,43\%$$

$$[H_2O] = \frac{66,6}{413,04} \cdot 100 = 16,13\%$$

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

o bien, cuando hay reacción química:

$$\Delta H_{S-E} + \Delta H_R = Q$$

es decir:

$$H_S - H_E + \Delta H_R = Q$$

Estado de referencia:

Agregación: Gas

Presión: la del sistema

Temperatura: 25°C

$$H_E = \left(\Sigma n_i C p_i\right)\left(T_1 - T_{ref}\right) =$$

$$= \left[(35)(7) + (21,2)(2,70) + (15,8)(11,6) + (2,5)(10,8) + (25,5)(7,10)\right.$$

$$\left. + (71,64)(7,50) + (269,5)(7,10)\right](300-25) = 1.268.707 \text{ kcal}$$

$$H_S = (\Sigma m_i C_{pi})(T_2 - T_{ref}) =$$

$$= [(39,5)(10,8) + (11,94)(7,50) + (285)(7,10) + (66,6)(8,50)] \cdot$$

$$(600 - 25) = 1.826.459 \text{ kcal}$$

$$\Delta H_R = n \Sigma \Delta C_R^{\circ} - n \Sigma \Delta C_P^{\circ} =$$

$$= [(35)(-58.000) + (21,2)(-67.600) + (15,8)(-192.800)] - 0 =$$

$$= -6.509.360 \text{ kcal}$$

Por tanto:

$$1.826.459 - 1.268.707 - 6.509.360 = Q$$

s decir:

$$Q = -5.951.608 \text{ kcal} \xrightarrow{B.C} -5.951.608 \frac{\text{kcal}}{100 \text{ kmol combustible}}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-33
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen no estacionario, sistema abierto
Referencia	Jarabo QT-1, problema 12
Notas	

Curso								
Número								

Un tanque contiene 2.500 kg de un aceite que inicialmente se encuentra a 25 ºC y se calienta con agitación (mezcla completa) utilizando vapor de agua saturado que condensa en un serpentín sumergido en el aceite, por donde circula el vapor a la presión de 3 kg-f/cm^2. La velocidad de transmisión de calor puede expresarse mediante la ecuación:

$$\frac{dq}{dt}\left[\frac{kcal}{h}\right] = (T_{vapor} - T_{aceite})$$

donde **q** es el calor transferido y **h** el coeficiente de transmisión de calor,

a) Si al mismo tiempo que comienza el calentamiento se comienza la alimentación de 500 kg/h de mismo aceite a 25 ºC y se saca del tanque el mismo caudal, ¿qué tiempo tardará la descarga del tanque en aumentar su temperatura desde 25 ºC a 40 ºC?

b) ¿Cuál es la máxima temperatura que puede lograrse en el tanque?

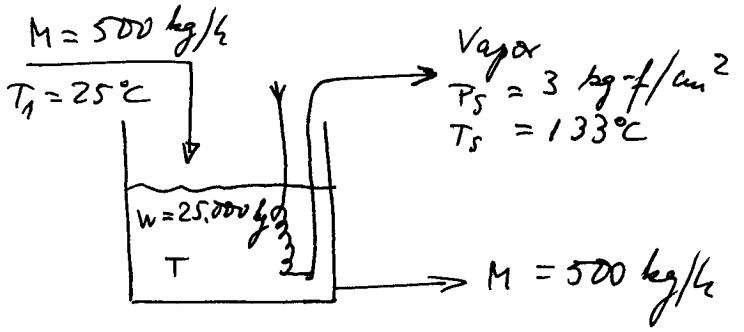
Datos:

Capacidad calorífica del aceite: 0,5 kcal/(kg·ºC).

Temperatura de condensación del vapor: 133 ºC.

a.) $t = 1{,}89\,h$

b.) $T_{max} = 60{,}03\,^{\circ}C$



Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

Como el tanque es adiabático, $Q = 0$ J, por tanto:

$$\Delta H = 0$$

$$H_1 = H_2$$

o bien:

$$H_E + H_G = H_S + H_A$$

Estado de referencia:

Agregación: Líquido
Presión: La del sistema
Temperatura: 25°C

$$\text{Entrada} = M C_p (T_1 - T_{ref}) + h (T_S - T) =$$

$$= 0 + (120)(133 - T) \quad \left[\frac{kcal}{h}\right]$$

Generación = 0 (no hay reacción química)

$$\text{Salida} = M C_p (T - T_{ref}) = (500)(0{,}5)(T - 25) =$$

$$= 250 (T - 25) \quad \left[\frac{kcal}{h}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(W\,[kg]\; cp\left[\frac{kcal}{kg\cdot°C}\right](T-T_{ref})\,[°C]\right)\frac{1}{[h]} =$$

$$= \frac{d}{dt}\left[(2.500)(0,5)(T-25)\right] = 1.250\,\frac{dT}{dt}\quad\left[\frac{kcal}{h}\right]$$

Por tanto:

$$(120)(133-T) = (250)(T-25) + 1.250\,\frac{dT}{dt}$$

o bien:

$$1.250\,\frac{dT}{dt} = 22.210 - 370\,T$$

Reordenando:

$$dt = 3,38\,\frac{dT}{60-T}$$

a.) Límits de integración:

$t = 0\ [h]$ $\qquad T = 25\ [°C]$

$t = t\ [h]$ $\qquad T = 40\ [°C]$

Integrando:

$$t = 3,38\,\ln\left(\frac{60-25}{60-40}\right) = 1,89\ h$$

b.) Temperatura máxima:

La temperatura máxima se producirá en régimen estacionario, es decir, cuando $\frac{dT}{dt} = 0$.

Por tanto:

$$0 = 22.210 - 370\,T$$

De donde:

$$T = 60,03\ °C$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-34
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen no estacionario, sistema abierto
Referencia	F. Díaz (modificado)
Notas	FJ García

Curso								
Número								

A un tanque de 1.000 litros de capacidad, que se encuentra inicialmente a 42,5 ºC, entran 100 l/min de ácido sulfúrico al 10% que está a 50 ºC y, por otro conducto, 100 l/min de agua a 35 ºC. Si el tanque está perfectamente agitado y se extraen 85 l/min de disolución, calcular:

a) ¿En cuánto tiempo se llenará?

c) ¿Cuál será la temperatura de la disolución saliente en ese momento?

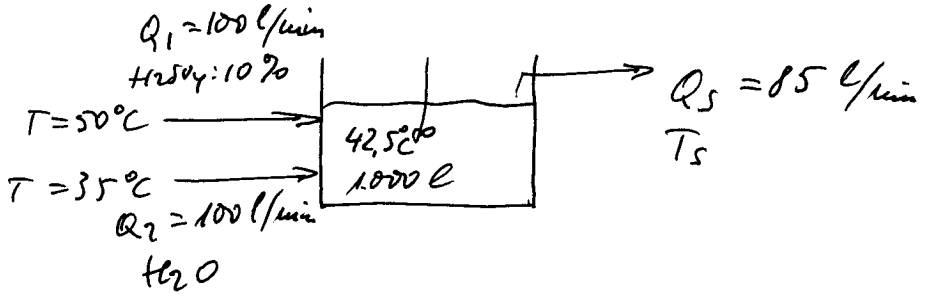
Datos:

La densidad de la disolución de ácido sulfúrico al 10% es 1,05 g/cm^3. Para el resto de las corrientes tomar el valor de densidad de 1 g/cm^3.

El calor específico medio de la corriente de ácido sulfúrico al 10% y de la disolución que abandona el reactor es de 0,90 kcal/(kg·ºC).

a.) $t = 8,70\ min$

b.) $T_5 = 47,86\ °C$



a.) Balance de materia total:

$$\text{Entrada} = 100 + 100 = 200 \quad \left[\frac{l}{min}\right]$$

$$\text{Generación} = 0 \quad \text{(no hay reacción química)}$$

$$\text{Salida} = 85 \quad \left[\frac{l}{min}\right]$$

$$\text{Acumulación} = \frac{dV}{dt} \quad \frac{[l]}{[min]}$$

Por tanto:

$$200 = 85 + \frac{dV}{dt}$$

Separando variables:

$$dV = 115\, dt$$

Límites de integración:

$$t = 0 \ [min] \qquad V = 0 \ [l]$$

$$t = t \ [min] \qquad V = 1.000 \ [l]$$

Integrando:

$$1.000 = 115\, t$$

de donde:

$$t = 8{,}70 \text{ min}$$

b.) Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta U = Q$$

Como se considera el tanque adiabático, $Q = 0$ y, por tanto:

$$\Delta H = 0$$

$$H_1 = H_2$$

O bien:

$$H_E + H_G = H_S + H_A$$

Estado de referencia:

Agregación: Líquido
Presión: La del sistema
Temperatura: 35°C

$$\text{Entrada} = M_1 C_{p1} (T_1 - T_{ref}) + M_2 C_{p2} (T_2 - T_{ref}) =$$

$$= Q_1 \rho_1 C_{p1} (T_1 - T_{ref}) + 0 = (100)(1{,}05 \cdot 10^3)(0{,}9)(50-35) =$$

$$= 1{,}4175 \cdot 10^6 \ \frac{cal}{min}$$

Generación = 0 (no hay reacción química)

$$\text{Salida} = M_S C_p (T - T_{ref}) = Q_S \rho C_p (T - T_{ref}) =$$

$$= (85)(1 \cdot 10^3)(0{,}9)(T-35) = 76.500 (T-35) \ \frac{cal}{min}$$

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left(V[l] \rho \left[\frac{g}{l}\right] C_p \left[\frac{cal}{g \cdot °C}\right] (T - T_{ref})[°C] \right) \frac{1}{[min]} =$$

$$= V\rho C_p \frac{d}{dt}\left[(T-T_{ref})\right] = (1.000)(1\cdot10^3)(1)\frac{d}{dt}\left[(T-35)\right]$$

$$= 10^6 \frac{d}{dt}\left[(T-35)\right] \quad \frac{cal}{min}$$

Por tanto:

$$1{,}4175\cdot10^6 = 76.500\,(T-35) + 10^6 \frac{d}{dt}\left[(T-35)\right]$$

Operando y separando variables:

$$\frac{dT}{53{,}53-T} = 0{,}0765\,dt$$

Límites de integración:

$t = 0$ [min] $\quad T = 42{,}5$ [°C]

$t = 8{,}70$ [min] $\quad T = T_5$ [°C]

Integrando:

$$\ln\left(\frac{53{,}53-42{,}5}{53{,}53-T_5}\right) = (0{,}0765)(8{,}70)$$

De donde:

$$T_5 = 47{,}86\ ^\circ C$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-35
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen no estacionario, sistema abierto
Referencia	J Costa, ejemplo 4-6, pg. 168
Notas	

Curso								
Número								

Se desea calentar una botella de leche inyectando vapor de agua en su interior. El vapor de agua condensa y aumenta el volumen del líquido del interior del recipiente. Encontrar la ecuación que relacione la variación de la temperatura y el volumen del líquido con el tiempo.

Si la botella, con una capacidad de 225 cm^3, contiene inicialmente 200 cm^3 de leche a 20 ºC y el vapor de agua usado es de 2 atm, hallar la temperatura de la leche cuando la botella esté llena, suponiendo que no existen pérdidas de calor al exterior. Datos:

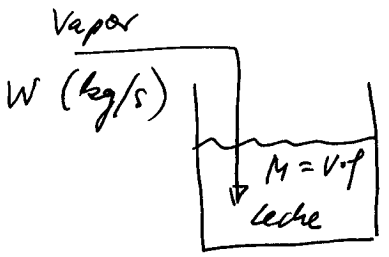
Calor específico de la leche: 4,185 kJ/(kg·ºC)

Densidad de la leche: 10^3 kg/m^3

Entalpía del vapor de agua a 2 atm referida al agua líquida a 0 ºC y 1 atm: 2.700 kJ/kg.

$$T = T_{ref} + \frac{V_0 (T_0 - T_{ref}) + \frac{\Delta H_v W}{C_p \rho} t}{V_0 + \frac{W}{\rho} t}$$

$$T = 89,5^{\circ}C$$



Balance de materia total:

$$w\left[\frac{kg}{h}\right] = \frac{d}{dt}\left(M[kg]\right)\frac{1}{[h]}$$

Como

$$M = V \cdot \rho$$

se tendrá:

$$w = \rho \frac{dV}{dt}$$

Condiciones límite:

$$t = 0\ [s] \qquad V = V_0\ [m^3]$$

$$t = t\ [s] \qquad V = V\ [m^3]$$

Integrando:

$$wt = \rho (V - V_0)$$

o bien:

$$V = V_0 + \frac{wt}{\rho}$$

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

Como no existen pérdidas de calor al exterior (el sistema es adiabático), $Q = 0$ y, por tanto:

$$\Delta H = 0$$

$$H_1 = H_2$$

o bien:

$$H_E + H_G = H_S + H_A$$

Estado de referencia:

Agregación: Líquido
Presión: la del sistema
Temperatura: 273 K

$$\text{Entrada} = \Delta H_V \left[\frac{kJ}{kg}\right] \cdot W \left[\frac{kg}{s}\right] = \Delta H_V \cdot W \quad \frac{kJ}{s}$$

Generación = 0 (no hay reacción química)

Salida = 0 (no hay corriente de salida)

$$\text{Acumulación} = \frac{d}{dt}\left[M C_p (T - T_{ref})\right] = C_p \rho \frac{d}{dt}\left[V(T - T_{ref})\right] \quad \frac{kJ}{s}$$

Por tanto:

$$H_V \cdot W = C_p \rho \frac{d\left[V(T - T_{ref})\right]}{dt}$$

Reordenando:

$$d\left[V(T - T_{ref})\right] = \frac{\Delta H_V \cdot W}{C_p \cdot \rho} dt$$

Condiciones límites:

$t = 0$ [s] $\quad V = V_0$ [m³] $\quad T = T_0$ [K]

$t = t$ [s] $\quad V = V$ [m³] $\quad T = T$ [K]

Integrando:

$$V(T - T_{ref}) - V_0(T_0 - T_{ref}) = \frac{\Delta H_v \cdot w}{c_p \rho} t$$

De donde:

$$T = T_{ref} + \frac{V_0(T_0 - T_{ref}) + \frac{\Delta H_v w}{c_p \rho} t}{V}$$

Teniendo en cuenta el balance de materia:

$$T = T_{ref} + \frac{V_0(T_0 - T_{ref}) + \frac{\Delta H_v w}{c_p \rho} t}{V_0 + \frac{w}{\rho} t}$$

Ecuación que relaciona la temperatura y el volumen del líquido con el tiempo.

La botella estará llena cuando $V = 0{,}225 \cdot 10^{-3}\ m^3$, por lo que en el balance de materia podrá ponerse:

$$0{,}225 \cdot 10^{-3} = 0{,}200 \cdot 10^{-3} + \frac{wt}{103}$$

de donde:

$$wt = 0{,}025\ kg$$

La temperatura se obtendrá, pues, utilizando la ecuación obtenida para ella:

$$T = 273 + \frac{(0{,}200\cdot10^{-3})(293-273) + \frac{(2.700)(0{,}025)}{(4{,}185)(10^3)}}{0{,}200\cdot10^{-3} + \frac{0{,}025}{10^3}} =$$

$$= 362{,}5\ K = 89{,}5\ ^\circ C$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-36
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen no estacionario, sistema abierto
Referencia	J Costa, ejemplo 4-7, pg. 171 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

Deben neutralizarse 100 kg de una disolución con un contenido en ácido sulfúrico del 25% en peso. La disolución acuosa se halla en un tanque a 30 ºC de temperatura y se dispone para su neutralización de una corriente de hidróxido sódico al 10% en peso en agua a una temperatura de 20 ºC y con un caudal de 10 kg/min. No habrá ninguna corriente de salida del tanque y podrá considerarse que la reacción es instantánea.

El tanque, que estará bien agitado, dispone también de un serpentín-refrigerante para la eliminación de parte del calor debido a la reacción química. El fluido que circulará por el serpentín se hallará a 15 ºC, siendo el área de refrigeración del serpentín de 0,2 m^2, con un coeficiente global de transmisión de calor U = 0,3488 $kJ/(s \cdot m^2 \cdot ºC)$. La capacidad calorífica de todas las disoluciones es constante C_p = 4,185 $kJ/(kg \cdot ºC)$.

Determinar el tiempo para neutralizar todo el ácido sulfúrico y la temperatura que alcanzará el tanque en ese momento.

Datos:

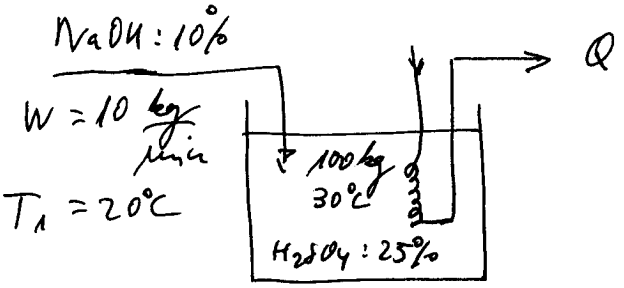
La entalpía estándar (a 25 ºC y 1 atm) para la reacción:

$$H_2SO_4\ (aq) + 2\ NaOH\ (aq) \rightarrow Na_2SO_4\ (aq) + 2\ H_2O$$

es, incluyendo las entalpías de disolución $\Delta H_R = -1{,}38 \cdot 10^5$ kJ/kmol.

$t = 20,4$ min

$T = 49,43°C$



Balance de materia total:

$$W\left[\frac{kg}{s}\right] = \frac{d}{dt}\left(M[kg]\right)\frac{1}{[s]}$$

Separando variables:

$$W\,dt = d\,M$$

Condiciones límite:

$t = 0\ [s]$ $\quad M = 100\ [kg]$

$t = t\ [s]$ $\quad M = M\ [kg]$

Integrando:

$$Wt = M - 100$$

Como

$$W = 10\ \frac{kg}{min} = \frac{1}{6}\ \frac{kg}{s}$$

se tendrá:

$$M = 100 + \frac{1}{6}t$$

Reacción instantánea:

$$H_2SO_4 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$$

Balances de componentes:

H_2SO_4 : $\begin{cases} E = 0 \\ S = 0 \end{cases}$ $\qquad G = A$

$$A = -\frac{d}{dt}\left(\frac{x_S\, M\,[kg]}{98\left[\frac{kg}{kmol}\right]}\right)\frac{1}{[S]} = -\frac{1}{98}\,\frac{d(x_S \cdot M)}{dt} \quad \left[\frac{kmol}{s}\right]$$

$NaOH$: $\begin{cases} S = 0 \\ A = 0 \\ \text{(instantánea)} \end{cases}$ $\qquad G = E$

$$E = \frac{x_N\, W\left[\frac{kg}{s}\right]}{40\left[\frac{kg}{kmol}\right]} = \frac{(0{,}10)}{(40)}\left(\frac{1}{6}\right) = \frac{1}{2.400} \quad \left[\frac{kmol}{s}\right]$$

Como la relación molar es 1 H_2SO_4 / 2 $NaOH$, se tendrá:

$$-\frac{1}{98}\,\frac{d(x_S \cdot M)}{dt} = \frac{1}{(2.400)(2)}$$

Obsérvese que esta ecuación, o bien:

$$r = \frac{1}{(2.400)(2)} = 2{,}083 \cdot 10^{-4} \quad \left[\frac{kmol}{s}\right]$$

representa la velocidad de la reacción (que se utilizará en el balance de energía).

Separando variables:

$$d(x_S \cdot M) = -0{,}0204\, dt$$

Condiciones límites:

$t = 0 \quad [5] \qquad x_5 \cdot M = (0{,}25)(100) = 25 \ [kg]$

$t = t \quad [5] \qquad x_5 \cdot M = x_5 \cdot M \ [kg]$

Integrando:

$$x_5 M - 25 = -0{,}0204\, t$$

Como además:

$$M = 100 + \left(\frac{1}{6}\right) t$$

quedará finalmente:

$$x_5 = \frac{25 - 0{,}0204\, t}{100 + \frac{1}{6} t}$$

Cuando la neutralización es completa, $x_5 = 0$, por lo que:

$$25 - 0{,}0204\, t = 0$$

De donde:

$$t = 1.225 \text{ s} = 20{,}4 \text{ min}$$

Balance de energía:

No hay términos de energía mecánica ni trabajo, por lo que se simplifica a un balance de entalpía:

$$\Delta H = Q$$

o bien:

$$H_E + H_G = H_S + H_A + Q$$

Estado de referencia:

Agregación: Líquido

Presión: La del sistema

Temperatura: 288 K

$$H_E = W C_p (T - T_{ref}) = \left(\frac{1}{6}\right)(4{,}185)(273-278) = -3{,}49 \ \frac{kJ}{s}$$

$$H_G = (-r)\Delta H_e = (-2{,}08\cdot 10^{-4})(-1{,}38\cdot 10^{5}) = 28{,}75 \ \frac{kJ}{s}$$

$H_S = 0$ (no hay corriente de salida)

$$H_A = \frac{d}{dt}\left[M C_p (T - T_{ref})\right] = 4{,}185 \frac{d}{dt}\left[M(T-298)\right] \ \frac{kJ}{s}$$

$$Q = -U A (T - T_{fluido}) = (0{,}3488)(0{,}2)(T-288) =$$

$$= -0{,}0697 (T-288) \ \frac{kJ}{s}$$

Por tanto:

$$-3{,}49 + 28{,}75 = 4{,}185 \frac{d}{dt}\left[M(T-298)\right] - 0{,}0697 (T-288)$$

Reordenando:

$$\frac{45{,}33 + 0{,}0697\, T}{4{,}185} = \frac{d}{dt}\left[M(T-298)\right]$$

Recordando que:

$$M = 100 + \left(\frac{1}{6}\right)t$$

$$\frac{dM}{dt} = \frac{1}{6}$$

se tendrá:

$$\left(100+\frac{1}{6}t\right)\frac{dT}{dt}+\left(\frac{1}{6}\right)(T-298)=10,83+0,0166\,T$$

Operando y separando variable:

$$\frac{dT}{60,49-0,183\,T}=\frac{dt}{100+\frac{1}{6}t}$$

Condiciones límite:

$t=0\ [s]$ $\qquad T=303\ [K]$

$t=1.225\ [s]$ $\qquad T=T\ [K]$

Integrando:

$$-\frac{1}{0,183}\ln\left[\frac{60,49-0,183\,T}{60,49-(0,183)(303)}\right]=6\ln\left[\frac{100+\frac{1225}{6}}{100}\right]$$

o bien:

$$\ln\left[\frac{60,49-0,183\,T}{5,04}\right]=-1,22$$

De donde:

$$T=322,4\ K=49,43\ ^{\circ}C$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-37
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen no estacionario, sistema cerrado
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 5.13, pg. 427
Notas	

Curso								
Número								

En una cámara de combustión de plasma con un volumen de 2 litros se va a calentar gas argón con un calentador de resistencia eléctrica. En un principio el gas, que puede tratarse como gas ideal, está a 1,5 Pa y 300 K. El calentador de 1.000 ohmios extrae corriente a 40 V durante 5 minutos (o sea, el entorno realiza 480 julios de trabajo).

La masa del calentador es de 12 gramos y su capacidad calorífica es de 0,35 J/(g·K). La capacidad calorífica a volumen constante del argón es de 12,47 J/(mol·K).

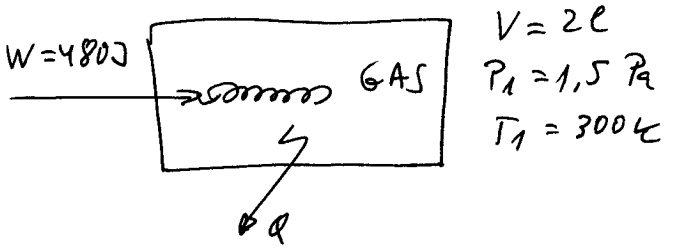
¿Cuáles son la temperatura y la presión finales del gas en equilibrio?

Datos:

Supóngase que la transferencia de calor del gas a la cámara es insignificante a esta presión tan baja y en un tiempo tan corto.

$T = 414{,}3\ K$

$P = 2{,}07\ Pa$



Balance de energía (sistema cerrado):

$$\Delta E_C + \Delta E_p + \Delta U = Q + W$$

(Δ: variaciones en el tiempo)

En estas condiciones:

$\Delta E_C = 0$ (no hay movimiento)

$\Delta E_p = 0$ (no hay variación de nivel)

$Q = 0$ (indicación explícita)

Por tanto:

$$\Delta U = W$$

siendo $W = 480\,J$, la variación de energía interna afectará tanto al calentador como al gas, es decir:

$$\Delta U = \Delta U_{calentador} + \Delta U_{gas}$$

$$\Delta U_C = n\, C_p\, \Delta T = (12)(0{,}35)(T-300) = 4{,}2(T-300)\ [J]$$

Si se considera el gas como ideal:

$$n = \frac{PV}{RT} \qquad \left[R = 8{,}31 \frac{J}{mol \cdot K} = 8{,}31 \frac{Pa \cdot m^3}{mol \cdot K}\right]$$

Siendo:

$P = 1,5\ P_2$

$V = 2\ l = 2 \cdot 10^{-3}\ m^3$

$T = 300\ K$

Se tendrá:

$$n = \frac{(1,5)(2 \cdot 10^{-3})}{(8,31)(300)} = 1,2 \cdot 10^{-6}\ mol$$

Por tanto:

$$\Delta U_G = n\, C_V\, \Delta T = (1,2 \cdot 10^{-6})(12,47)(T - 300) = 1,5 \cdot 10^{-5}(T - 300)\ [J]$$

Así pues, el balance de energía quedará:

$$(4,2 + 1,5 \cdot 10^{5})(T - 300) = 480$$

De donde:

$$T = 414,3\ K$$

La presión final se podrá calcular a partir de

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

o decir:

$$\frac{1,5}{300} = \frac{P_2}{414,3}$$

De donde:

$$P_2 = 2,07\ P_2$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-38
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen no estacionario, sistema cerrado
Referencia	Felder, ejemplo 7.3-1, pg. 326
Notas	

Curso								
Número								

Un tanque con un pistón móvil contiene un gas; la temperatura inicial del gas es 25 ºC.

a) El tanque se coloca en agua hirviendo con el pistón en una posición fija. El gas absorbe una cantidad de 2 kcal de calor y alcanza el equilibrio a 100 ºC (y una presión mayor).

b) El pistón se libera y el gas realiza 100 J de trabajo para trasladar el pistón a su nueva posición de equilibrio. La temperatura final del gas es 100 ºC.

Resolver los correspondientes balances de energía para obtener en cada caso el término de energía involucrado en el proceso. Considerar que el gas en el tanque es el sistema, despreciar el cambio en la energía potencial del gas cuando el pistón se mueve verticalmente y considerar que el gas se comporta idealmente. Expresar todas las energías en julios.

a.) $\Delta U = 8{,}36\ kJ$

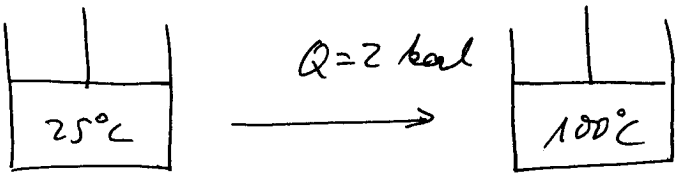
b.) $Q = 100\ J$

Balance de energía (sistema cerrado):

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta U = Q + W$$

(Δ: variación en el tiempo)

a.)



En estas condiciones:

$\Delta E_c = 0$ (tanto en el estado inicial como en el estado final, $v=0$)

$\Delta E_p = 0$ (no hay desplazamiento vertical)

$W = 0$ (las fronteras no se mueven)

Por tanto:

$$\Delta U = Q$$

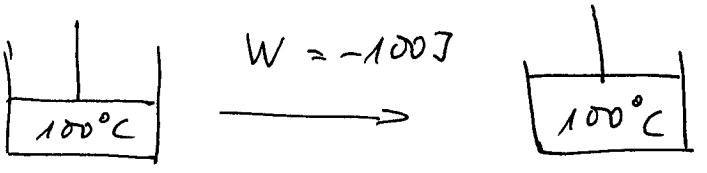
Como:

$$Q = 2\ kcal = 8{,}36\ kJ$$

se tendrá un aumento de energía interna:

$$\Delta U = 8{,}36\ kJ$$

b.)



En estas condiciones:

$\Delta E_c = 0$ (tanto en el estado inicial como en el estado final, $v=0$)

$\Delta E_p \simeq 0$ (se considera despreciable el desplazamiento vertical)

$\Delta U = 0$ (la energía interna sólo depende de la temperatura, y ésta no cambia)

Por tanto:

$$0 = Q + W$$

Como

$$W = -100\ J \quad \text{(el sistema realiza trabajo)}$$

se tendrá una absorción de calor:

$$Q = 100\ J$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ04-39
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Balances de energía
Materia	Régimen no estacionario, sistema cerrado
Referencia	Himmelblau 6ª, ejemplo 5.12, pg. 426 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

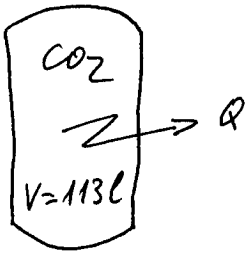
Un extintor, que tiene un volumen de 113 litros, almacena 4,5 kg de CO_2 a temperatura ambiente, de tal forma que la presión en su interior es de $2 \cdot 10^6$ Pa. ¿Cuánto calor se deberá extraer del extintor para que una parte del CO_2 se encuentre en estado líquido y la presión en su interior sea de $9{,}65 \cdot 10^5$ Pa?

Datos:

Las entalpías específicas del CO_2 en las condiciones del sistema son:

P (Pa)	ΔH [kJ/kg]
$9{,}65 \cdot 10^5$	188,5
$2{,}00 \cdot 10^6$	372,3

$$Q = -706.563 \text{ J}$$



Balance de energía (sistema cerrado):

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta U = Q + W$$

(Δ: variación en el tiempo)

En estas condiciones:

$\Delta E_c = 0$ (no hay movimiento)

$\Delta E_p = 0$ (no hay variación de nivel)

$W = 0$ (las fronteras no se mueven)

Por tanto:

$$\Delta U = Q$$

Como se dispone de datos de entalpía:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta\left(\frac{P}{\rho}\right)$$

Por tanto:

$$Q = \Delta H - \Delta\left(\frac{P}{\rho}\right)$$

Siendo:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{4,5}{0,113} = 39,82 \ \frac{kg}{m^3}$$

se tendrá:

$$\Delta H = 188.500 - 372.300 = -183.800 \left[\frac{J}{kg}\right]$$

$$\Delta\left(\frac{p}{\rho}\right) = \frac{9{,}5\cdot 10^5 - 2\cdot 10^6}{39{,}82} = -26.786\left[\frac{J}{kg}\right]$$

Es deut:

$$Q = -183.800 + 26.786 = -157.014\left[\frac{J}{kg}\right]$$

a bim:

$$Q = -157.014\left[\frac{J}{kg}\right] 4{,}5\,[kg] = -706.563\ J$$

TEMA 5:

INTRODUCCIÓN A LA INGENIERÍA DE LA REACCIÓN QUÍMICA (Cinética)

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-01
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Conceptos cinéticos
Referencia	Levenspiel, problema 2.5, pg. 38
Notas	

Curso								
Número								

La ecuación cinética para una reacción en fase gaseosa a 400 K viene dada por:

$$-\frac{dp_A}{dt} = 3{,}66\ p_A^2 \qquad \frac{atm}{h}$$

a) Indíquense las unidades del coeficiente cinético.

b) Calcúlese el coeficiente cinético para esta reacción, si la ecuación cinética viene expresada por:

$$-r_A = -\frac{1}{V}\frac{dN_A}{dt} = k'\,C_A^2 \qquad \frac{mol}{l\cdot h}$$

a.) $atm^{-1} \cdot h^{-1}$

b.) $k' = 120 \left[\frac{l}{mol \cdot h} \right]$

Las unidades de la ecuación cinética son:

$$-\frac{dP_A}{dt}\left[\frac{atm}{h}\right] = 3{,}66\ [?]\ P_A^2\ [atm]^2$$

a.) Las unidades del coeficiente cinético serían:

$$3{,}66\left[\frac{\frac{atm}{h}}{atm^2}\right] = 3{,}66\left[\frac{1}{atm\cdot h}\right]$$

b.) Al ser la reacción en fase gaseosa, se supondrá aplicable la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P_i V = n_i RT$$

$$P_i = \frac{n_i}{V} RT = C_i RT$$

Sustituyendo P_A en la ecuación cinética original:

$$-(cT)\frac{dC_A}{dt} = k(RT)^2 C_A^2$$

o bien:

$$-\frac{dC_A}{dt} = k\,RT\,C_A^2$$

Luego el nuevo coeficiente cinético será, a 400 K ($R = 0{,}082\ \frac{atm\cdot l}{mol\cdot K}$):

$$k' = k(RT) = 3{,}66\left[\frac{1}{atm\cdot h}\right]\cdot 0{,}082\left[\frac{atm\cdot l}{mol\cdot K}\right]\cdot 400\,[K] =$$

$$= 120\left[\frac{l}{mol\cdot h}\right]$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-02
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Conceptos cinéticos
Referencia	FJ García
Notas	

Curso								
Número								

Una reacción tiene lugar en fase gaseosa a 300 ºC y su ecuación de velocidad viene expresada por:

$$-\frac{dp_A}{dt} = 8{,}00\ p_A^2$$

donde p_A se mide en mmHg y t en segundos.

a) ¿Cuáles son las unidades del coeficiente cinético?

b) ¿Cuánto valdría el coeficiente cinético si la ecuación cinética se expresa de la siguiente forma:

$$-\frac{dC_A}{dt} = k'\ C_A^2$$

donde C_A se mide en mol/l y t en minutos

a) $mmHg^{-1} \cdot s^{-1}$

b.) $k' = 1{,}7 \cdot 10^{7} \left[\frac{l}{mol \cdot min} \right]$

a.) Las unidades del coeficiente cinético serán:

$$8{,}00 \left[\frac{\frac{mmHg}{s}}{(mmHg)^2} \right] = 8{,}00 \left[\frac{1}{mmHg \cdot s} \right]$$

b.) Si es posible aplicable la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P_A V = n_A R T$$

$$P_A = \frac{n_A}{V} R T = C_A R T$$

Sustituyendo P_A en la ecuación cinética original:

$$-(RT) \frac{dC_A}{dt} = k (RT)^2 C_A^2$$

$$-\frac{dC_A}{dt} = k RT C_A^2$$

Luego el nuevo coeficiente cinético será a 300°C (573 K), considerando:

$$R = 0{,}082 \frac{atm \cdot l}{mol \cdot K}$$

$$k' = k(RT) = 8{,}00 \left[\frac{1}{mmHg \cdot s} \right] \cdot 0{,}082 \left[\frac{atm \cdot l}{mol \cdot K} \right] \cdot 573 [K] \cdot$$

$$\cdot 760 \left[\frac{mmHg}{atm} \right] \cdot 60 \left[\frac{s}{min} \right] = 1{,}7 \cdot 10^7 \left[\frac{l}{mol \cdot min} \right]$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-03
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Conceptos cinéticos
Referencia	S. Delgado
Notas	G. Limiñana

Curso								
Número								

La reacción química en fase gaseosa:

$$A \rightarrow 2R$$

se produce en un reactor que consiste en un recipiente relleno de partículas esféricas no porosas de un catalizador sólido. La superficie específica del catalizador es de 60 m^2/m^3 de relleno, su densidad es de 3.000 kg/m^3 de relleno y la porosidad del lecho (volumen de huecos respecto al volumen total) es de 0,40. La velocidad de desaparición de **A** viene dada por la expresión:

$$-r_A = \frac{1}{M}\frac{dN_A}{dt} = 1{,}4\ C_A$$

donde **t** se mide en horas, $\mathbf{C_A}$ en mol/l de fluido, $\mathbf{N_A}$ en mol de **A** que desaparece por reacción química y **M** en kg de catalizador.

Teniendo en cuenta estos datos:

a) Calcular las dimensiones del coeficiente cinético.

b) Escribir la velocidad de reacción basada en la unidad de volumen del reactor.

c) Escribir la velocidad de reacción basada en la unidad de volumen del fluido.

d) Escribir la velocidad de reacción basada en la unidad de superficie de catalizador.

a.) $kg^{-1} \cdot h^{-1}$

b.) $-r_A' = -\frac{1}{V_R} \frac{dN_A}{dt} = 2,52\ G_A$

c.) $-r_A'' = -\frac{1}{V_f} \frac{dN_A}{dt} = 6,3\ G_A$

d.) $-r_A''' = -\frac{1}{S} \frac{dN_A}{dt} = 70\ G_A$

Las unidades de la ecuación cinética son:

$$-\frac{1}{M}\frac{dN_A}{dt}\left[\frac{mol}{kg\cdot h}\right] = 1{,}4\,[?]\,C_A\left[\frac{mol}{l}\right]$$

a.) Las unidades del coeficiente cinético serían:

$$1{,}4\left[\frac{\frac{mol}{kg\cdot h}}{\frac{mol}{l}}\right] = 1{,}4\left[\frac{l}{kg\cdot h}\right]$$

b.) El volumen del reactor, V_R, se obtiene a partir de los datos:

$$V_{reactor} = V_{sólido} + V_{huecos}$$

$$V_{sólido} = \frac{\text{Masa sólido}}{\text{Densidad sólido}} = \frac{M}{\rho} \quad \left(\rho = 3.000\,\frac{kg}{m^3} = 3\,\frac{kg}{l}\right)$$

$$V_{huecos} = (V_{reactor})(\text{Porosidad}) = V_R\cdot\varepsilon \quad (\varepsilon = 0{,}4)$$

Luego:

$$V_R = \frac{M}{\rho} + V_R\cdot\varepsilon;\quad V_R = \frac{M}{\rho(1-\varepsilon)}$$

La ecuación cinética podrá escribirse ahora, referida al volumen del reactor:

$$-r_A' = -\frac{1}{V_R}\left(\frac{1}{M}\frac{dN_A}{dt}\right) = \frac{1{,}4}{V_R}C_A$$

$$-r_A' = -\frac{1}{V_R}\frac{dN_A}{dt} = 1{,}4\,\frac{M}{V_R}C_A = 1{,}4\rho(1-\varepsilon)C_A =$$

$$= (1{,}4)(3)(1-0{,}4)C_A = 2{,}52\,C_A$$

c.) El volumen del fluido será equivalente al volumen de huecos en el reactor, ya que sitios serán ocupados por el fluido:

$$V_f = V_R \cdot \epsilon = \frac{M\,\epsilon}{\rho(1-\epsilon)}$$

La ecuación cinética podrá escribirse ahora, referida al volumen del fluido:

$$-r_A'' = -\frac{1}{V_f}\left(\frac{1}{M}\frac{dN_A}{dt}\right) = \frac{1,4}{V_f} C_A$$

$$-r_A'' = -\frac{1}{V_f}\frac{dN_A}{dt} = 1,4\,\frac{M}{V_f} C_A = 1,4\,\frac{M\cdot\rho(1-\epsilon)}{M-\epsilon} C_A =$$

$$= \frac{(1,4)(3)(1-0,4)}{0,4} C_A = 6,3\, C_A$$

d.) La superficie del catalizador, S, se obtiene a partir de los datos:

$$S_{específica} = \frac{S_{catalizador}}{V_{catalizada}} = \frac{S}{M/\rho} \qquad \left(S_0 = 60\,\frac{m^2}{m^3} = 0,06\,\frac{m^2}{l}\right)$$

Luego $S = \dfrac{S_0 M}{\rho}$

La ecuación cinética podrá escribirse ahora, referida a la superficie del catalizador:

$$-r_A''' = -\frac{1}{S}\left(\frac{1}{M}\frac{dN_A}{dt}\right) = \frac{1,4}{S} C_A$$

$$-r_A''' = -\frac{1}{S}\frac{dN_A}{dt} = 1,4\,\frac{M}{S} C_A = 1,4\,\frac{M\rho}{S_0 M} C_A =$$

$$= \frac{(1,4)(3)}{0,06} C_A = 70\, C_A$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-04
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Conceptos cinéticos
Referencia	Levenspiel 3ª, problema 2.15, pg. 35
Notas	

Curso								
Número								

Cuando se dobla la concentración de reactivo se triplica la velocidad de reacción. Encontrar el orden de reacción.

$n = 1{,}585$

Se supone la ecuación cinética:

$$-r = k C_A^n$$

que, en las condiciones indicadas se puede poner como:

$$-3r = k (2C_A)^n$$

Dividiendo ambas ecuaciones:

$$\frac{1}{3} = \frac{1}{2^n}$$

de donde:

$$n = \frac{\log 3}{\log 2} = 1{,}585$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-05
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Conceptos cinéticos
Referencia	Levenspiel 3ª, problema 2.16, pg. 36
Notas	

Curso								
Número								

Encontrar los órdenes de reacción respecto a **A** y **B** para la estequiometría:

$$A + B \rightarrow Productos$$

si se dispone de los siguientes datos:

C_A	4	1	1
C_B	1	1	8
$-r_A$	2	1	4

$$a = \frac{1}{2}$$

$$b = \frac{2}{3}$$

Se supondrá una ecuación cinética del tipo:

$$-r_A = k C_A^a C_B^b$$

en la cual hay 3 incógnitas (k, a, b), pero con los datos disponibles se pueden establecer 3 ecuaciones:

$$2 = k (4)^a (1)^b$$
$$1 = k (1)^a (1)^b$$
$$4 = k (1)^a (8)^b$$

De las dos primeras:

$$\frac{2}{1} = 4^a \; ; \qquad a = \frac{1}{2}$$

De las dos últimas:

$$\frac{4}{1} = 8^b$$
$$2^2 = 2^{3b} \; ; \qquad b = \frac{2}{3}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-06
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Conceptos cinéticos
Referencia	Levenspiel 3ª, problema 2.17, pg. 36
Notas	

Curso								
Número								

Encontrar los órdenes de reacción respecto a **A** y **B** para la estequiometría:

$$A + B \rightarrow Productos$$

si se dispone de los siguientes datos:

C_A	2	2	3
C_B	125	64	64
$-r_A$	50	32	48

$$a = 1$$
$$b = \frac{2}{3}$$

Se supondrá una ecuación cinética del tipo:

$$-r_A = k C_A^a C_B^b$$

en la cual hay 3 incógnitas (k, a, b), pero con los datos disponibles se pueden establecer 3 ecuaciones:

$$50 = k (2)^a (125)^b$$

$$32 = k (2)^a (64)^b$$

$$48 = k (3)^a (64)^b$$

De las dos primeras:

$$\frac{50}{32} = \left(\frac{125}{64}\right)^b$$

$$\left(\frac{5}{4}\right)^2 = \left(\frac{5}{4}\right)^{3b} \quad ; \quad b = \frac{2}{3}$$

De las dos últimas:

$$\frac{48}{32} = \left(\frac{3}{2}\right)^a$$

$$\frac{3}{2} = \left(\frac{3}{2}\right)^a \quad ; \quad a = 1$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-07
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Conceptos cinéticos
Referencia	Calleja, ejemplo 14.1, pg. 394 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

En un reactor discontinuo de volumen constante se descompone a 350 ºC y 1 atm una sustancia **A**, formando otras dos sustancias gaseosas, **B** y **C**, según la reacción:

$$A \rightarrow B + C$$

Dicha descomposición tiene lugar de acuerdo con una cinética de primer orden, cuya constante específica de velocidad, en las condiciones de operación, toma el valor de $2{,}5 \cdot 10^{-5}\ s^{-1}$. Determinar el porcentaje de descomposición al cabo de 1 hora.

$$X_A = 8,6\%$$

La ecuación cinética de esta reacción será:

$$-\frac{dC_A}{dt} = 2{,}5 \cdot 10^{-5} C_A$$

Separando variables e integrando:

$$-\frac{dC_A}{C_A} = 2{,}5 \cdot 10^{-5} dt$$

Condiciones límites:

$t = 0$ [s] $\quad C_A = C_{A0}$ [mol/l]

$t = t$ [s] $\quad C_A = C_A$ [mol/l]

Quedará:

$$C_A = C_{A0} e^{-kt}$$

El porcentaje de descomposición será equivalente a la conversión:

$$X_A = \frac{C_{A0} - C_A}{C_{A0}} = 1 - \frac{C_A}{C_{A0}}$$

Por tanto:

$$1 - X_A = e^{-kt}$$

Es decir, para 1 hora (3.600 s):

$$X_A = 1 - e^{-(2{,}5 \cdot 10^{-5})(3.600)} = 0{,}086 \equiv 8{,}6\,\% \text{ de descomposición}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-08
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Levenspiel, problema 2.6, pg. 39
Notas	

Curso								
Número								

Demostrar que el siguiente esquema:

$$N_2O_5 \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} NO_2 + NO_3^*$$

$$NO_3^* \xrightarrow{k_3} NO^* + O_2$$

$$NO^* + NO_3^* \xrightarrow{k_4} 2NO_2$$

propuesto por Ogg (1947) es satisfactorio y puede explicar la descomposición de primer orden observada para el N_2O_5.

$$-r_{N_2O_5} = \frac{2\, k_1 k_3 \,[N_2O_5]}{k_2[NO_2] + 2 k_3}$$

Se trata de obtener una ecuación cinética de la forma:

$$-r_{N_2O_5} = k\,[N_2O_5]$$

Velocidad global:

$$-r_{N_2O_5} = k_1[N_2O_5] - k_2[NO_2][NO_3^*] \qquad (1)$$

Reemplazar $[NO_3^*]$ por concentraciones medibles:

$$r_{NO_3^*} = k_1[N_2O_5] - k_2[NO_2][NO_3^*]$$

$$r_{NO_3^*} = -k_3[NO_3^*]$$

$$r_{NO_3^*} = -k_4[NO^*][NO_3^*]$$

$$r_{NO_3^*} = k_1[N_2O_5] - k_2[NO_2][NO_3^*] - k_3[NO_3^*] - k_4[NO^*][NO_3^*]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{NO_3^*} = 0$

$$[NO_3^*]\left(k_2[NO_2] + k_4[NO^*] + k_3\right) = k_1[N_2O_5]$$

$$[NO_3^*] = \frac{k_1[N_2O_5]}{k_3 + k_2[NO_2] + k_4[NO^*]} \qquad (2)$$

Reemplazar $[NO^*]$ por concentraciones medibles:

$$r_{NO^*} = k_3[NO_3^*]$$

$$r_{NO^*} = -k_4[NO^*][NO_3^*]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{NO^*} = 0$

$$k_4[NO^*][NO_3^*] = k_3[NO_3^*]$$

$$[NO^*] = \frac{k_3}{k_4} \qquad (3)$$

Sustituyendo ③ en ②:

$$[NO_3^*] = \frac{k_1 [N_2O_5]}{k_2 [NO_2] + 2k_3} \qquad ④$$

Sustituyendo ④ en ①:

$$-r_{N_2O_5} = k_1 [N_2O_5] - \frac{k_1 k_2 [N_2O_5][NO_2]}{k_2 [NO_2] + 2k_3}$$

$$-r_{N_2O_5} = \frac{2 k_1 k_3 [N_2O_5]}{k_2 [NO_2] + 2k_3}$$

Obsérvese que la ecuación cinética sólo será de primer orden para el N_2O_5 si k_2 es muy pequeña, en cuyo caso:

$$-r_{N_2O_5} = k_1 [N_2O_5]$$

es decir, sólo si el mecanismo propuesto contempla que la primera reacción sea irreversible y lenta (controlante de la velocidad).

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-09
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Levenspiel, problema 2.10, pg. 40
Notas	

Curso								
Número								

Las sustancias químicas **A**, **B** y **D** se combinan para dar **R** y **S** de acuerdo con la ecuación estequiométrica:

$$A + B + D \rightleftarrows R + S$$

y después de transcurrir la reacción, hasta una extensión significativa, la ecuación cinética observada es:

$$r_R = k \frac{C_A C_B C_D}{C_R}$$

Para explicar las experiencias cinéticas han sido propuestos los dos mecanismos siguientes, que implican la formación de un producto intermedio activo:

Mecanismo I:

$$A + B \rightleftarrows X^* + R$$

$$D + X^* \rightarrow S$$

Mecanismo II:

$$A + D \rightleftarrows Y^* + R$$

$$B + Y^* \rightarrow S$$

a) Calcúlese el orden de reacción.

b) ¿Están de acuerdo estos mecanismos con los datos cinéticos?

c) Si no lo están, indíquese un esquema que esté de acuerdo con los datos

cinéticos.

d) Si solamente está de acuerdo uno de ellos, ¿qué línea de investigación puede confirmar que el mecanismo considerado es correcto? Si ambos están de acuerdo con los datos cinéticos, ¿cuál debe elegirse entre ellos?

a.) Orden : 2

b.) Ambos mecanismos están de acuerdo con los datos cinéticos

c.) No será necesario buscar otro esquema.

d.) Operando a concentraciones de productos bajas (al comienzo de la reacción).

a.) Si la ecuación cinética es:

$$r_R = k \frac{[A][B][D]}{[R]}$$

el orden de reacción será $3-2 = 2$

Mecanismo I:

$$A + B \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} X^* + R$$

$$D + X^* \xrightarrow{k_3} S$$

Velocidad global:

$$r_R = k_1 [A][B] - k_2 [X^*][R]$$

Reemplazar $[X^*]$ por concentraciones conocidas:

$$r_{X^*} = k_1 [A][B] - k_2 [X^*][R]$$

$$r_{X^*} = -k_3 [D][X^*]$$

$$r_{X^*} = k_1 [A][B] - k_2 [X^*][R] - k_3 [D][X^*]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{X^*} = 0$

$$[X^*](k_2[R] + k_3[D]) = k_1 [A][B]$$

$$[X^*] = \frac{k_1 [A][B]}{k_2 [R] + k_3 [D]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$r_R = k_1 [A][B] - \frac{k_1 k_2 [A][B][R]}{k_2 [R] + k_3 [D]}$$

$$r_R = \frac{k_1 k_3 [A][B][D]}{k_2 [R] + k_3 [D]}$$

Mecanismo II:

$$A + D \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} Y^* + R$$

$$B + Y^* \xrightarrow{k_3} S$$

Velocidad global:

$$r_R = k_1 [A][D] - k_2 [Y^*][R]$$

Reemplazar $[Y^*]$ por concentraciones conocidas:

$$r_{Y^*} = k_1 [A][D] - k_2 [Y^*][R]$$

$$r_{Y^*} = -k_3 [B][Y^*]$$

$$r_{Y^*} = k_1 [A][D] - k_2 [Y^*][R] - k_3 [B][Y^*]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{Y^*} = 0$

$$[Y^*]\left(k_2[R] + k_3[B]\right) = k_1 [A][D]$$

$$[Y^*] = \frac{k_1 [A][D]}{k_2 [R] + k_3 [B]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$r_R = k_1 [A][D] - \frac{k_1 k_2 [A][D][R]}{k_2 [R] + k_3 [B]}$$

$$r_R = \frac{k_1 k_3 [A][B][D]}{k_2 [R] + k_3 [B]}$$

b.) Ambos mecanismos están de acuerdo con los datos cinéticos, el primero si $[R] \gg [D]$ y el segundo, si $[R] \gg [B]$

c.) No sería necesario buscar otro esquema, pues ya hay dos.

d.) Operando a concentraciones de productos bajas, es decir, al comienzo de la reacción, $[R] \simeq 0$ y se tendría:

Mecanismo I:

$$r_R = \frac{k_1 k_3 [A][B][D]}{k_3 [D]} = k_1 [A][B]$$

Mecanismo II:

$$r_R = \frac{k_1 k_3 [A][B][D]}{k_3 [B]} = k_1 [A][D]$$

con lo cual, si la velocidad de reacción inicial fuese proporcional a las concentraciones de A y B, el mecanismo más consistente sería el I, mientras que si lo fuese a las concentraciones de A y D, el mecanismo más consistente sería el II.

También podría operarse a concentraciones muy elevadas de A y obtener velocidades al inicio de la reacción. Si son proporcionales a $[B]$, el mecanismo más consistente sería el I y si lo son a $[D]$, lo sería el II.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-10
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Levenspiel, problema 2.11, pg. 40
Notas	

Curso								
Número								

La sustancia $\mathbf{A_2B}$ se descompone de acuerdo con la ecuación estequiométrica:

$$A_2B \rightleftarrows AB + \frac{1}{2}A_2$$

Para deducir la cinética de esta reacción se ha realizado un gran esfuerzo pero los resultados no son concordantes y no se dispone de ninguna ecuación cinética que se ajuste a los datos. Sin embargo, pueden hacerse las observaciones siguientes sobre los datos:

1) Al principio de cualquier serie experimental se observa que es de primer orden con respecto al reactivo.

2) Cuando el reactivo está casi agotado, los datos se correlacionan bien por una ecuación que es de segundo orden con respecto al mismo.

3) La introducción del producto **AB** con la alimentación no afecta a la velocidad.

4) La introducción del producto $\mathbf{A_2}$ con la alimentación hace descender lentamente la velocidad de reacción; sin embargo, no se ha encontrado ninguna proporcionalidad entre el $\mathbf{A_2}$ añadido y el efecto descendente.

Con la esperanza de que un tratamiento teórico pueda sugerir una forma satisfactoria de la expresión cinética, se han de analizar los mecanismos siguientes:

Mecanismo I:

$$2A_2B \rightleftarrows A_4B_2^*$$

$$A_4B_2^* \rightleftarrows A_2 + 2AB$$

Mecanismo II:

$$A_2B \rightleftarrows A^* + AB$$

$$A_2B + A^* \rightleftarrows A_2 + AB$$

a) ¿Alguno de estos mecanismos está de acuerdo con los datos experimentales encontrados? Si se rechaza un mecanismo, indíquese cuál es la base para rechazarlo.

b) Si ninguno de estos mecanismos es satisfactorio, ¿puede deducirse alguno que esté de acuerdo con los hallazgos experimentales?

a.) Ninguno de los mecanismos está de acuerdo con los datos experimentales.

b.) Mecanismo considerado:

$$A_2B \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} A_2 + B^*$$

$$A_2B + B^* \xrightarrow{k_3} 2AB$$

Mecanismo I:

$$2\,A_2B \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} (A_4B_2)^*$$

$$(A_4B_2)^* \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} A_2 + 2AB$$

Velocidad global:

$$-r_{A_2B} = k_1[A_2B]^2 - k_2[A_4B_2^*]$$

Reemplazar $[A_4B_2^*]$ por concentraciones conocidas:

$$r_{A_4B_2^*} = k_1[A_2B]^2 - k_2[A_4B_2^*]$$

$$r_{A_4B_2^*} = k_4[A_2][AB]^2 - k_3[A_4B_2^*]$$

$$r_{A_4B_2^*} = k_1[A_2B]^2 - k_2[A_4B_2^*] - k_3[A_4B_2^*] + k_4[A_2][AB]^2$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{A_4B_2^*} = 0$

$$[A_4B_2^*](k_2+k_3) = k_1[A_2B]^2 + k_4[A_2][AB]^2$$

$$[A_4B_2^*] = \frac{k_1[A_2B]^2 + k_4[A_2][AB]^2}{k_2+k_3}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$-r_{A_2B} = k_1[A_2B]^2 - \frac{k_1k_2[A_2B]^2 + k_2k_4[A_2][AB]^2}{k_2+k_3}$$

$$-r_{A_2B} = \frac{k_1k_3[A_2B]^2 - k_2k_4[A_2][AB]^2}{k_2+k_3}$$

Mecanismo II:

$$A_2B \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} A^* + AB$$

$$A_2B + A^* \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} A_2 + AB$$

Velocidad global:

$$-r_{A_2B} = k_1[A_2B] - k_2[A^*][AB]$$

$$-r_{A_2B} = k_3[A_2B][A^*] - k_4[A_2][AB]$$

$$-r_{A_2B} = k_1[A_2B] - k_2[A^*][AB] + k_3[A_2B][A^*] - k_4[A_2][AB]$$

Reemplazar $[A^*]$ por concentraciones conocidas:

$$r_{A^*} = k_1[A_2B] - k_2[A^*][AB]$$

$$r_{A^*} = k_4[A_2][AB] - k_3[A_2B][A^*]$$

$$r_{A^*} = k_1[A_2B] - k_2[A^*][AB] - k_3[A_2B][A^*] + k_4[A_2][AB]$$

Aproximación de Estado Estacionario: $r_{A^*} = 0$

$$[A^*]\left(k_2[AB] + k_3[A_2B]\right) = k_1[A_2B] + k_4[A_2][AB]$$

$$[A^*] = \frac{k_1[A_2B] + k_4[A_2][AB]}{k_2[AB] + k_3[A_2B]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$-r_{A_2B} = k_1[A_2B] - \frac{k_1k_2[A_2B][AB] + k_2k_4[A_2][AB]^2}{k_2[AB] + k_3[A_2B]} +$$

$$+ \frac{k_1k_3[A_2B]^2 + k_3k_4[A_2][AB][A_2B]}{k_2[AB] + k_3[A_2B]} - k_4[A_2][AB]$$

$$-r_{A_2B} = \frac{k_1k_3[A_2B]^2 - k_2k_4[A_2][AB]^2 + k_1k_3[A_2B]^2 - k_2k_4[A_2][AB]^2}{k_2[AB] + k_3[A_2B]}$$

$$-r_{A_2B} = \frac{2k_1k_3[A_2B]^2 - 2k_2k_4[A_2][AB]^2}{k_2[AB] + k_3[A_2B]}$$

4.) Análisis de los mecanismos:

Mecanismo I:

1.) Primer orden para $[A_2B]$ alto: FALSO

2.) Segundo orden para $[A_2B]$ bajo: posible si la segunda etapa es irreversible ($k_4 = 0$):

$$-r_{A_2B} = \frac{k_1 k_3}{k_2 + k_3} [A_2B]^2$$

3.) Velocidad no depende de $[AB]$: FALSO

4.) Velocidad disminuye con $[A_2]$, pero no proporcional: FALSO

CONCLUSIÓN: Mecanismo I inconsistente.

Mecanismo II:

1.) Primer orden para $[A_2B]$ alto: posible si la segunda etapa es irreversible ($k_4 = 0$):

$$-r_{A_2B} = \frac{2 k_1 k_3 [A_2B]^2}{k_2 [AB] + k_3 [A_2B]} \simeq 2 k_1 [A_2B]$$

2.) Segundo orden para $[A_2B]$ bajo: posible si la segunda etapa es irreversible ($k_4 = 0$):

$$-r_{A_2B} = \frac{2 k_1 k_3 [A_2B]^2}{k_2 [AB] + k_3 [A_2B]} \simeq \frac{2 k_1 k_3}{k_2} \frac{[A_2B]^2}{[AB]}$$

3.) Velocidad no depende de $[AB]$: FALSO

4.) Velocidad disminuye con $[A_2]$, pero no proporcional: FALSO

CONCLUSIÓN: Mecanismo II inconsistente.

b.) Deducción de un mecanismo:

Si se propone la ecuación cinética:

$$-r_{A_2B} = \frac{k\,[A_2B]^2}{k'[A_2] + k''[A_2B]}$$

& cumplirán las observaciones:

1.) Primer orden para $[A_2B]$ alto:

$$-r_{A_2B} = \frac{k}{k''}\,[A_2B]$$

2.) Segundo orden para $[A_2B]$ bajo:

$$-r_{A_2B} = \frac{k}{k'}\,\frac{[A_2B]^2}{[A_2]}$$

3.) Velocidad no depende de $[AB]$: CIERTO

4.) Velocidad disminuye con $[A_2]$, pero no proporcional: CIERTO

Para formular el mecanismo puede considerarse que las concentraciones del denominador siempre son las de los productos que aparecen como intermedios (ver mecanismo II), por lo que podría sugerirse el siguiente:

$$A_2B \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} A_2 + B^*$$

$$A_2B + B^* \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} 2\,AB$$

Velocidad global:

$$-r_{A_2B} = k_1[A_2B] - k_2[A_2][B^*]$$

$$-r_{A_2B} = k_3[A_2B][B^*] - k_4[AB]^2$$

$$-r_{A_2B} = k_1[A_2B] - k_2[A_2][B^*] + k_3[A_2B][B^*] - k_4[AB]^2$$

Reemplazar $[B^*]$ por concentraciones conocidas:

$$r_{B^*} = k_1[A_2B] - k_2[A_2][B^*]$$

$$r_{B^*} = k_4[AB]^2 - k_3[A_2B][B^*]$$

$$r_{B^*} = k_1[A_2B] - k_2[A_2][B^*] - k_3[A_2B][B^*] + k_4[AB]^2$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{B^*} = 0$

$$[B^*]\left(k_2[A_2] + k_3[A_2B]\right) = k_1[A_2B] + k_4[AB]^2$$

$$[B^*] = \frac{k_1[A_2B] + k_4[AB]^2}{k_2[A_2] + k_3[A_2B]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$-r_{A_2B} = k_1[A_2B] - \frac{k_1k_2[A_2B][A_2] + k_2k_4[A_2][AB]^2}{k_2[A_2] + k_3[A_2B]} +$$

$$+ \frac{k_1k_3[A_2B]^2 + k_3k_4[A_2B][AB]^2}{k_2[A] + k_3[A_2B]} - k_4[AB]^2$$

$$-r_{A_2B} = \frac{k_1k_3[A_2B]^2 - k_2k_4[A_2][AB]^2 + k_1k_3[A_2B]^2 - k_2k_4[A_2][AB]^2}{k_2[A] + k_3[A_2B]}$$

$$-r_{A_2B} = \frac{2k_1k_3[A_2B]^2 - 2k_2k_4[A_2][AB]^2}{k_2[A_2] + k_3[A_2B]}$$

Esta ecuación coincidiría con la ecuación cinética propuesta si la segunda etapa del mecanismo fuese irreversible, es decir, $k_4 = 0$, con lo cual:

$$-r_{A_2B} = \frac{2 k_1 k_3 [A_2B]^2}{k_2[A_2] + k_3[A_2B]}$$

En definitiva, el mecanismo consistente con los datos experimentales será:

$$A_2B \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} A_2 + B^*$$

$$A_2B + B^* \xrightarrow{k_3} 2\,AB$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-11
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Levenspiel, problema 2.19, pg. 43
Notas	

Curso								
Número								

Un reactivo denominado “sustrato” se convierte en producto por la acción de una enzima, una sustancia de peso molecular elevado (mayor de 10.000) análoga a una proteína. Una enzima es altamente específica, catalizando solamente una reacción particular o un grupo de reacciones. Así se tiene:

$$A \xrightarrow{enzima} R$$

La mayor parte de estas reacciones presentan las siguientes características cinéticas:

1) La velocidad es proporcional a la concentración de la enzima introducida en la mezcla, $\mathbf{[E_o]}$.

2) Para concentraciones bajas del reactivo, la velocidad es proporcional a la concentración de reactivo. Michaelis y Menten (1913) fueron los primeros en explicar este comportamiento general con el mecanismo siguiente:

$$A + E \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} AE^*$$

$$AE^* \xrightarrow{k_3} R + E$$

3) La característica particular de este modelo consiste en suponer que la concentración del producto intermedio puede ser apreciable, en cuyo caso la enzima

total está distribuida de la forma:

$$[E_o] = [E] + [AE^*]$$

Como la concentración de la enzima no puede determinarse fácilmente, dedúzcase la ecuación cinética para esta reacción en función de **$[E_o]$** y **[A]** y demuéstrese que explica el comportamiento observado. En el desarrollo utilícese la aproximación del estado estacionario.

$$-r_A = \frac{k_1 k_3 [A][E_0]}{k_1 [A] + k}$$

Según el mecanismo propuesto, la ecuación cinética global será:

$$-r_A = k_1[A][E] - k_2[AE^*]$$

Según el enunciado:

$$[E_0] = [E] + [AE^*]$$

de donde:

$$[E] = [E_0] - [AE^*]$$

$$-r_A = k_1[A][E_0] - k_1[A][AE^*] - k_2[AE^*]$$

Reemplazar $[AE^*]$ por concentraciones conocidas:

$$r_{AE^*} = k_1[A][E] - k_2[AE^*]$$

$$r_{AE^*} = -k_3[AE^*]$$

$$r_{AE^*} = k_1[A][E] - k_2[AE^*] - k_3[AE^*]$$

$$r_{AE^*} = k_1[A][E_0] - k_1[A][AE^*] - k_2[AE^*] - k_3[AE^*]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{AE^*} = 0$

$$[AE^*](k_1[A] + k_2 + k_3) = k_1[A][E_0]$$

$$[AE^*] = \frac{k_1[A][E_0]}{k_1[A] + k_2 + k_3}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$-r_A = k_1[A][E_0] - \frac{k_1^2[A]^2[E_0]}{k_1[A] + k_2 + k_3} - \frac{k_1 k_2[A][E_0]}{k_1[A] + k_2 + k_3}$$

$$-r_A = \frac{k_1 k_3[A][E_0]}{k_1[A] + k_2 + k_3} = \frac{k_1 k_3[A][E_0]}{k_1[A] + k}$$

Análisis de la ecuación cinética obtenida:

Punto 1 del enunciado: $-r_A \propto [E_0]$: CIERTO

Punto 2 del enunciado: $-r_A \propto [A]$ para $[A]$ bajas

Cuando $[A]$ es baja, $k_1[A] \ll k$

$$-r_A = \frac{k_1 k_3}{k}[A][E_0]$$ CIERTO

Punto 3 del enunciado: $-r_A \neq f([A])$ para $[A]$ altas

Cuando $[A]$ es alta, $k_1[A] \gg k$

$$-r_A = k_3[E_0]$$ CIERTO

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-12
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Levenspiel, problema 2.8, pg. 39 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

Se sabe por experiencia que la descomposición del ozono en fase homogénea transcurre de acuerdo con la ecuación cinética:

$$-r_{O_3} = k\,\frac{[O_3]^2}{[O_2]}$$

para la que se ha propuesto el siguiente mecanismo en dos etapas:

$$O_3 \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} O_2 + O^*$$

$$O_3 + O^* \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} 2O_2$$

a) Indíquese el orden global de la reacción.

b) Establézcanse las relaciones de magnitud que deben existir entre las concentraciones y las constantes de velocidad con objeto de que el mecanismo esté de acuerdo con los resultados experimentales.

a.) Orden global: 1

b.) Segunda reacción:
Irreversible ($k_4 = 0$)
Lenta (k_3 pequeña)

a.) Si la ecuación cinética es:

$$-r_{O_3} = \frac{k\,[O_3]^2}{[O_2]}$$

el orden global es $2-1=1$

b.) Velocidad global:

$$-r_{O_3} = k_1[O_3] - k_2[O_2][O^*]$$
$$-r_{O_3} = k_3[O_3][O^*] - k_4[O_2]^2$$

$$-r_{O_3} = k_1[O_3] - k_2[O_2][O^*] + k_3[O_3][O^*] - k_4[O_2]^2$$

Reemplazar $[O^*]$ por concentraciones conocidas:

$$r_{O^*} = k_1[O_3] - k_2[O_2][O^*]$$
$$r_{O^*} = k_4[O_2]^2 - k_3[O_3][O^*]$$

$$r_{O^*} = k_1[O_3] - k_2[O_2][O^*] - k_3[O_3][O^*] + k_4[O_2]^2$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{O^*} = 0$

$$[O^*]\left(k_2[O_2] + k_3[O_3]\right) = k_1[O_3] + k_4[O_2]^2$$

$$[O^*] = \frac{k_1[O_3] + k_4[O_2]^2}{k_2[O_2] + k_3[O_3]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$-r_{O_3} = k_1[O_3] - \frac{k_1k_2[O_2][O_3] + k_2k_4[O_2]^3}{k_2[O_2] + k_3[O_3]} +$$

$$+ \frac{k_1k_3[O_3]^2 + k_3k_4[O_2]^2[O_3]}{k_2[O_2] + k_3[O_3]} - k_4[O_2]^2$$

$$-r_{O_3} = \frac{k_1 k_3 [O_3]^2 - k_2 k_4 [O_2]^3 + k_1 k_3 [O_3]^2 - k_2 k_4 [O_2]^3}{k_2 [O_2] + k_3 [O_3]}$$

$$-r_{O_3} = \frac{2 k_1 k_3 [O_3]^2 - 2 k_2 k_4 [O_2]^3}{k_2 [O_2] + k_3 [O_3]} \quad (*)$$

Si la segunda reacción del mecanismo es irreversible ($k_4 = 0$):

$$-r_{O_3} = \frac{2 k_1 k_3 [O_3]^2}{k_2 [O_2] + k_3 [O_3]}$$

Para que esta ecuación coincida con la cinética propuesta, k_3 debe ser muy pequeña, o lo que es lo mismo, la segunda reacción ha de ser mucho más lenta (etapa controlante) que la primera, que debe alcanzar el equilibrio rápidamente. Quedaría así:

$$-r_{O_3} = \frac{2 k_1 k_3}{k_2} \frac{[O_3]^2}{[O_2]}$$

y el mecanismo consistente sería:

$$O_3 \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} O_2 + O^* \quad \text{(rápida)}$$

$$O_3 + O^* \xrightarrow{k_3} 2\, O_2 \quad \text{(lenta)}$$

Podría comprobarse el mecanismo sugerido intentando obtener por extrapolación la velocidad inicial, es decir, cuando $[O_2] \simeq 0$. En este caso la reacción sería de primer orden respecto a O_3 (ecuación (*)).

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-13
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Levenspiel 3ª, ejemplo 2.1, pg. 22 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

La reacción reversible:

$$A + B \leftrightharpoons AB$$

se ha estudiado cinéticamente y se ha encontrado que la velocidad de formación de producto correlaciona bien mediante la siguiente ecuación cinética experimental:

$$r_{AB} = k\, C_A^2$$

Comprobar que el siguiente mecanismo propuesto es consistente con dicha ecuación cinética:

$$2A \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} A_2^*$$

$$A_2^* + B \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} A + AB$$

$$r_{AB} = \frac{\frac{1}{2} k_1 k_3 [A]^2 [B] - k_2 k_4 [A][AB]}{k_2 + k_3 [B]}$$

Velocidad global:

$$r_{AB} = k_3 [A_2^*][B] - k_4 [A][AB]$$

Reemplazar $[A_2^*]$ por concentraciones medibles:

$$r_{A_2^*} = \frac{1}{2} k_1 [A]^2 - k_2 [A_2^*]$$

$$r_{A_2^*} = k_4 [A][AB] - k_3 [A_2^*][B]$$

$$r_{A_2^*} = \frac{1}{2} k_1 [A]^2 - k_2 [A_2^*] - k_3 [A_2^*][B] + k_4 [A][AB]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{A_2^*} = 0$

$$[A_2^*]\left(k_2 + k_3[B]\right) = \frac{1}{2} k_1 [A]^2 + k_4 [A][AB]$$

$$[A_2^*] = \frac{\frac{1}{2} k_1 [A]^2 + k_4 [A][AB]}{k_2 + k_3 [B]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$r_{AB} = \frac{\frac{1}{2} k_1 k_3 [A]^2 [B] + k_3 k_4 [A][B][AB]}{k_2 + k_3 [B]} - k_4 [A][AB]$$

$$r_{AB} = \frac{\frac{1}{2} k_1 k_3 [A]^2 [B] - k_2 k_4 [A][AB]}{k_2 + k_3 [B]}$$

Si $k_2 = 0$ se tendría:

$$r_{AB} = \frac{1}{2} k_1 [A]^2$$

ecuación que coincide con la experimental si:

$$k = \frac{1}{2} k_1$$

Al haber considerado que $k_2 = 0$, implica que la primera reacción es prácticamente irreversible, lo que significa que el mecanismo realmente consistente sería:

$$2\,A \xrightarrow{k_1} A_2^*$$

$$A_2^* + B \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} A + AB$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-14
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Levenspiel, problema 2.9, pg. 39
Notas	

Curso								
Número								

El ácido hipofosforoso se transforma en ácido fosforoso por la acción de agentes oxidantes:

$$H_3PO_2 \xrightarrow[\text{oxidante}]{\text{agente}} H_3PO_3$$

La cinética de esta transformación presenta las características siguientes:

Para concentraciones bajas de agente oxidante:

$$r_{H_3PO_3} = k\,[\text{agente oxidante}][H_3PO_2]$$

Para concentraciones altas de agente oxidante:

$$r_{H_3PO_3} = k'\,[H^+][H_3PO_2]$$

Para explicar las experiencias cinéticas, se ha supuesto que con el ion hidrógeno como catalizador el H_3PO_2 (normalmente no reactivo) se transforma en forma activa, cuya naturaleza se desconoce. Este producto intermedio reacciona con el agente oxidante y da H_3PO_3. Demuéstrese que este esquema explica los resultados cinéticos observados.

$$r_{H_3PO_3} = \frac{k_1 k_3 [H_3PO_2][H^+][O_4] - k_2 k_4 [H_3PO_3][H^+]}{k_2 [H^+] + k_3 [O_4]}$$

Según se describe el mecanismo, éste puede formularse de la siguiente forma:

$$H_3PO_2 + H^+ \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} X^* + H^+$$

$$X^* + Ox \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} H_3PO_3$$

Velocidad global:

$$r_{H_3PO_3} = k_3[X^*][Ox] - k_4[H_3PO_3]$$

Reemplazar $[X^*]$ por concentraciones medibles:

$$r_{X^*} = k_1[H_3PO_2][H^+] - k_2[X^*][H^+]$$

$$r_{X^*} = k_4[H_3PO_3] - k_3[X^*][Ox]$$

$$r_{X^*} = k_1[H_3PO_2][H^+] - k_2[X^*][H^+] - k_3[X^*][Ox] + k_4[H_3PO_3]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{X^*} = 0$

$$[X^*](k_2[H^+] + k_3[Ox]) = k_1[H_3PO_2][H^+] + k_4[H_3PO_3]$$

$$[X^*] = \frac{k_1[H_3PO_2][H^+] + k_4[H_3PO_3]}{k_2[H^+] + k_3[Ox]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$r_{H_3PO_3} = \frac{k_1 k_3[H_3PO_2][H^+][Ox] + k_3 k_4[H_3PO_3][Ox]}{k_2[H^+] + k_3[Ox]} - k_4[H_3PO_3]$$

$$r_{H_3PO_3} = \frac{k_1 k_3[H_3PO_2][H^+][Ox] - k_2 k_4[H_3PO_3][H^+]}{k_2[H^+] + k_3[Ox]}$$

Para $[Ox]$ bajas: $k_3[Ox] \ll k_2[H^+]$

$$r_{H_3PO_3} = k_1 k_3 [H_3PO_2][Ox] - k_4 [H_3PO_3]$$

que coincidirá con la ecuación cinética propuesta si se considera que la segunda ecuación del mecanismo es irreversible, es decir, $k_4 = 0$:

$$r_{H_3PO_3} = k_1 k_3 [Ox][H_3PO_2] \quad \begin{cases} [Ox] \text{ baja} \\ k_4 = 0 \end{cases}$$

Para [Ox] altas: $k_3[Ox] >> k_2[H^+]$

$$r_{H_3PO_3} = k_1 [H_3PO_2][H^+] - \frac{k_2 k_4}{k_3} \frac{[H_3PO_3][H^+]}{[Ox]}$$

que coincidirá con la ecuación cinética propuesta si se considera que la segunda ecuación del mecanismo es irreversible, es decir, $k_4 = 0$

$$r_{H_3PO_3} = k_1 [H^+][H_3PO_2] \quad \begin{cases} [Ox] \text{ alta} \\ k_4 = 0 \end{cases}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-15
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Levenspiel, problema 2.12, pg. 41
Notas	

Curso								
Número								

Se ha encontrado que la descomposición del óxido nitroso en fase homogénea viene dada por la ecuación estequiométrica:

$$N_2O \rightarrow N_2 + \frac{1}{2}O_2$$

de ecuación cinética:

$$-r_{N_2O} = \frac{k_1[N_2O]^2}{1 + k_2[N_2O]}$$

Dedúzcase un mecanismo que explique esta cinética.

$$N_2O \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} N_2O^*$$

$$N_2O + N_2O^* \xrightarrow{k_3} 2N_2 + O_2$$

Con objeto de comparar mejor la ecuación cinética con la estequiometría conviene poner ésta como:

$$2\,N_2O \longrightarrow 2\,N_2 + O_2$$

Observando la ecuación cinética, al aparecer N_2O en el denominador, significa que éste reacciona con los productos intermedios, por lo que, en principio, cabe plantear el mecanismo:

$$N_2O \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} N_2O^*$$

$$N_2O + N_2O^* \xrightarrow{k_3} 2\,N_2 + O_2$$

Velocidad global:

$$-r_{N_2O} = k_1[N_2O] - k_2[N_2O^*]$$

$$-r_{N_2O} = k_3[N_2O][N_2O^*]$$

$$-r_{N_2O} = k_1[N_2O] - k_2[N_2O^*] + k_3[N_2O][N_2O^*]$$

Reemplazar $[N_2O^*]$ por concentraciones conocidas:

$$r_{N_2O^*} = k_1[N_2O] - k_2[N_2O^*]$$

$$r_{N_2O^*} = k_3[N_2O][N_2O^*]$$

$$r_{N_2O^*} = k_1[N_2O] - k_2[N_2O^*] + k_3[N_2O][N_2O^*]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{N_2O^*} = 0$

$$[N_2O^*](k_2 + k_3[N_2O]) = k_1[N_2O]$$

$$[N_2O^*] = \frac{k_1[N_2O]}{k_2 + k_3[N_2O]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$-r_{N_2O} = k_1[N_2O] - \frac{k_1 k_2 [N_2O]}{k_2 + k_3[N_2O]} + \frac{k_1 k_3 [N_2O]^2}{k_2 + k_3[N_2O]}$$

$$-r_{N_2O} = \frac{k_1 k_3 [N_2O]^2 + k_1 k_3 [N_2O]^2}{k_2 + k_3[N_2O]}$$

$$-r_{N_2O} = \frac{2\, k_1 k_3 [N_2O]^2}{k_2 + k_3[N_2O]} = \frac{2\,\frac{k_1 k_3}{k_2}[N_2O]^2}{1 + \frac{k_3}{k_2}[N_2O]}$$

Ecuación que coincide con la propuesta, por lo que el mecanismo planteado es consistente con la ecuación cinética.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-16
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Gómez-Gotor, problema 3, pg. 57
Notas	FJ García

Curso								
Número								

La reacción:

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

tiene una velocidad de reacción:

$$r_{NO_2} = k\,[NO]^2\,[O_2]$$

Se observa que orden y estequiometría coinciden pero, a pesar de ello, no se trata de una reacción elemental. Indicar un mecanismo adecuado.

$$NO + O_2 \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} NO_3^* \quad \text{(rápida)}$$

$$NO_3^* + NO \xrightarrow{k_3} 2\,NO_2 \quad \text{(lenta)}$$

Al ser de segundo orden para el NO, parece que este compuesto debe aparecer en ambas etapas del mecanismo. Por tanto, puede sugerirse, en principio:

$$NO + O_2 \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} NO_3^*$$

$$NO_3^* + NO \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} 2NO_2$$

Velocidad global:

$$r_{NO_2} = k_3[NO_3^*][NO] - k_4[NO_2]^2$$

Reemplazar $[NO_3^*]$ por concentraciones medibles:

$$r_{NO_3^*} = k_1[NO][O_2] - k_2[NO_3^*]$$

$$r_{NO_3^*} = k_4[NO_2]^2 - k_3[NO_3^*][NO]$$

$$r_{NO_3^*} = k_1[NO][O_2] - k_2[NO_3^*] - k_3[NO_3^*][NO] + k_4[NO_2]^2$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{NO_3^*} = 0$

$$[NO_3^*](k_2 + k_3[NO]) = k_1[NO][O_2] + k_4[NO_2]^2$$

$$[NO_3^*] = \frac{k_1[NO][O_2] + k_4[NO_2]^2}{k_2 + k_3[NO]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$r_{NO_2} = \frac{k_1 k_3[NO]^2[O_2] + k_3 k_4[NO][NO_2]^2}{k_2 + k_3[NO]} - k_4[NO_2]^2$$

$$r_{NO_2} = \frac{k_1 k_3 [NO]^2 [O_2] - k_2 k_4 [NO_2]^2}{k_2 + k_3 [NO]}$$

Obsérvese que, para que esta ecuación coincida con la cinética experimental, tendrá que suceder, por un lado, que:

$$k_4 \simeq 0 \quad \text{(segunda reacción irreversible)}$$

con lo cual:

$$r_{NO_2} = \frac{k_1 k_3 [NO]^2 [O_2]}{k_2 + k_3 [NO]}$$

y, por otro lado, que:

$$k_2 >> k_3 [NO] \quad \text{(segunda reacción lenta)}$$

con lo cual:

$$r_{NO_2} = \frac{k_1 k_3}{k_2} [NO]^2 [O_2]$$

Ecuación que coincide con la cinética experimental, por lo que el mecanismo adecuado será:

$$NO + O_2 \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} NO_3^* \quad \text{(rápida)}$$

$$NO_3^* + NO \xrightarrow{k_3} 2\,NO_2 \quad \text{(lenta)}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-17
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Levenspiel 1ª, problema 2.8 a)
Notas	G. Limiñana

Curso								
Número								

Determinar un mecanismo consistente con la ecuación de velocidad encontrada experimentalmente para la siguiente reacción:

$$2A + B \rightleftharpoons A_2B$$

$$r_{A_2B} = k[A][B]$$

$$A + B \xrightarrow{k_1} AB^*$$

$$AB^* + A \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} A_2B$$

Como en la ecuación cinética aparecen A y B, cabe plantear el mecanismo:

$$A + B \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} AB^*$$

$$AB^* + A \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} A_2B$$

Velocidad de reacción global:

$$r_{A_2B} = k_3 [AB^*][A] - k_4 [A_2B]$$

Reemplazar $[AB^*]$ por concentraciones conocidas:

$$r_{AB^*} = k_1 [A][B] - k_2 [AB^*]$$

$$r_{AB^*} = k_4 [A_2B] - k_3 [AB^*][A]$$

$$r_{AB^*} = k_1 [A][B] - k_2 [AB^*] - k_3 [AB^*][A] + k_4 [A_2B]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{AB^*} = 0$

$$[AB^*](k_2 + k_3 [A]) = k_1 [A][B] + k_4 [A_2B]$$

$$[AB^*] = \frac{k_1 [A][B] + k_4 [A_2B]}{k_2 + k_3 [A]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$r_{A_2B} = \frac{k_1 k_3 [A]^2 [B] + k_3 k_4 [A][A_2B]}{k_2 + k_3 [A]} - k_4 [A_2B]$$

$$r_{A_2B} = \frac{k_1 k_3 [A]^2 [B] - k_2 k_4 [A_2B]}{k_2 + k_3 [A]}$$

Si se considera que la primera reacción es irreversible, es decir, $k_2 = 0$, se tendrá:

$$r_{A_2B} = \frac{k_1 k_3 [A]^2 [B]}{k_3 [A]} = k_1 [A][B]$$

que coincide con la ecuación cinética propuesta.
Por tanto, el mecanismo consistente sería:

$$A + B \xrightarrow{k_1} AB^*$$

$$AB^* + A \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} A_2B$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-18
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Levenspiel 1ª, problema 2.8 b)
Notas	G. Limiñana

Curso								
Número								

Determinar un mecanismo consistente con la ecuación de velocidad encontrada experimentalmente para la siguiente reacción:

$$2D_2E \rightleftharpoons 2DE + D_2$$

$$r_{D_2} = \frac{1960\ [D_2E]^2}{[DE] + 18\ [D_2E]}$$

$$D_2E \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} DE + D^*$$

$$D_2E + D^* \xrightarrow{k_3} DE + D_2$$

Como aparecen dos especies en el denominador de la ecuación cinética, éstas deberán aparecer en las reacciones intermedias, por lo que un mecanismo posible sería:

$$D_2E \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} DE + D^*$$

$$D_2E + D^* \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} DE + D_2$$

Ecuación de velocidad global:

$$r_{D_2} = k_3[D_2E][D^*] - k_4[DE][D_2]$$

Reemplazar $[D^*]$ por concentraciones conocidas:

$$r_{D^*} = k_1[D_2E] - k_2[DE][D^*]$$

$$r_{D^*} = k_4[DE][D_2] - k_3[D_2E][D^*]$$

$$r_{D^*} = k_1[D_2E] - k_2[DE][D^*] - k_3[D_2E][D^*] + k_4[DE][D_2]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{D^*} = 0$

$$[D^*]\left(k_2[DE] + k_3[D_2E]\right) = k_1[D_2E] + k_4[DE][D_2]$$

$$[D^*] = \frac{k_1[D_2E] + k_4[DE][D_2]}{k_2[DE] + k_3[D_2E]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$r_{D_2} = \frac{k_1 k_3 [D_2E]^2 + k_3 k_4 [D_2E][DE][D_2]}{k_2[DE] + k_3[D_2E]} - k_4[DE][D_2]$$

$$r_{D_2} = \frac{k_1 k_3 [D_2E]^2 - k_2 k_4 [DE]^2 [D_2]}{k_2[DE] + k_3[D_2E]}$$

Suponiendo la segunda reacción irreversible, es decir, $k_4 = 0$, se tendría:

$$r_{D_2} = \frac{k_1 k_3 [DE]^2}{k_2 [DE] + k_3 [D_2E]} = \frac{\frac{k_1 k_3}{k_2} [DE]^2}{[DE] + \frac{k_3}{k_2} [D_2E]}$$

que coincide con la ecuación cinética propuesta, donde:

$$\frac{k_1 k_3}{k_2} = 1960 \qquad \frac{k_3}{k_2} = 18$$

Por tanto, el mecanismo consistente sería:

$$D_2E \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} DE + D^*$$

$$D_2E + D^* \xrightarrow{k_3} DE + D_2$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-19
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Levenspiel 1ª, problema 3.31
Notas	Jarabo FQPI, problema 5

Curso								
Número								

Determinar la ecuación de velocidad para la oxidación del óxido nítrico:

$$2NO + O_2 \rightarrow N_2O_4$$

y proponer un mecanismo consistente con ella, especificando el valor de las constantes.

Para dicha reacción, que se supone irreversible, se han obtenido los siguientes datos, midiendo la velocidad de desaparición de **NO** para distintas concentraciones de $\mathbf{O_2}$ y **NO**:

Serie	Exp.	$[O_2]$	[NO]	$-r_{NO}$
I	1	1	1	10^8
	2	2	2	$4 \cdot 10^8$
	3	3	1	10^8
	4	1	3	$9 \cdot 10^8$
II	5	0,0001	1	10^6
	6	0,0002	2	$8 \cdot 10^6$
	7	0,0003	1	$3 \cdot 10^6$
	8	0,0001	3	$9 \cdot 10^6$
III	9	1	0,0001	1
	10	2	0,0002	4

Serie	Exp.	$[O_2]$	[NO]	$- r_{NO}$
	11	3	0,0001	1
	12	1	0,0003	9
IV	13	0,0001	0,0001	0,01
	14	0,0002	0,0002	0,08
	15	0,0003	0,0001	0,03
	16	0,0001	0,0003	0,09

$$-r_{NO} = \frac{k_1^* [O_2][NO_2]^2}{1 + k_2^* [O_2]}$$

$$2NO \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} N_2O_2^*$$

$$N_2O_2^* + O_2 \xrightarrow{k_3} N_2O_4$$

Análisis de los datos experimentales:

a.) Influencia de $[O_2]$:

$[O_2]$ altas: series I y III

Experimentos 1 y 3 $[NO]$ = cte $\quad -r_{NO}$ = cte

Experimentos 9 y 11 $[NO]$ = cte $\quad -r_{NO}$ = cte

$$-r_{NO} \neq f([O_2])$$

$[O_2]$ bajas: series II y IV

Experimentos 5 y 7 $[NO]$ = cte $\quad -r_{NO} \propto [O_2]$

Experimentos 13 y 15 $[NO]$ = cte $\quad -r_{NO} \propto [O_2]$

$$-r_{NO} = k[O_2]$$

b.) Influencia de $[NO]$

$[NO]$ altas: series I y II

Experimentos 1 y 4 $[O_2]$ = cte $\quad -r_{NO} \propto [NO]^2$

Experimentos 5 y 8 $[O_2]$ = cte $\quad -r_{NO} \propto [NO]^2$

$$-r_{NO} = k'[NO]^2$$

$[NO]$ bajas: series III y IV

Experimentos 9 y 12 $[O_2]$ = cte $\quad -r_{NO} \propto [NO]^2$

Experimentos 13 y 16 $[O_2]$ = cte $\quad -r_{NO} \propto [NO]^2$

$$-r_{NO} = k[NO]^2$$

En resumen:

Concentraciones altas: $-r_{NO} = k[NO]^2$

Concentraciones bajas: $-r_{NO} = k'[O_2][NO]^2$

La ecuación cinética que lleva a estos resultados límite sería:

$$-r_{NO} = \frac{k_1 [O_2][NO_2]^2}{1 + k_2 [O_2]}$$

Para postular un mecanismo hay que considerar que, al aparecer $[O_2]$ en el denominador, el O_2 forma parte de las reacciones intermedias, por lo que puede ponerse:

$$2\,NO \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} N_2O_2^*$$

$$N_2O_2^* + O_2 \underset{k_4}{\overset{k_3}{\rightleftharpoons}} N_2O$$

Velocidad de reacción global:

$$-r_{NO} = k_1 [NO]^2 - k_2 [N_2O_2^*]$$

Reemplazar $[N_2O_2^*]$ por concentraciones conocidas:

$$r_{N_2O_2^*} = k_1 [NO]^2 - k_2 [N_2O_2^*]$$

$$r_{N_2O_2^*} = k_4 [N_2O_4] - k_3 [N_2O_2^*][O_2]$$

$$r_{N_2O_2^*} = k_1 [NO]^2 - k_2 [N_2O_2^*] - k_3 [N_2O_2^*][O_2] + k_4 [N_2O_4]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{N_2O_2^*} = 0$

$$[N_2O_2^*](k_2 + k_3 [O_2]) = k_1 [NO]^2 + k_4 [N_2O_4]$$

$$[N_2O_2^*] = \frac{k_1 [NO]^2 + k_4 [N_2O_4]}{k_2 + k_3 [O_2]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$-r_{NO} = k_1 [NO]^2 - \frac{k_1 k_2 [NO]^2 + k_4 [N_2O_4]}{k_2 + k_3 [O_2]}$$

$$-r_{NO} = \frac{k_1 k_3 [NO]^2 [O_2] - k_4 [N_2O_4]}{k_2 + k_3 [O_2]}$$

Si la segunda reacción fuese irreversible, es decir, $k_4 = 0$, se tendría:

$$-r_{NO} = \frac{k_1 k_3 [NO]^2 [O_2]}{k_2 + k_3 [O_2]} = \frac{\frac{k_1 k_3}{k_2} [NO]^2 [O_2]}{1 + \frac{k_3}{k_2} [O_2]}$$

Ecuación que coincide con la ecuación cinética propuesta, por lo que el mecanismo consistente es:

$$2\,NO \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} N_2O_2^*$$

$$N_2O_2^* + O_2 \xrightarrow{k_3} N_2O_4$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-20
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Mecanismos
Referencia	Jarabo FQPI, problema 1
Notas	

Curso								
Número								

Demuéstrese que el hecho de que la reacción:

$$2NO + H_2 \rightarrow 2NOH$$

sea de tercer orden, puede justificarse por uno cualquiera de los mecanismos siguientes, en los que ninguna etapa es trimolecular.

Mecanismo 1:

$$NO + H_2 \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} NOH_2^*$$

$$NOH_2^* + NO \xrightarrow{k_3} 2NOH$$

Mecanismo 2:

$$2NO \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} N_2O_2^*$$

$$N_2O_2^* + H_2 \xrightarrow{k_3} 2NOH$$

¿Qué condición adicional debe cumplir alguno de los coeficientes cinéticos?

Mecanismo I:

$$r_{NOH} = \frac{k_1 k_3 [NO]^2 [H_2]}{k_2 + k_3 [NO]}$$

Mecanismo II:

$$r_{NOH} = \frac{k_1 k_3 [NO]^2 [H_2]}{k_2 + k_3 [H_2]}$$

Si la cinética es de tercer orden, la ecuación de velocidad sería, según la estequiometría:

$$-r_{NOH} = k[NO]^2[H_2]$$

Mecanismo 1:

$$NO + H_2 \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} NOH_2^*$$

$$NOH_2^* + NO \xrightarrow{k_3} 2\,NOH$$

Velocidad global:

$$r_{NOH} = k_3[NOH_2^*][NO]$$

Reemplazar $[NOH_2^*]$ por concentraciones medibles:

$$r_{NOH_2^*} = k_1[NO][H_2] - k_2[NOH^*]$$

$$r_{NOH_2^*} = -k_3[NOH_2^*][NO]$$

$$r_{NOH_2^*} = k_1[NO][H_2] - k_2[NOH_2^*] - k_3[NOH_2^*][NO]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{NOH_2^*} = 0$

$$[NOH_2^*]\left(k_2 + k_3[NO]\right) = k_1[NO][H_2]$$

$$[NOH_2^*] = \frac{k_1[NO][H_2]}{k_2 + k_3[NO]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$r_{NOH} = \frac{k_1 k_3 [NO]^2[H_2]}{k_2 + k_3[NO]}$$

Para que esta ecuación coincida con la ecuación cinética propuesta, $k_2 >> k_3$, es decir, la primera reacción ha de ser rápida y la segunda lenta, con lo cual:

$$r_{NOH} = \frac{k_1 k_3}{k_2} [NO]^2 [H_2]$$

Mecanismo 2:

$$2\,NO \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} N_2O_2^*$$

$$N_2O_2^* + H_2 \xrightarrow{k_3} 2\,NOH$$

Velocidad global:

$$r_{NOH} = k_3 [N_2O_2^*][H_2]$$

Reemplazar $[N_2O_2^*]$ por concentraciones conocidas:

$$r_{N_2O_2^*} = k_1 [NO]^2 - k_2 [N_2O_2^*]$$

$$r_{N_2O_2^*} = -k_3 [N_2O_2^*][H_2]$$

$$r_{N_2O_2^*} = k_1 [NO]^2 - k_2 [N_2O_2^*] - k_3 [N_2O_2^*][H_2]$$

Aproximación de estado estacionario: $r_{N_2O_2^*} = 0$

$$[N_2O_2^*](k_2 + k_3 [H_2]) = k_1 [NO]^2$$

$$[N_2O_2^*] = \frac{k_1 [NO]^2}{k_2 + k_3 [H_2]}$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad global:

$$r_{NOH} = \frac{k_1 k_3 [NO]^2 [H_2]}{k_2 + k_3 [H_2]}$$

Para que esta ecuación coincida con la ecuación cinética propuesta, $k_2 \gg k_3$, es decir, la primera reacción ha de ser rápida y la segunda, lenta, con lo cual:

$$r_{NO_4} = \frac{k_1 k_3}{k_2} [NO]^2 [H_2]$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-21
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Temperatura
Referencia	Jarabo QT-2, problema 6
Notas	

Curso								
Número								

A menudo se dice que la velocidad de una reacción química típica se duplica cada vez que la temperatura aumenta 10 grados. ¿Cuál debe ser la energía de activación (expresada en kJ/mol) de una reacción para que esta afirmación sea cierta en la proximidad de los 300 K?

Datos:

1 cal = 4,18 J

R = 1,987 cal/(mol·K)

$$E = 51,799 \ kJ/mol$$

Si se duplica la velocidad por efecto de la temperatura, significa que se duplica el coeficiente cinético. Así, aplicando la ecuación de Arrhenius a dos temperaturas que cumplan la duplicación del coeficiente cinético:

$$k = k_0 e^{-E/RT_1}$$

$$2k = k_0 e^{-E/RT_2}$$

$$\frac{}{2 = e^{\frac{E}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)}}$$

$$\ln 2 = \frac{E}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$$

De donde:

$$E = \frac{R \ln 2}{\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}}$$

Operando en la proximidad de los 300 K $\left\{\begin{array}{l} T_1 = 295\ K \\ T_2 = 305\ K \end{array}\right.$

con $R = 1{,}987 \frac{cal}{mol \cdot K}$

se tendrá:

$$E = \frac{(1{,}987)(0{,}693)}{(3{,}390 - 3{,}279)10^{-3}} = 12.392 \frac{cal}{mol}$$

Expresada en kJ/mol:

$$E = 12.392 \left[\frac{cal}{mol}\right] \cdot 4{,}18 \left[\frac{J}{cal}\right] \cdot \frac{1}{1.000} \left[\frac{kJ}{J}\right] =$$

$$= 51{,}799 \frac{kJ}{mol}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-22
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Temperatura
Referencia	AIChE, vol. 1, pg. 11 (modificado)
Notas	R. Arvelo

Curso								
Número								

La descomposición térmica del etano es de primer orden. Se han obtenido las siguientes constantes de velocidad a distintas temperaturas:

T (ºC)	550	560	570	580	590	600	610	620	630
$k \cdot 10^5$ (s^{-1})	2,5	4,7	8,2	12,3	23,1	35,6	57,6	92,4	141,5

Obtener la energía de activación y el factor de frecuencia de la reacción.

$$E = 74.008 \ cal/mol$$

$$k_0 = 1,20 \cdot 10^{15} \ s^{-1}$$

La relación de k con la temperatura viene dada por la ecuación de Arrhenius:

$$k = k_0 e^{-E/RT}$$

$$\ln k = \ln k_0 - \frac{E}{R}\frac{1}{T}$$

Transformando los datos convenientemente:

T [°C]	T [K]	ln k	$1/T \cdot 10^3$
550	823	-10,597	1,22
560	833	-9,965	1,20
570	843	-9,409	1,19
580	853	-9,003	1,17
590	863	-8,373	1,16
600	873	-7,941	1,15
610	883	-7,459	1,13
620	893	-6,987	1,12
630	903	-6,561	1,11

Representando ln k frente a 1/T se obtiene por regresión lineal ($R = 1,987$ cal/(mol·K)):

$\ln k_0 = 34,72$ de donde $k_0 = 1,20 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$

$-\frac{E}{R} = -37.246$ de donde $E = 74.008$ cal/mol

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-23
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Temperatura
Referencia	Jarabo QT-2, problema 7
Notas	

Curso								
Número								

En un estudio sobre la hidrólisis del anhidrido acético a distintas temperaturas se han obtenido los siguientes datos:

T (ºC)	k (min^{-1})
15,0	0,0817
25,0	0,1553
35,0	0,2733

Encontrar la expresión que relaciona la velocidad de reacción con la temperatura.

$$-r_A = 1{,}02 \cdot 10^7 \, e^{-\frac{5.369}{T}} \, C_A$$

Por las unidades del coeficiente cinético, la ecuación cinética debe ser de primer orden:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = kC_A$$

$$k = \frac{mol/(m^3 \cdot min)}{mol/m^3} = min^{-1}$$

La relación de k con la temperatura viene dada por la ecuación de Arrhenius:

$$k = k_0 e^{-E/RT}$$

$$\ln k = \ln k_0 - \frac{E}{R}\frac{1}{T}$$

Transformando los datos convenientemente:

T [°C]	T [K]	ln k	$1/T \cdot 10^3$
15	288	−2,505	3,472
25	298	−1,875	3,356
35	308	−1,297	3,247

Representando ln k frente a 1/T se obtiene por regresión lineal ($R = 1{,}987$ cal/(mol·K)):

$\ln k_0 = 16{,}140$ de donde: $k_0 = 1{,}02 \cdot 10^7$ min^{-1}

$-\frac{E}{R} = -5{,}369$ de donde: $E = 10.669$ cal/mol

Luego:

$$k = 1{,}02 \cdot 10^7 \cdot e^{\frac{-5369}{T}}$$

y, por tanto, la velocidad de reacción se escribirá como:

$$-r_A = 1{,}02 \cdot 10^7 \, e^{\frac{-5.369}{T}} \, C_A$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-24
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	Jarabo FQPI, problema 12
Notas	

Curso								
Número								

Durante un experimento se han obtenido los siguientes datos sobre la variación de la concentración del componente **A** con el tiempo, en un reactor de volumen constante en el que se desarrolla la reacción:

$$A \rightarrow R$$

C_A	10	9	7,5	5	2	1	0
t	0	4	6	8	10	12	16

Indicar cuál de los siguientes modelos puede ajustarse, en principio, a dichos datos:

a) Reacción monomolecular irreversible de primer orden.

b) Reacción bimolecular reversible de segundo orden.

a.) El modelo de primer orden NO ajusta los datos.

b.) El modelo de segundo orden NO ajusta los datos.

Para analizar los datos experimentales en primer lugar se hará un cálculo aproximado de la velocidad a partir de los mismos:

C_A	t	$-\Delta C_A$	Δt	$-r_A = \frac{-\Delta C_A}{\Delta t}$
10	0	—	—	—
9	4	1	4	−0,25
7,5	6	1,5	2	−0,75
5	8	2,5	2	−1,25
2	10	3	2	−1,50
1	12	1	2	−0,50
0	16	1	4	−0,25

a.) Si la reacción fuese de primer orden, su ecuación de velocidad sería:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = kC_A$$

por lo que los cocientes $-r_A/C_A$ deberían ser constantes:

C_A	10	9	7,5	5	2	1	0
$-r_A/C_A$	—	−0,03	−0,10	−0,25	−0,75	−0,50	0

como puede observarse, esto no se produce, lo que descarta este tipo de cinética.

b.) Si la reacción fuese reversible de segundo orden, no podría agotarse el reactivo, ya que se produciría un equilibrio, y la concentración de reactivo nunca sería nula. Por tanto, tampoco se trata de este tipo

de cinética.

En la tabla anterior se muestra que la velocidad de reacción pasa por un valor máximo, lo que podría sugerir algún tipo de mecanismo autocatalítico.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-25
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	Jarabo FQPI, problema 14
Notas	

Curso								
Número								

Durante un experimento se han obtenido los siguientes datos sobre la velocidad de la reacción:

$$A \rightarrow R$$

para distintos valores de la conversión, en un reactor de volumen constante:

$-r_A$	0,75	0,60	0,45	0,30	0,15	0
x_A	0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5

Indicar cuál de los siguientes modelos puede ajustarse a ellos, en principio:

a) Reacción de orden cero.

b) Reacción bimolecular de segundo orden, irreversible.

c) Reacción monomolecular de primer orden, reversible.

a.) La reacción NO es de orden cero.

b.) La reacción NO es de segundo orden irreversible.

c.) La reacción SÍ es de primer orden reversible.

a.) Si la reacción fuse de orden cero:

$$-r_A = k$$

es decir, la velocidad sería constante, lo que, como puede observarse, no sucede.

b.) Si la reacción fuse irreversible (de cualquier orden), la velocidad nunca podría ser nula (ya que la concentración de reactivo disminuiría continuamente). como al 50% de conversión la velocidad es nula, la reacción no puede ser irreversible.

c.) Si la reacción fuse de primer orden reversible, su ecuación cinética tendría la forma:

$$-r_A = k_1 C_A - k_2 C_R$$

Utilizando conversiones y definiendo la relación molar:

$$M = \frac{C_{R0}}{C_{A0}}$$

se tendría:

$$-r_A = k_1(C_{A0} - C_{A0} X_A) - k_2(C_{A0} M + C_{A0} X_A) =$$

$$= (k_1 - M k_2) C_{A0} - (k_1 + k_2) C_{A0} X_A$$

ecuación de una recta del tipo:

$$-r_A = a + b X_A$$

La pendiente de esa recta sería representada por la relación de los datos experimentales $\Delta(-r_A)/\Delta X_A$.

Si se calculan estos cocientes se obtiene:

$-r_A$	0,75	0,60	0,45	0,30	0,15	0
$\frac{\Delta(-r_A)}{\Delta(x_A)}$	—	1,5	1,5	1,5	1,5	1,5

lo que significa que el modelo propuesto es lineal y, por tanto, que la reacción es de primer orden reversible.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-26
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	Vicenta Vol. III, ejercicio 26.5, pg. 64 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

Para hallar la expresión cinética de la reacción:

$$A + B \dashrightarrow R + S$$

se ha realizado un ensayo en un reactor discontinuo a temperatura uniforme y en disolución acuosa, de tal modo que la mezcla tiene volumen y presión constante. La concentración inicial de **A** es 0,3 mol/l y los datos de concentración frente al tiempo se dan en la siguiente tabla:

C_A (mol/l)	0,300	0,283	0,268	0,242	0,207	0,158	0,107	0,075
t (min)	0	2	4	8	15	30	60	100

Indíquese el orden de la reacción y el valor del coeficiente cinético a la temperatura del ensayo, utilizando el método integral de análisis de datos.

Ordnung: 2

$k = 0{,}1 \quad [l \cdot mol^{-1} \cdot min^{-1}]$

Según la estequiometría de la reacción, cabe plantear como primer modelo una reacción de primer orden:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = kC_A$$

cuya forma integrada es:

$$\ln \frac{C_{A0}}{C_A} = kt$$

Representando el primer miembro frente al tiempo, se obtendría una recta, cuya pendiente sería el coeficiente cinético.

Como $C_{A0} = 0{,}3$ mol/l

se tendrá:

$\ln \frac{C_{A0}}{C_A}$	0	0,058	0,113	0,214	0,371	0,641	1,031	1,386
t	0	2	4	8	15	30	60	100

Como puede observarse en la gráfica adjunta, los datos no se sitúan sobre una recta, por lo que se descarta este modelo.

Aplicando ahora el método integral a una cinética de segundo orden:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = kC_A^2$$

cuya forma integrada es:

$$\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{A0}} = kt$$

Representando el primer miembro frente al tiempo se obtendría una recta cuya pendiente será el coeficiente cinético.

Como $C_{A0} = 0{,}3$ mol/l

se tendrá:

$\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{A0}}$	0	0,200	0,398	0,799	1,498	2,996	6,012	10,00
t	0	2	4	8	15	30	60	100

Como puede observarse en la gráfica adjunta, los datos se sitúan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

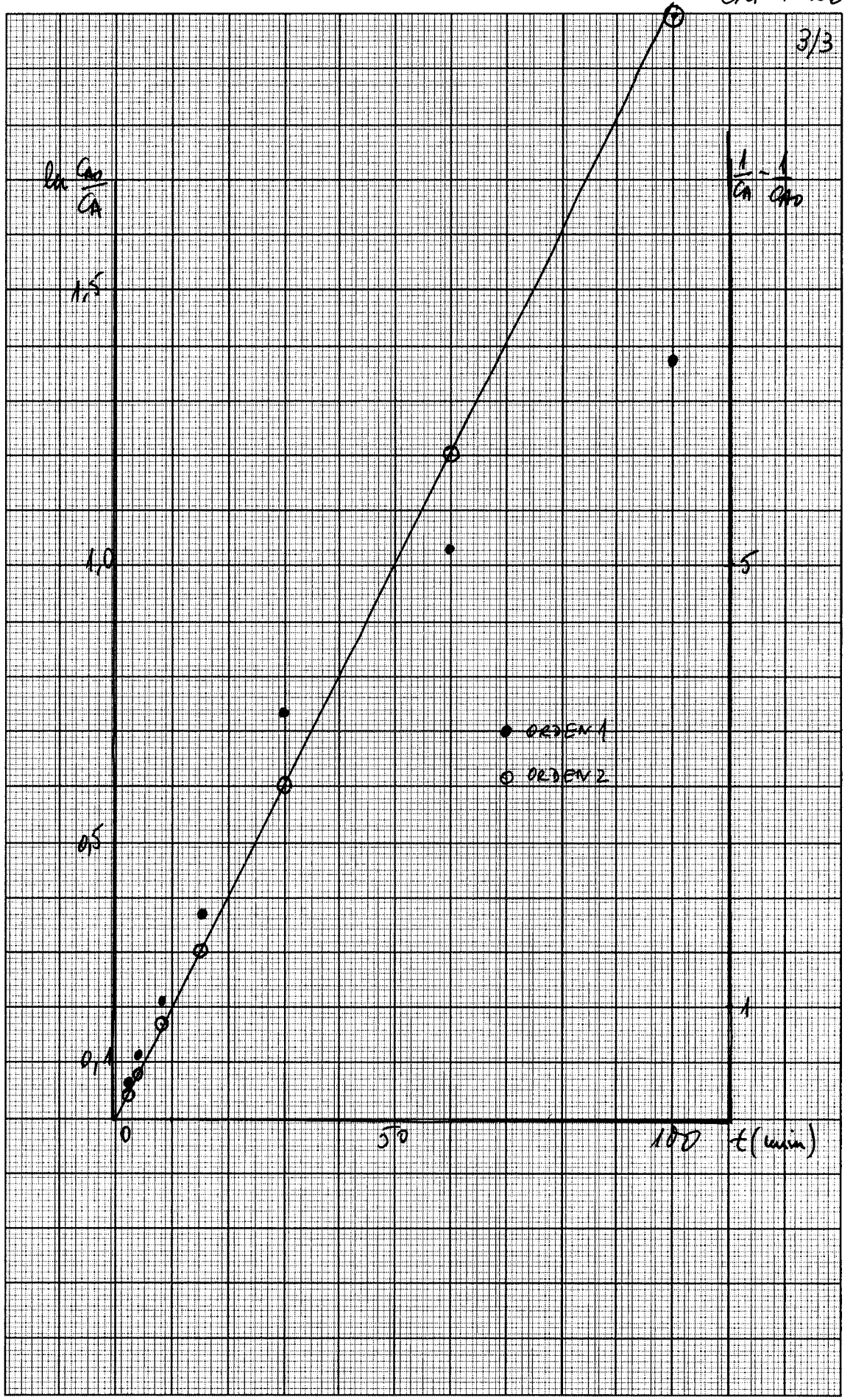
$$[o.o.] = -0{,}001$$

$$[pte.] = k = 0{,}100$$

$$r^2 = 0{,}9999$$

Por tanto, la reacción propuesta tiene la ecuación cinética:

$$-r_A = 0{,}1\ C_A^2$$


ln C_A0/C_A
1,5
1,0
0,5
0,1
0
50
100
t (min)
1/C_A - 1/C_A0
5
1
ORDEN 1
ORDEN 2

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-27
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	Levenspiel, problema 3.14, pg. 98
Notas	

Curso								
Número								

Un pequeño reactor equipado con un dispositivo sensible para la medida de presión, se evacua y después se llena de reactivo **A** a la presión de 1 atm. La operación se efectúa a 25 ºC, temperatura lo suficientemente baja para que la reacción no transcurra en extensión apreciable.

Se eleva la temperatura lo más rápidamente posible hasta 100 ºC sumergiendo el reactor en agua hirviendo, obteniéndose los datos dados en la tabla. La ecuación estequiométrica para la reacción es:

$$2\,A \rightarrow B$$

y después de permanecer el reactor en el baño bastante tiempo se efectúa un análisis para saber la cantidad de **A**, y se encuentra que ese componente ha desaparecido. Dedúzcase la ecuación cinética que se ajusta a estos datos, utilizando el método integral de análisis de datos.

t (min)	C_A (mol/l)	t (min)	C_A (mol/l)
1	0,034	7	0,015
2	0,027	8	0,013
3	0,023	9	0,012
4	0,021	10	0,011
5	0,018	15	0,008

t (min)	C_A (mol/l)	t (min)	C_A (mol/l)
6	0,016	20	0,007

$$-r_A = 6{,}34\, C_A^2$$

Según la ecuación estequiométrica, se considerará en primer lugar una cinética irreversible de segundo orden, es decir:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = kC_A^2$$

cuya ecuación integrada es:

$$\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{A0}} = kt$$

o bien:

$$\frac{1}{C_A} = \frac{1}{C_{A0}} + kt$$

Representando el primer miembro frente al tiempo se obtendría una recta, cuya pendiente sería el coeficiente cinético y cuya ordenada en el origen permitiría obtener la concentración inicial de reactivo.

La tabla de datos era:

t	1/C_A
1	29,75
2	36,94
3	42,96
4	48,74
5	54,81
6	62,68
7	68,27
8	74,24
9	80,92
10	87,89
15	119,48
20	149,93

Como puede verse en la gráfica adjunta, los datos se sitúan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

$$[o.o.] = 23,853$$

$$[pte.] = 6,34$$

$$r^2 = 0,9998$$

A partir de la ordenada en el origen se puede obtener:

$$C_{A0} = \frac{1}{23,853} = 0,042 \text{ mol/l}$$

Obsérvese que, según los datos del problema:

$T = 25°C$ (298 K): $P_A = 1$ atm
$T = 100°C$ (373 K): $P_A = P_{A0}$

$\left.\begin{array}{l}\end{array}\right\}$ $\frac{P}{T} = cte$

$$\frac{1}{298} = \frac{P_{A0}}{373}$$

de donde: $P_{A0} = 1,252$ atm

o bien, considerando que:

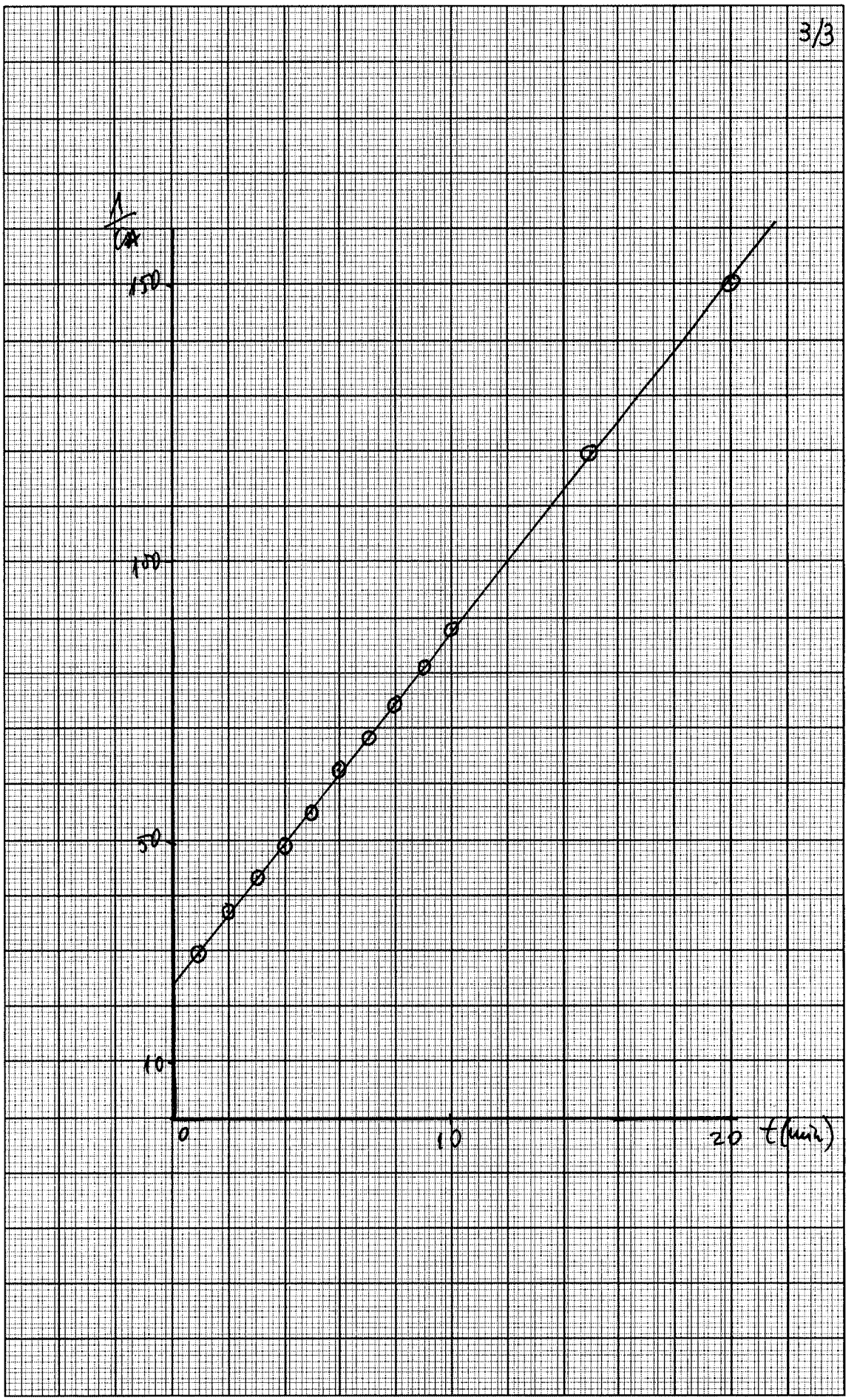
$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

se tendrá:

$$C_{A0} = \frac{P_{A0}}{RT} = \frac{1,252}{(0,082)(373)} = 0,041 \text{ mol/l}$$

que, como puede observarse, prácticamente coincide con el valor obtenido a partir de los datos cinéticos, lo que permite corroborar el modelo utilizado que queda, en definitiva, como:

$$-r_A = 6,34 C_A^2$$


1/C*
150
100
50
10
0
10
20
t(min)

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-28
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	Smith, problema 3.7, pg. 102
Notas	

Curso								
Número								

La descomposición térmica del éter dimetílico en fase gaseosa ha sido estudiada por Hinshelwood y Askey (1925), midiendo el aumento de presión en un recipiente de volumen constante.

A 504 ºC y a una presión inicial de 312 mm Hg, se obtuvieron los siguientes datos:

Tiempo (s)	390	777	1.195	3.155	∞
Presión total (mm Hg)	408	488	562	779	931

Suponiendo que inicialmente sólo está presente el éter y que la reacción es:

$$(CH_3)_2O \rightarrow CH_4 + H_2 + CO$$

determinar una ecuación de velocidad para esta descomposición y calcular el valor numérico del coeficiente cinético a 504 ºC.

$$-r_A = 4{,}40 \cdot 10^{-4} \, C_A$$

Como los datos vienen dados en presiones totales, habrá que considerar la reacción:

$$A \longrightarrow B + C + D$$

Para calcular la concentración total en un tiempo de reacción cualquiera, puede expresarse ésta en función de la conversión de reactivo:

$$\left.\begin{aligned} C_A &= C_{A0}(1-X_A) \\ C_B &= C_{A0} X_A \\ C_C &= C_{A0} X_A \\ C_D &= C_{A0} X_A \end{aligned}\right\} \quad C_T = C_{A0}(1-X_A) + 3C_{A0}X_A = C_{A0}(1+2X_A)$$

Expresando los datos en presiones con ayuda de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\left.\begin{aligned} P_0 &= C_{A0} RT \\ P &= C_T RT = C_{A0}(1+2X_A)RT \end{aligned}\right\} \frac{P}{P_0} = 1 + 2X_A$$

Por tanto, la conversión puede expresarse en función de las presiones totales mediante la ecuación:

$$X_A = \frac{1}{2}\left(\frac{P}{P_0} - 1\right)$$

Obsérvese que para $t = \infty$:

$$[X_A]_\infty = \frac{1}{2}\left(\frac{P_\infty}{P_0} - 1\right) = \frac{1}{2}\left(\frac{931}{312} - 1\right) = 0{,}992$$

lo que permite afirmar que la reacción es prácticamente irreversible.

Teniendo en cuenta el escaso número de datos, se utilizará el método integral de análisis de datos, considerando inicialmente una reacción de primer orden:

$$-r_A = \frac{-dC_A}{dt} = kC_A$$

cuya forma integrada es:

$$\ln \frac{C_{A0}}{C_A} = kt$$

O bien, como conversión:

$$-\ln(1-x_A) = kt$$

Poniendo la ecuación en función de las presiones totales:

$$-\ln\left(\frac{3}{2} - \frac{1}{2}\frac{P}{P_0}\right) = kt$$

Representando el primer miembro frente al tiempo se obtendría una recta, cuya pendiente sería el coeficiente cinético.

Como $P_0 = 312$ mmHg

se tendrá:

$-\ln\left(\frac{3}{2} - \frac{1}{2}\frac{P}{P_0}\right)$	0,167	0,331	0,512	1,380
t	390	777	1.195	3.155

Como puede observarse en la gráfica adjunta, los datos se sitúan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

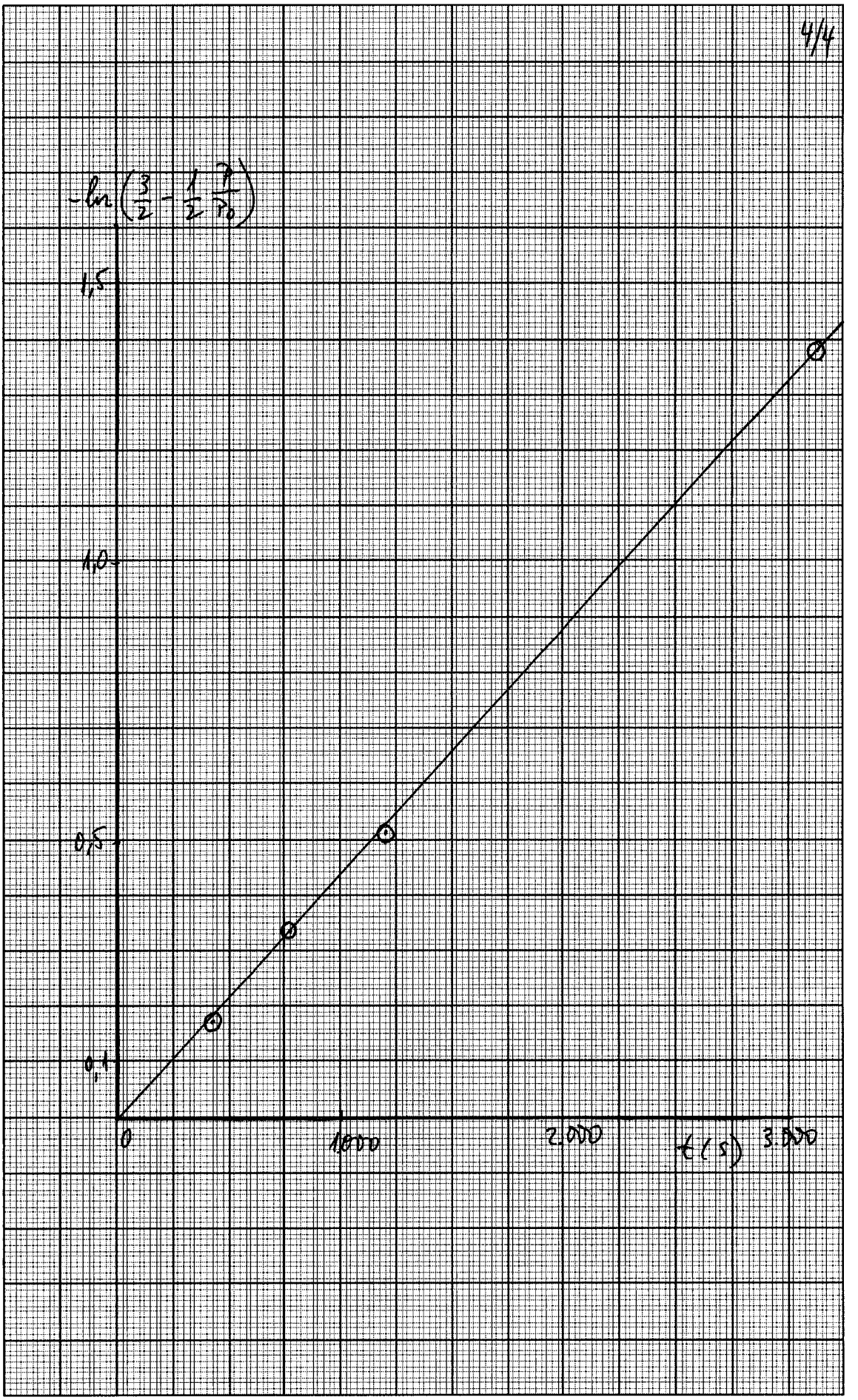
$$[o.o.] = -0,009$$

$$[pte.] = 4,40 \cdot 10^{-4}$$

$$r^2 = 0,9995$$

Por tanto, la reacción propuesta tiene la ecuación cinética:

$$-r_A = 4,40 \cdot 10^{-4} C_A$$


$-\ln\left(\frac{3}{2}-\frac{1}{2}\frac{P}{P_0}\right)$
1,5
1,0
0,5
0,1
0
1.000
2.000
t (s)
3.000

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-29
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	Calleja, ejemplo 13.2, pg. 364
Notas	

Curso								
Número								

Un reaccionante gaseoso **A** se descompone a 300 ºC y 1 atm de presión de acuerdo con la siguiente reacción:

$$A \rightarrow B + C$$

La reacción transcurre a volumen y temperatura constantes y su seguimiento se efectúa midiendo los incrementos de presión a diferentes tiempos. Los resultados de dichas medidas son los siguientes:

ΔP (mmHg)	130	258	385	420	461	493	541
t (min)	10	25	50	60	75	90	120

Comprobar que se trata de una reacción de segundo orden y determinar el valor de la constante específica de velocidad.

$$k = 1{,}05 \ \frac{l}{mol \cdot min}$$

Como los datos vienen dados en presiones totales, habrá que considerar la reacción:

$$A \longrightarrow B + C$$

Para calcular la concentración total en un tiempo de reacción cualquiera, puede expresarse ésta en función de la conversión de reactivo:

$$\left.\begin{aligned} C_A &= C_{A0}(1-X_A) \\ C_B &= C_{A0} X_A \\ C_C &= C_{A0} X_A \end{aligned}\right\} \quad C_T = C_{A0}(1-X_A) + 2 C_{A0} X_A = C_{A0}(1+X_A)$$

Expresando los datos en presiones con ayuda de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\left.\begin{aligned} P_0 &= C_{A0} RT \\ P &= C_T RT = C_{A0}(1+X_A) RT \end{aligned}\right\} \quad \frac{P}{P_0} = 1 + X_A$$

Por tanto, la conversión puede expresarse en función de las presiones totales mediante la ecuación:

$$X_A = \frac{P}{P_0} - 1 = \frac{\Delta P}{P_0}$$

Como se intenta comprobar que la reacción es de segundo orden:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = k C_A^2$$

cuya forma integrada es:

$$\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{A0}} = kt$$

En forma de conversiones:

$$\frac{X_A}{1-X_A} = C_{A0}\, k\, t$$

y utilizando presiones:

$$\frac{\Delta P}{P_0 - \Delta P} = C_{A0}\, k\, t$$

Representando el primer miembro frente al tiempo, se obtendría una recta, de cuya pendiente podría obtenerse el coeficiente cinético.

Como $P_0 = 760$ mm Hg

se tendrá:

$\frac{\Delta P}{P_0 - \Delta P}$	0,206	0,514	1,027	1,235	1,542	1,847	2,470
t	10	25	50	60	75	90	120

Como puede observarse en la gráfica adjunta, los datos se sitúan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

$$[o.o.] = -0,00037$$

$$[pte.] = 0,021$$

$$r^2 = 0,9999$$

Como:

$$C_{A0} = \frac{P_0}{RT}$$

y

$$P_0 = \frac{750}{760} = 0,987 \text{ atm}$$

$$T = 320\,^{\circ}C = 593 \text{ K}$$

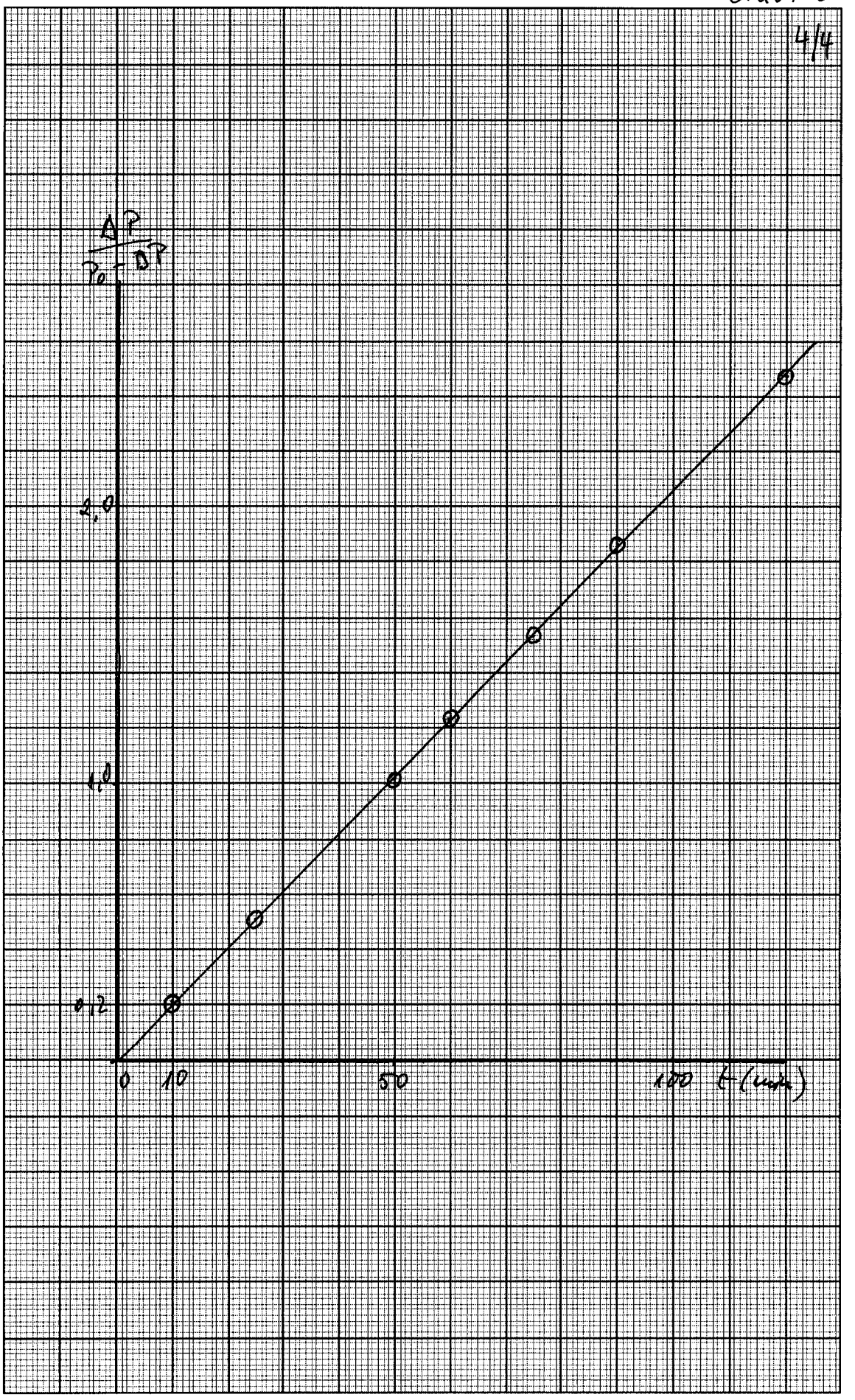
$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

se tendrá:

$$C_{A0} = \frac{0,987}{(0,082)(593)} = 0,02 \ \frac{mol}{l}$$

por lo que:

$$k = \frac{0,021}{C_{A0}} = \frac{0,021}{0,02} = 1,05 \ \frac{l}{mol \cdot min}$$


ΔP / P0 - ΔP
2,0
1,0
0,2
0
10
50
100
t (мин)

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-30
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	Levenspiel, problema 3.11, pg. 97
Notas	

Curso								
Número								

La reacción en fase acuosa:

$$A \rightarrow R + S$$

transcurre de acuerdo con los datos siguientes:

Tiempo (min)	0	36	65	100	160	∞
C_A (mol/l)	0,1823	0,1453	0,1216	0,1025	0,0795	0,0494

siendo:

$$C_{Ao} = 0{,}1823 \ \frac{mol}{l}$$
$$C_{Ro} = 0$$
$$C_{So} \simeq 55 \ \frac{mol}{l}$$

Dedúzcase su ecuación cinética.

$$-r_A = 6{,}745 \cdot 10^{-3} C_A - 4{,}559 \cdot 10^{-5} C_R C_S$$

El último dato de la tabla indica que el reactivo A no se consume completamente y, por tanto, la reacción ha de ser reversible, pudiéndose plantear como:

$$A \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} \ell + S$$

$$-r_A = -\frac{dc_A}{dt} = k_1 c_A - k_2 c_\ell c_S$$

Utilizando conversiones:

$$c_A = c_{A0}(1 - x_A)$$

$$c_\ell = c_{\ell 0} + c_{A0} x_A = c_{A0} x_A$$

$$c_S = c_{S0} + c_{A0} x_A \simeq c_{S0}$$

En efecto, en el caso extremo de que todo el reactivo A se convirtiese ($x_A = 1$), se tendría para S:

$$c_S = c_{S0} + c_{A0} = 55 + 0{,}1823 \simeq 0{,}55$$

Por tanto, c_S se considerará constante y se incorporará al coeficiente cinético de la reacción inversa, quedando, en forma de conversiones:

$$\frac{dx_A}{dt} = k_1(1 - x_A) - k_2' x_A = k_1 - (k_1 + k_2') x_A$$

que integrada queda:

$$\ln \frac{k_1}{k_1 - (k_1 + k_2')} = (k_1 + k_2')\, t$$

Obsérvese que, en el equilibrio:

$$\frac{dx_A}{dt} = 0 = k_1 - (k_1 + k_2') x_{Ae}$$

por lo que:

$$X_{Ae} = \frac{k_1}{k_1 + k_2'} = \frac{C_{A0} - C_{Ae}}{C_{A0}} = \frac{0,1823 - 0,0494}{0,1823} = 0,729$$

y la ecuación integrada se puede poner de la forma:

$$\ln\left(\frac{1}{1 - \frac{X_A}{X_{Ae}}}\right) = \frac{k_1}{X_{Ae}}\, t$$

Representando el primer miembro frente al tiempo, se obtiene una recta, de cuya pendiente podría obtenerse el coeficiente cinético.

Como $\begin{cases} C_{A0} = 0,1823 \\ X_{Ae} = 0,729 \end{cases}$

se tendrá:

t	0	36	65	100	160
$X_A = \frac{C_{A0} - C_A}{C_{A0}}$	0	0,2030	0,3333	0,4337	0,5639
$\ln\left(\frac{1}{1 - \frac{X_A}{X_{Ae}}}\right)$	0	0,326	0,611	0,904	1,485

Como puede observarse en la grafica adjunta, los datos se sitúan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

$$[o.o.] = -0,0028$$

$$[pte.] = 9,253 \cdot 10^{-3}$$

$$r^2 = 0,9998$$

A partir de la pendiente se tendrá:

$$k_1 = 9{,}253 \cdot 10^{-3} x_e = (9{,}253 \cdot 10^{-3})(0{,}729) = 6{,}745 \cdot 10^{-3}$$

y, por tanto:

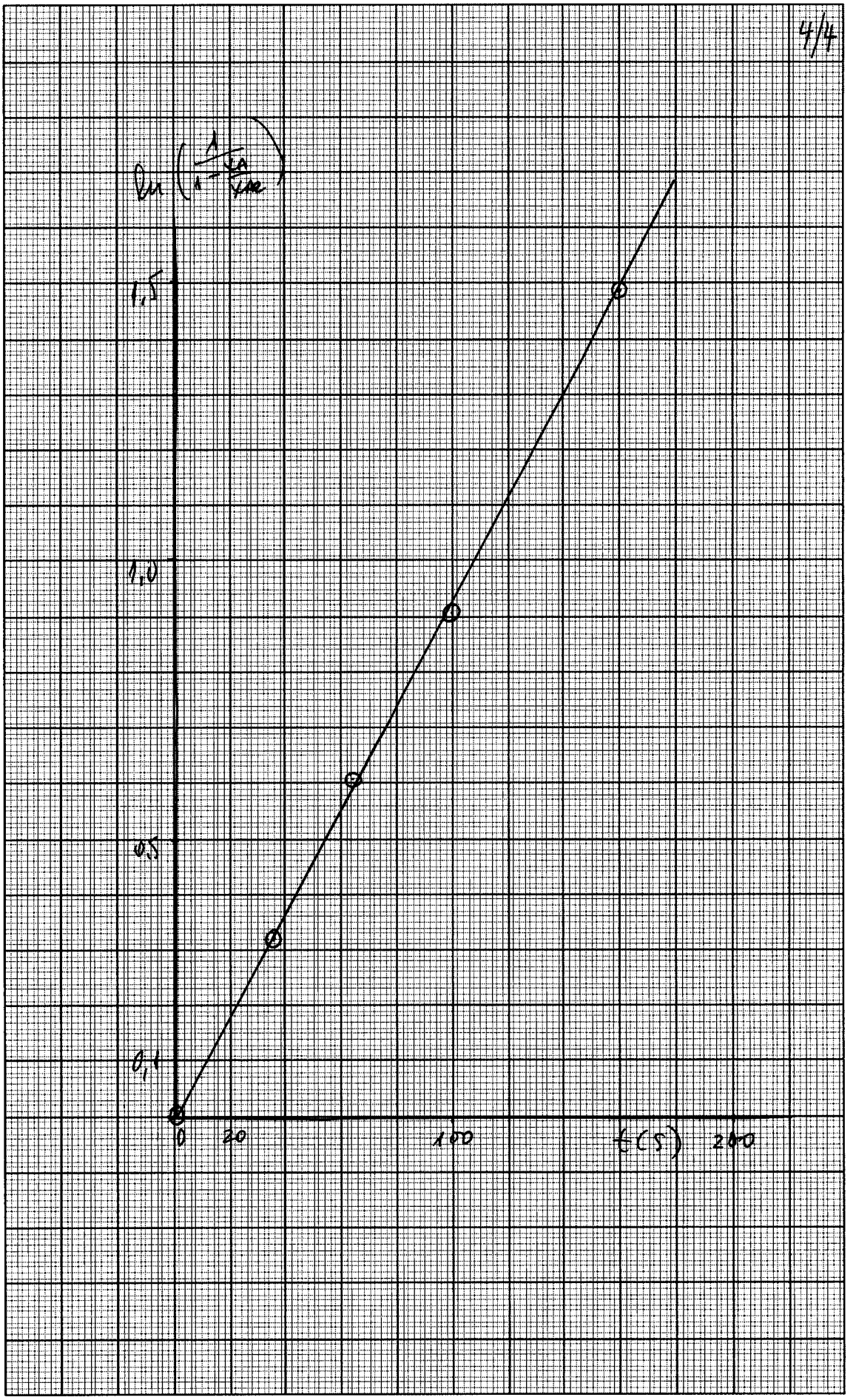
$$k_2' = \frac{k_1}{x_{Ae}} - k_1 = \frac{6{,}745 \cdot 10^{-3}}{0{,}729} - 6{,}745 \cdot 10^{-3} = 2{,}507 \cdot 10^{-3}$$

Como por otra parte:

$$k_2 = \frac{k_2'}{C_{S0}} = \frac{2{,}507 \cdot 10^{-3}}{55} = 4{,}559 \cdot 10^{-5}$$

se tendrá, en definitiva, para la ecuación cinética:

$$-r_A = 6{,}745 \cdot 10^{-3} C_A - 4{,}559 \cdot 10^{-5} C_R C_S$$


ln (1/(1 - I_A/I_MAX))
1,5
1,0
0,5
0,1
0
20
100
t (s)
200

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-31
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	Levenspiel, problema 3.19, pg. 99 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

Un pequeño reactor, equipado con un dispositivo sensible para la medida de presión, se evacua y se carga después con una mezcla de 76,94% de reactivo A y de 23,06% de inertes a la presión de 1 atm. La operación se efectúa a 14 ºC, temperatura suficientemente baja para que la reacción no transcurra en extensión apreciable.

La temperatura se eleva rápidamente a 100 ºC, sumergiendo el reactor en agua hirviendo, obteniéndose los datos de la tabla. La ecuación estequiométrica es:

$$A \rightarrow 2\,R$$

y después de un tiempo suficiente, la reacción se completa.

Dedúzcase una ecuación cinética que se ajuste a estos datos, utilizando el método diferencial de análisis de datos.

t (min)	P_A (atm)	t (min)	P_A (atm)
0,5	0,80	3,5	0,31
1	0,65	4	0,28
1,5	0,54	5	0,22
2	0,46	6	0,18
2,5	0,40	7	0,15
3	0,35	8	0,13

$$-r_A = 4{,}05\ C_A^{1{,}6}$$

Se aplicará el método diferencial de análisis de datos a una reacción de orden n. Para ello se considerará la ecuación cinética:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = k C_A^n$$

que linealizada resultaría:

$$\log\left(-\frac{dC_A}{dt}\right) = \log k + n \log C_A$$

Representando el primer miembro frente a $\log C_A$, se obtendría una recta, cuya pendiente sería el orden de reacción y de cuya ordenada en el origen se obtendría el coeficiente cinético.

Las velocidades se obtendrán de forma numérica, es decir, mediante el cálculo de incrementos para la obtención de la derivada.

Se podrá construir así la tabla a partir de los datos originales, considerando que a $T = 100°C$ (373 K):

$$C_A = \frac{P_A}{RT} = \frac{P_A}{(0{,}082)(373)} = 0{,}033\ P_A\ [mol/l]$$

Como puede observarse en la gráfica adjunta, los datos se ajustan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

$$[o.o.] = 0{,}607$$
$$[pte.] = 1{,}587$$
$$r^2 = 0{,}987$$

t	$C_A \cdot 10^3$	$-\frac{\Delta C_A}{\Delta t} \cdot 10^3$	$\log\left(-\frac{\Delta C_A}{\Delta t}\right)$	$\log C_A$
0,5	26,1	—	—	−1,58
1	21,3	9,6	−2,02	−1,67
1,5	17,7	7,2	−2,14	−1,75
2	15,0	5,4	−2,27	−1,82
2,5	13,1	3,8	−2,42	−1,88
3	11,4	3,4	−2,47	−1,94
3,5	10,1	2,6	−2,59	−1,99
4	9,2	1,8	−2,74	−2,04
5	7,2	2,0	−2,70	−2,14
6	5,9	1,3	−2,89	−2,23
7	4,9	1,0	−3,00	−2,31
8	4,3	0,6	−3,22	−2,37

A partir de la ordenada en el origen:

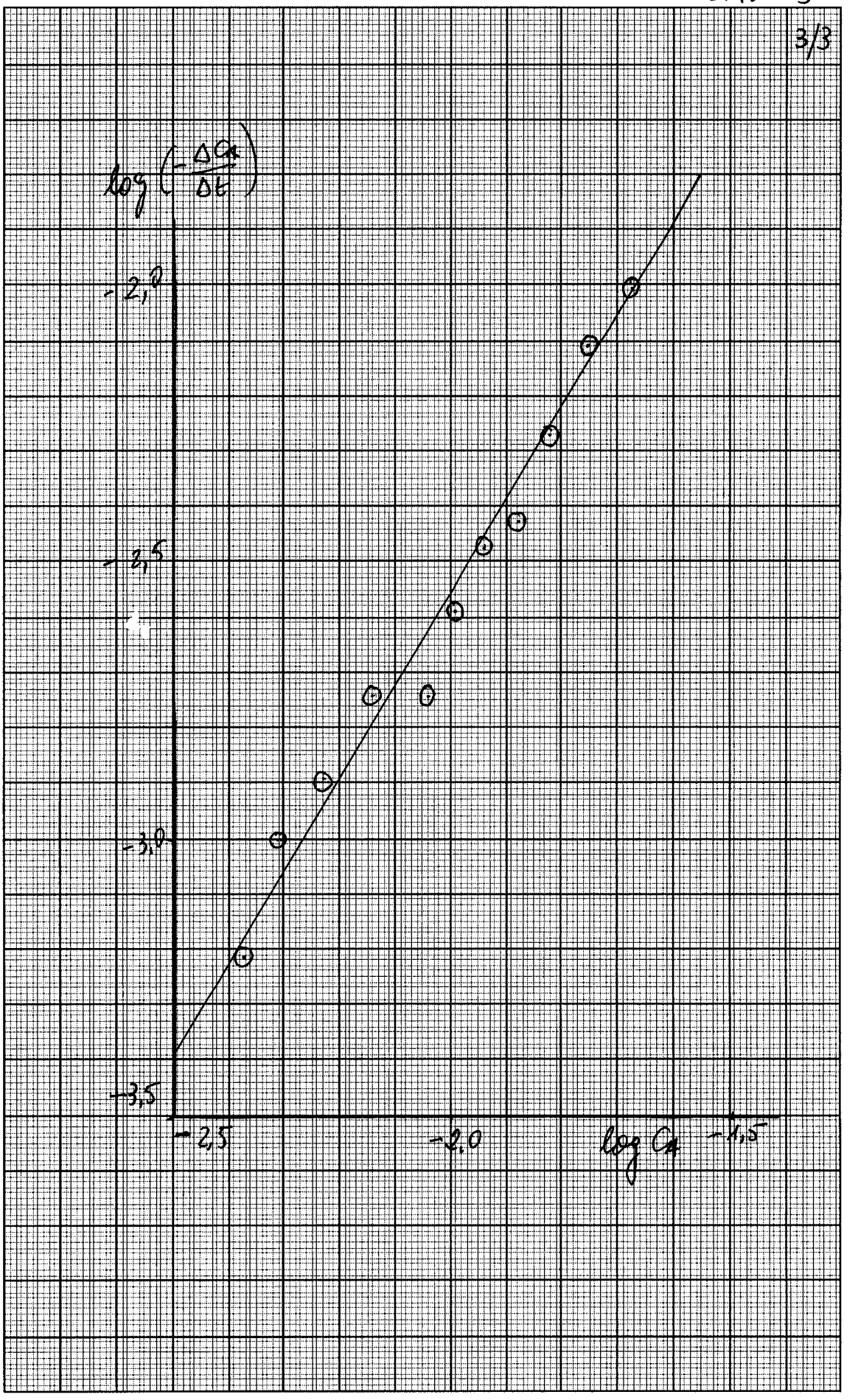
$$k = 10^{0,607} = 4,05$$

y de la pendiente:

$$n = 1,587 \simeq 1,6$$

Se tendrá, en definitiva, para la ecuación cinética:

$$-r_A = 4,05\, C_A^{\,1,6}$$


$\log\left(-\frac{\Delta c_A}{\Delta t}\right)$
-2,0
-2,5
-3,0
-3,5
-2,5
-2,0
$\log c_A$
-1,5

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-32
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	AIChe, vol. 1, pg. 26 (modificado)
Notas	R. Arvelo

Curso								
Número								

Raley y cols. han obtenido los datos que se indican para la reacción:

$$(CH_3)_3CCOO(CH_3) \rightarrow 2\ (CH_3)_2CO + C_2H_6$$

usando un reactor de volumen constante y manteniendo la temperatura constante.

Aplicando el método diferencial de análisis de datos, determinar el orden de reacción y evaluar el coeficiente cinético para el orden correcto. Al reactor se carga el reactivo puro.

Tiempo (min)	Presión parcial de reactivo (mm Hg)	Tiempo (min)	Presión parcial de reactivo (mm Hg)
0	173,5	12	138,1
2	166,6	14	133,0
3	163,6	15	130,7
5	157,6	17	125,9
6	154,6	18	123,3
8	148,8	20	119,3
9	146,0	21	116,9
11	140,4	∞	14,3

$$-r_A = 0{,}03 \; P_A^{0{,}9}$$

Se aplicará el método diferencial de análisis de datos a una reacción de orden n. Como los datos vienen dados en presiones parciales, se utilizará esta variable directamente en la ecuación cinética, es decir:

$$-r_A = -\frac{dP_A}{dt} = k P_A^n$$

Obsérvese que el último dato puede ser utilizado para confirmar la irreversibilidad de la reacción. Utilizando la definición de conversión en presiones parciales:

$$X_A = \frac{P_{A0} - P_A}{P_{A0}} = \frac{173,50 - 14,3}{173,50} = 0,92$$

Como la conversión es muy alta, se supondrá que la reacción es irreversible.

Linealizando la ecuación cinética:

$$\log\left(-\frac{dP_A}{dt}\right) = \log k + n \log P_A$$

Representando el primer miembro frente a $\log P_A$, se obtendría una recta, cuya pendiente sería el orden de reacción y de cuya ordenada en el origen se obtendría el coeficiente cinético.

Las velocidades se obtendrán de forma numérica, es decir, mediante el cálculo de incrementos para la obtención de la derivada.

t	P_A	$-\frac{\Delta P_A}{\Delta t}$	$\log\left(-\frac{\Delta P_A}{\Delta t}\right)$	$\log P_A$
0	173,5	—	—	2,239
2	166,6	3,45	0,538	2,222
3	163,6	3,00	0,477	2,213
5	157,6	3,00	0,477	2,198
6	154,6	3,00	0,477	2,189
8	148,8	2,90	0,462	2,173
9	146,0	2,80	0,447	2,164
11	140,4	2,80	0,447	2,147
12	138,1	2,30	0,362	2,140
14	133,0	2,55	0,407	2,124
15	130,7	2,30	0,362	2,116
17	125,9	2,40	0,380	2,100
18	123,3	2,60	0,414	2,091
20	119,3	2,00	0,301	2,077
21	116,9	2,40	0,380	2,068

Como puede observarse en la grafica adjunta, los datos no se ajustan muy bien sobre una recta, por lo que se ha realizado un ajuste visual de dichos puntos, intentando trazar la mejor recta y calculando sus parametros a partir de la propia grafica:

$$[\text{pte.}] = \frac{0,50-0,30}{2,22-2,00} = 0,909$$

$$[\text{o.o}] = -1,518 \quad \text{(por extrapolación)}$$

Por tanto, a partir de la ordenada en el origen:

$$k = 10^{-1,518} = 0,03$$

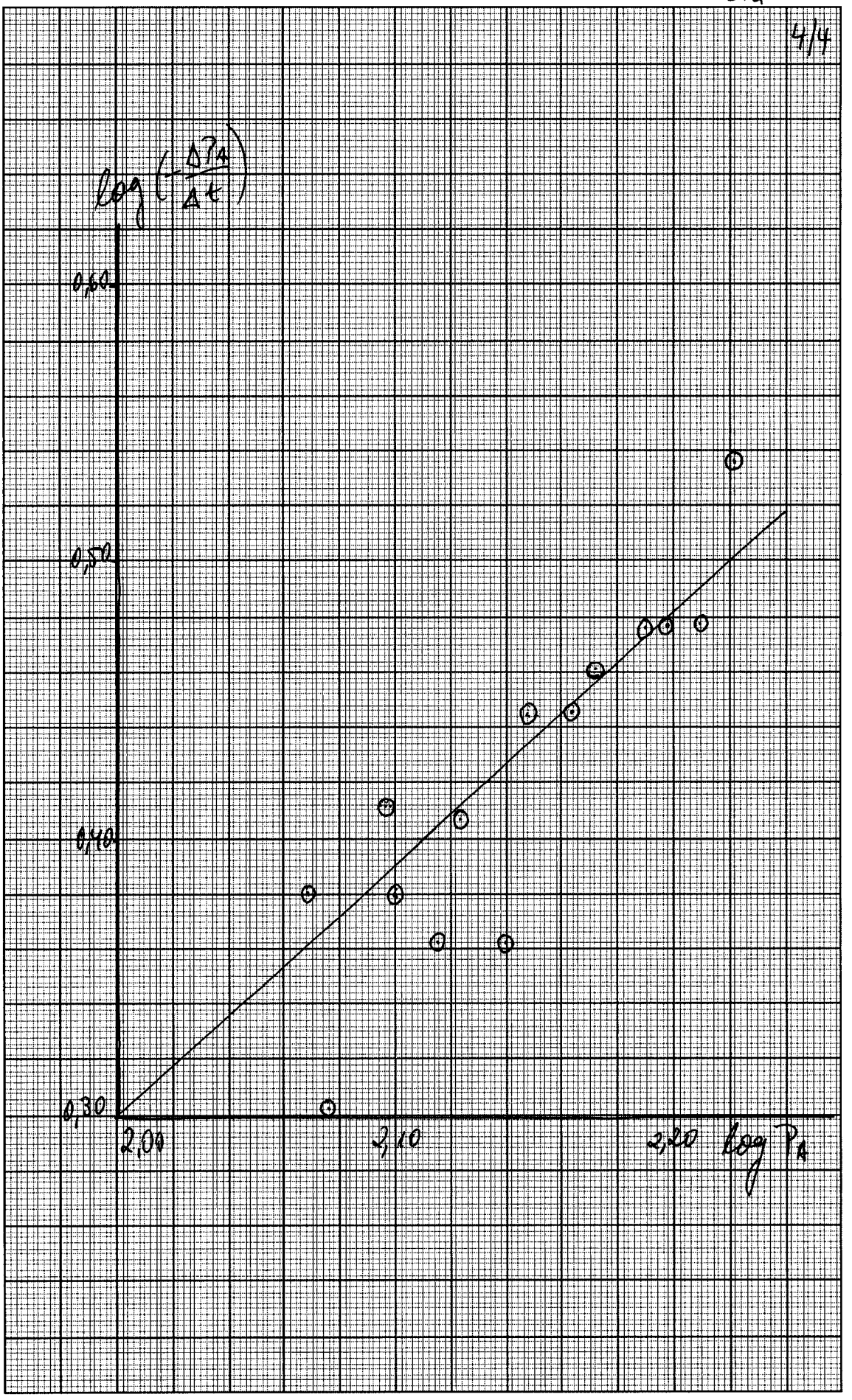
y de la pendiente

$$n = 0,909 \simeq 0,9$$

se tendrá, en definitiva, para la ecuación cinética:

$$-r_A = 0,03\ P_A^{0,9}$$

Teniendo en cuenta la dispersión de los datos, podría recurrirse la aplicación del método integral considerando un modelo de primer orden irreversible, lo que probablemente mejoraría la precisión de los resultados.


$\log\left(-\frac{\Delta p_A}{\Delta t}\right)$
0,60
0,50
0,40
0,30
2,00
2,10
2,20
$\log p_A$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-33
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	Smith ejemplo 3.1, pg. 60 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

La reacción en fase líquida entre la trimetilamina y el bromuro de n-propilo:

$$N(CH_3)_3 + CH_3CH_2CH_2Br \rightarrow (CH_3)_3(CH_2CH_2CH_2)N^+ + Br^-$$

ha sido estudiada por Winkler y Hinshelwood (1935) mediante la inmersión de tubos de vidrio sellados, conteniendo los reactivos, en un baño a temperatura constante. Los resultados a 139,4 ºC se muestran en la siguiente tabla:

Tiempo (min)	Conversión (%)
13	11,2
34	25,7
59	36,7
120	55,2

Las disoluciones iniciales de trimetilamina y bromuro de n-propilo en benceno a una concentración 0,2 molar se mezclan en volúmenes iguales, se introducen en tubos de gases que luego se sellan y se colocan en un baño a temperatura constante.

Después de varios intervalos de tiempo, los tubos se quitan del baño, se enfrían para detener la reacción y se analiza su contenido. El análisis depende del hecho de que el producto, que es una sal cuaternaria de amonio, está completamente ionizado.

Por tanto, la concentración de iones bromuro puede estimarse mediante valoración.

Determínese el orden de reacción y el correspondiente coeficiente cinético suponiendo que la reacción es irreversible dentro del rango cubierto por los datos. Úsense los métodos diferencial e integral, compárense los resultados y establézcase la mejor ecuación cinética.

$$-r_A = 0{,}103\, C_A C_B$$

Obsérvese que si se mezclan volúmenes iguales de reactivos (A y B) a concentraciones 0,2 M, las concentraciones iniciales serán, teniendo en cuenta que el volumen es el doble:

$$C_{A0} = C_{B0} = \frac{0,2}{2} = 0,1 \ \frac{mol}{l}$$

Se aplicará en primer lugar el método diferencial, que permite considerar una reacción de orden n:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = k C_A^n$$

y, en forma de conversiones:

$$\frac{dx_A}{dt} = k C_{A0}^{n-1} (1-x_A)^n$$

Linealizando esta ecuación cinética:

$$\log\left(\frac{dx_A}{dt}\right) = \log k C_{A0}^{n-1} + n \log(1-x_A)$$

Representando el primer miembro frente a $\log(1-x_A)$, se obtendría una recta de cuya pendiente se obtendría el orden y de cuya ordenada en el origen se calcularía entonces el coeficiente cinético.

Las velocidades se obtendrán de forma numérica, es decir, mediante el cálculo de incrementos para la obtención de la derivada.

t	x_A	$\frac{\Delta x_A}{\Delta t} \cdot 10^3$	$\log\left(\frac{\Delta x_A}{\Delta t}\right)$	$\log(1-x_A)$
13	0,112	—	—	−0,052
34	0,257	6,905	−2,161	−0,129
59	0,367	4,400	−2,357	−0,199
120	0,552	2,033	−2,692	−0,349

Como puede observarse en la gráfica adjunta, los datos se sitúan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

$$[o.o.] = -1,865$$

$$[pte.] = 2,385$$

$$r^2 = 0,998$$

A partir de la ordenada en el origen:

$$k\, C_{A0}^{n-1} = 10^{-1,865} = 0,0136$$

Por tanto:

$$k = \frac{0,0136}{(0,1)^{1,385}} = 0,331$$

Teniendo en cuenta el escaso número de datos, es más fiable utilizar el método integral. Usando como aproximación los resultados obtenidos para el método diferencial ($n = 2,385$), se ensayará un modelo de ecuación cinética de segundo orden irreversible:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = k C_A C_B$$

Como los reactivos se introducen en proporciones estequiométricas, se considerará la ecuación de partida:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = k C_A^2$$

cuya forma integrada es:

$$\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{A0}} = kt$$

o bien, en forma de conversiones:

$$\frac{x_A}{1-x_A} = k C_{A0} t$$

Representando el primer miembro frente al tiempo se obtendría una recta, a partir de cuya pendiente se calcularía el coeficiente cinético.

t	13	34	59	120
$\frac{x_A}{1-x_A}$	0,126	0,346	0,580	1,232

Como puede observarse en la gráfica adjunta, los datos se sitúan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

$$[o.o.] = -0,012$$

$$[pte.] = 0,0103$$

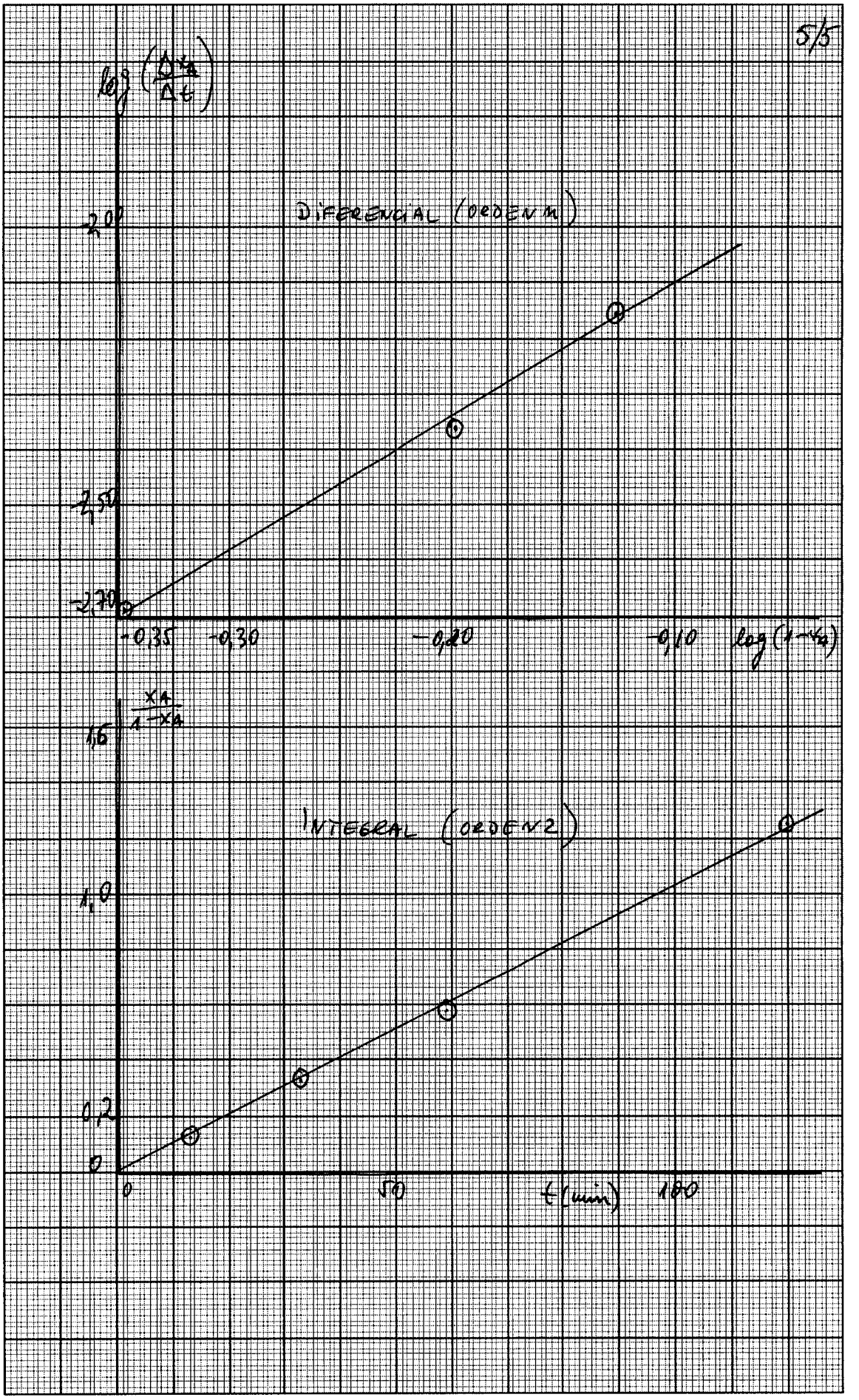
$$r^2 = 0,9997$$

A partir de la pendiente:

$$k = \frac{0,0103}{0,1} = 0,103$$

Por tanto, debido al muy buen ajuste de los datos y a la mayor fiabilidad del método integral, la mejor ecuación cinética que ajusta a los datos experimentales es:

$$-r_A = 0,103\, C_A C_B$$


log (Δxa/Δt)
DIFERENCIAL (ORDEN M)
-2,00
-2,50
-2,70
-0,35
-0,30
-0,20
-0,10
log (1-xa)
xa/1-xa
1,6
INTEGRAL (ORDEN 2)
1,0
0,2
0
0
50
t (min)
100

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-34
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	Calleja, ejemplo 13.1, pg. 362
Notas	

Curso								
Número								

Se ha estudiado en un reactor discontinuo isotérmico la reacción en fase líquida:

$$A + B \rightarrow Productos$$

El análisis de la mezcla de reacción, a diferentes tiempos, permitió determinar las correspondientes conversiones de **A**, obteniendo los resultados siguientes:

x_A (%)	0	10	22	46	61	74	82	85	90
t (min)	0	2	5	15	28	50	80	100	160

Si la mezcla inicial de partida es equimolecular, determinar la ecuación cinética correspondiente a esta reacción, utilizando los métodos diferencial e integral.

Método diferencial:

$$-r_A = 0,0679\, C_A^{1,91}$$

Método integral:

$$-r_A = 0,0544\, C_A^{2}$$

Se aplicará en primer lugar el método diferencial, que permite considerar una reacción de orden n:

$$-r_A = \frac{dC_A}{dt} = k C_A^n$$

y en forma de conversiones:

$$\frac{dx_A}{dt} = k C_{A0}^{n-1} (1-x_A)^n$$

Linealizando esta ecuación cinética:

$$\log\left(\frac{dx_A}{dt}\right) = \log k C_{A0}^{n-1} + n \log(1-x_A)$$

Representando el primer miembro frente a $\log(1-x_A)$ se obtendría una recta, cuya pendiente sería el orden y de cuya ordenada en el origen se calcularía entonces el coeficiente cinético.

Las velocidades se obtendrán de forma numérica, es decir, mediante el cálculo de incrementos para la obtención de la derivada.

Como puede observarse en la gráfica adjunta, los datos se sitúan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

$$[o.o.] = -1{,}168$$

$$[pte.] = 1{,}91$$

$$r^2 = 0{,}997$$

t	X_A	$\frac{\Delta X_A}{\Delta t} 10^3$	$\log\left(\frac{\Delta X_A}{\Delta t}\right)$	$\log(1-X_A)$
0	0	—	—	0
2	0,10	50,000	−1,301	−0,045
5	0,22	40,000	−1,398	−0,108
15	0,46	24,000	−1,620	−0,267
28	0,61	11,538	−1,938	−0,409
50	0,74	5,909	−2,228	−0,585
80	0,82	2,667	−2,574	−0,745
100	0,85	1,500	−2,824	−0,824
160	0,90	0,833	−3,079	−1,000

A partir de la ordenada en el origen, como:

$$C_{A0} = 1 \text{ mol/l}$$

se deduce:

$$k = 10^{-1,168} = 0,0679$$

Por tanto, aplicando el método diferencial, se obtiene la ecuación cinética:

$$-r_A = 0,0679\ C_A^{1,91}$$

Utilizando como aproximación los resultados obtenidos para el método diferencial ($n = 1,91$), se ensayará mediante el método integral un modelo de ecuación cinética de segundo orden irreversible:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = k\,C_A C_B$$

Como los reactivos se introducen en proporciones estequiomé-

tricas, se considerará la ecuación de partida:

$$-r_A = \frac{-dC_A}{dt} = k C_A^2$$

cuya forma integrada es:

$$\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{A0}} = kt$$

o bien en forma de conversiones:

$$\frac{x_A}{1-x_A} = k C_{A0} t$$

Representando el primer miembro frente al tiempo, se obtendría una recta, a partir de cuya pendiente se calcularía el coeficiente cinético.

t	$\frac{x_A}{1-x_A}$
0	0
2	0,111
5	0,282
15	0,852
28	1,564
50	2,846
80	4,556
100	4,722
160	9,000

Como puede observarse en la gráfica adjunta, los datos se sitúan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

$$[o.o.] = -0,00046$$
$$[pte.] = 0,0544$$
$$r^2 = 0,995$$

A partir de la pendiente, como

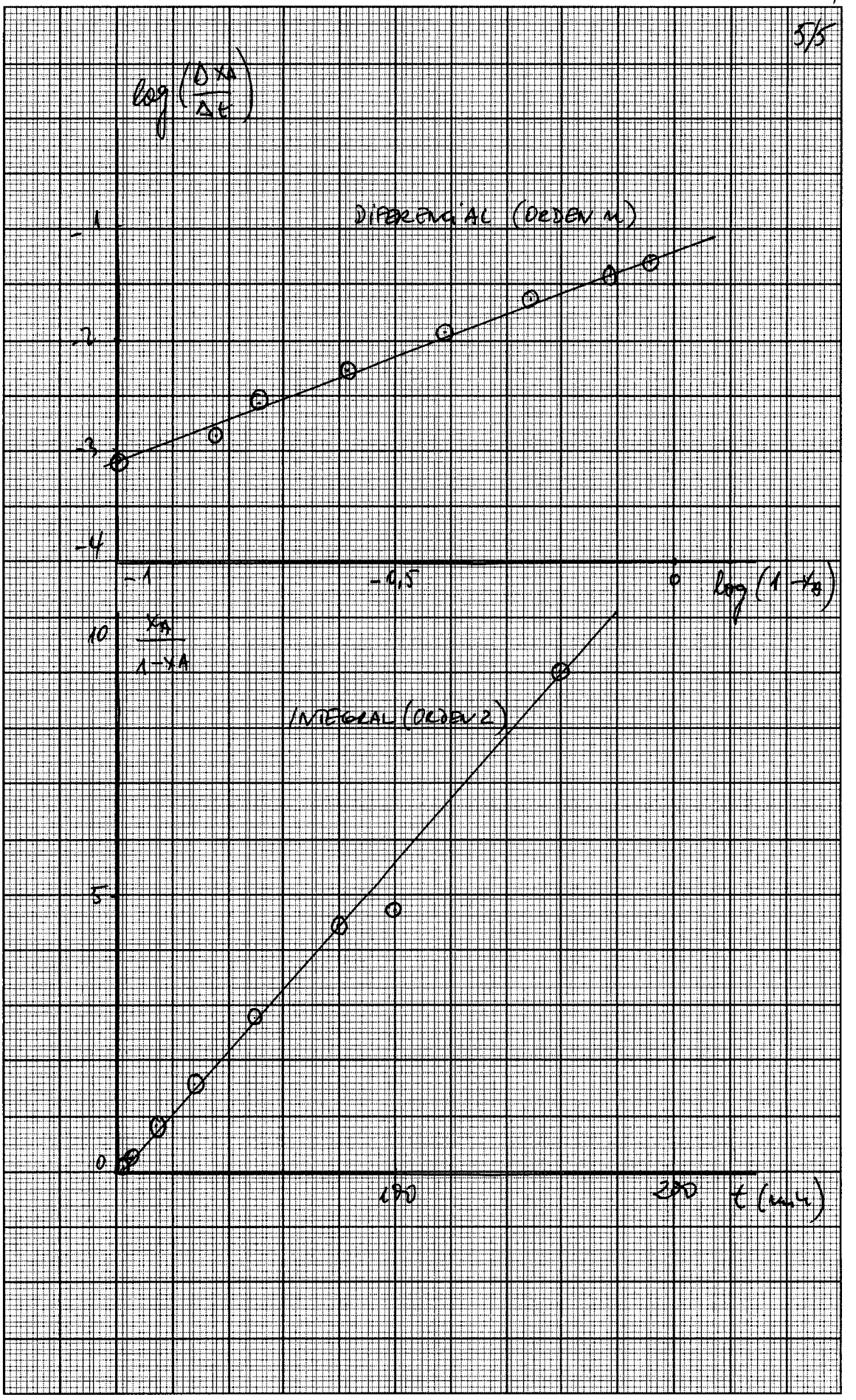
$$C_{A0} = 1 \text{ mol/l}$$

se tendrá:

$$k = 0,054$$

Por tanto, aplicando el método integral, se obtiene la ecuación cinética:

$$-r_A = 0{,}0544\, C_A^2$$


log (ΔXA / Δt)
DIFERENCIAL (ORDEN n)
-1
-2
-3
-4
-1
-0,5
0
log (1 - XA)
10
XA / 1 - XA
INTEGRAL (ORDEN 2)
5
0
100
200
t (min)

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-35
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	Levenspiel, problema 3.29, pg. 101 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

Determínese la ecuación cinética completa para la descomposición térmica del tetrahidrofurano:

THF → Productos

a partir de los datos del período medio (tiempo en el cual la concentración es la mitad de la inicial) de la siguiente tabla, realizadas a diferentes concentraciones iniciales de reactivo:

C_{Ao} (mol/l)·10^3	$t_{1/2}$ (min)	T (ºC)
4,078	14,5	569
4,076	67	530
5,394	17,3	560
2,535	39	550
4,071	47	539

$$-r_A = 6{,}639 \cdot 10^{13} \, e^{\frac{-53.303}{RT}} \cdot C_A^{1{,}56}$$

Se trata de una reacción de orden desconocido, que se nombrará n, con una ecuación cinética:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = k C_A^n$$

cuya forma integrada es:

$$C_A^{1-n} - C_{A0}^{1-n} = (n-1)\,kt$$

Como se proporcionan datos del periodo medio (tiempo al que $C_A = C_{A0}/2$):

$$t_{1/2} = \frac{2^{n-1} - 1}{k(n-1)} C_{A0}^{1-n}$$

Por otro lado, los datos se dan en función de la temperatura, lo que implica tomar en consideración la ecuación de Arrhenius, es decir:

$$k = k_0 e^{-E/RT}$$

Sustituyendo en la ecuación anterior:

$$t_{1/2} = \frac{e^{E/RT}}{k_0} \left(\frac{2^{n-1} - 1}{n-1}\right) C_{A0}^{1-n}$$

Como es evidente, será necesario determinar los tres parámetros n, k_0 y E.

Obsérvese que hay tres experimentos en C_{A0} prácticamente constante ($C_{A0} \simeq 4{,}07 \cdot 10^{-3}$ mol/l), por lo que pueden utilizarse estos datos para obtener la dependencia de la ecuación cinética con la temperatura.

Reordenando los valores constantes en la ecuación anterior:

$$t_{1/2} = \frac{C_{A0}^{1-n}}{k_0}\left(\frac{2^{n-1}-1}{n-1}\right)\cdot e^{E/RT} = k\cdot e^{E/RT}$$

y linealizando:

$$\ln t_{1/2} = \ln k + \frac{E}{R}\,\frac{1}{T}$$

Así, representando el primer miembro de esta ecuación frente a $1/T$, se podrá obtener E de la pendiente de la recta, para lo que se construye la siguiente tabla:

$t_{1/2}$	T [K]	$1/T \cdot 10^3$	$\ln t_{1/2}$
14,5	842	1,188	2,674
47	812	1.232	3,850
67	803	1,245	4,205

Como puede observarse en la gráfica adjunta, los datos se sitúan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

$$[o.o.] = -29,196$$

$$[pte.] = 26.826$$

$$r^2 = 0,9999$$

A partir de la ordenada en el origen:

$$k = e^{-29,196} = 2,091\cdot 10^{-13}$$

A partir de la pendiente, considerando que $R = 1{,}987$ cal/(mol·K):

$$E = (26.826)(1{,}987) = 53.303 \ \frac{cal}{mol}$$

Conocida la energía de activación puede ahora reordenarse la ecuación de la forma:

$$\frac{t_{1/2}}{e^{E/RT}} = \frac{1}{k_0}\left(\frac{2^{n-1}-1}{n-1}\right) C_{A0}^{\,1-n}$$

y linealizando:

$$\ln \frac{t_{1/2}}{e^{E/RT}} = \ln\left[\frac{1}{k_0}\left(\frac{2^{n-1}-1}{n-1}\right)\right] + (1-n)\ln C_{A0}$$

Representando el primer miembro de esta ecuación frente a $\ln C_{A0}$, se podrá obtener n de la pendiente de la recta y luego k_0 de su ordenada en el origen.

$t_{1/2}$	$\ln \frac{t_{1/2}}{e^{E/RT}}$	$\ln C_{A0}$
14,5	−28,916	−5,502
17,3	−29,081	−5,222
39	−28,656	−5,978
47	−28,907	−5,504
67	−28,920	−5,503

Como puede observarse en la gráfica adjunta, los datos se sitúan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

$$[o.o.] = -31,993$$

$$[pte.] = -0,559$$

$$r^2 = 0,9991$$

A partir de la pendiente:

$$n = 1 - (-0,559) = 1,559 \simeq 1,56$$

y, por tanto, a partir de la ordenada en el origen:

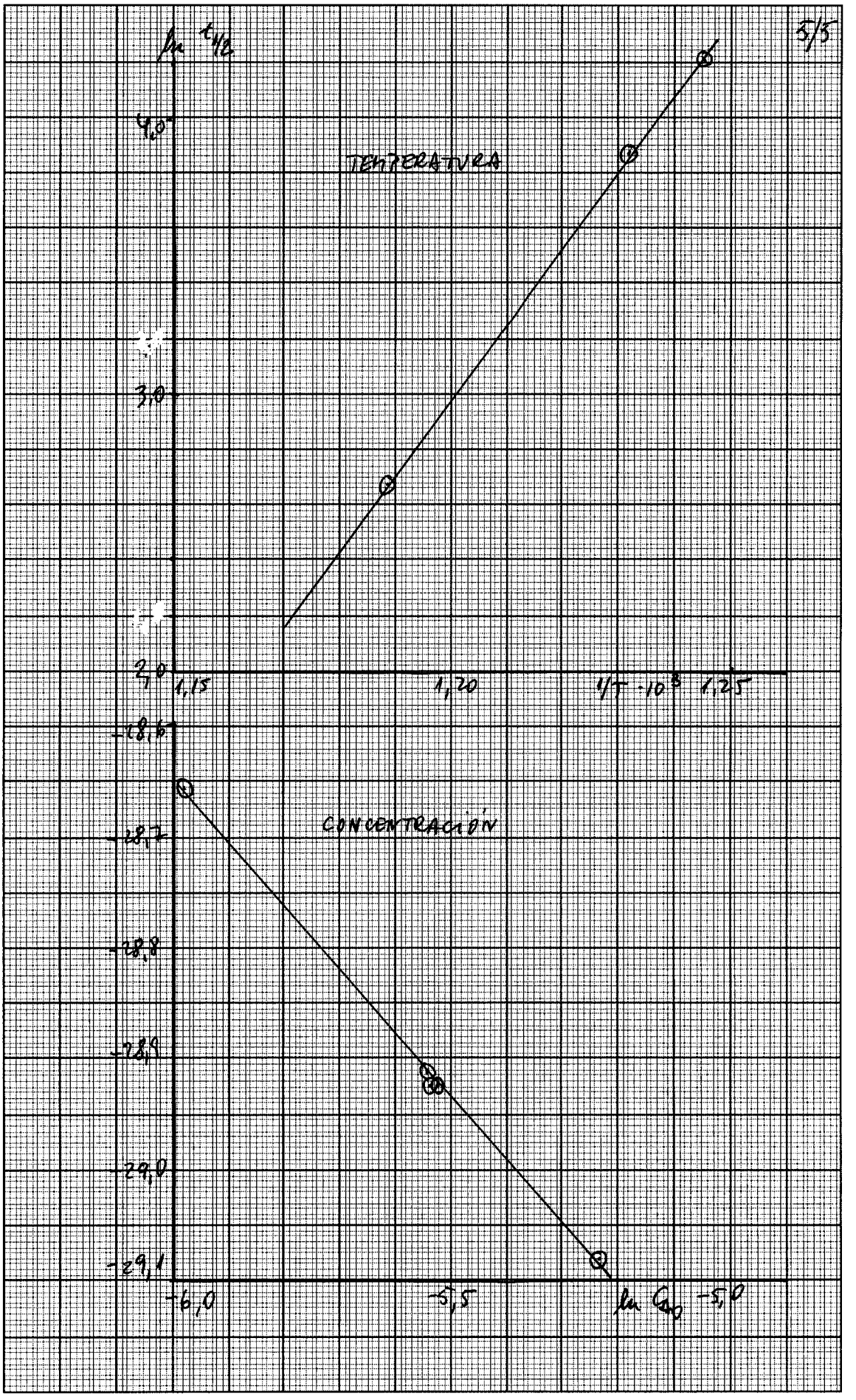
$$\frac{1}{k_0}\left(\frac{2^{0,56}-1}{0,56}\right) = e^{-31,993}$$

de donde:

$$k_0 = 6,639 \cdot 10^{13}$$

Por tanto, la ecuación cinética completa tendrá la forma:

$$-r_A = 6,639 \cdot 10^{13}\, e^{-\frac{53.303}{RT}} \cdot C_A^{1,56}$$


ln t1/2
4,0
3,0
2,0
TEMPERATURA
1,15
1,20
1/T · 10³
1,25
-28,6
-28,7
-28,8
-28,9
-29,0
-29,1
CONCENTRACIÓN
-6,0
-5,5
ln C0
-5,0

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ07-36
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Introducción a la Ingeniería de la Reacción Química
Materia	Cinética experimental
Referencia	Rincondelvago.com
Notas	FJ García

Curso								
Número								

El amoníaco se descompone por acción de un filamento de wolframio caliente según la reacción:

$$2NH_3 \rightarrow N_2 + 3H_2$$

La reacción se sigue por el cambio de presión, habiéndose observado a distintos tiempos los aumentos de presión (respecto a la inicial) reflejados en el cuadro:

t (s)	100	200	400	600	800	1.000
ΔP (Pa)	1.467	2.946	5.866	8.839	11.719	14.665

Sabiendo que la presión inicial era 26.664 Pa, calcúlese la constante de velocidad en unidades de presión.

$$\frac{k}{c_{H_2O}} = 5{,}5 \cdot 10^{-4}\ s^{-1}$$

Como los datos vienen dados en presiones totales, habrá que considerar la reacción:

$$A \longrightarrow \frac{1}{2} B + \frac{3}{2} C$$

Para calcular la concentración total en un tiempo de reacción cualquiera, puede expresarse ésta en función de la conversión de reactivo:

$$\left.\begin{aligned} C_A &= C_{A0}(1-X_A) \\ C_B &= \tfrac{1}{2} C_{A0} X_A \\ C_C &= \tfrac{3}{2} C_{A0} X_A \end{aligned}\right\} \quad C_T = C_{A0}(1-X_A) + \frac{4}{2} C_{A0} X_A = C_{A0}(1+X_A)$$

Expresando los datos en presiones con ayuda de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\left.\begin{aligned} P_0 &= C_{A0} RT \\ P &= C_T RT = C_{A0}(1+X_A) \end{aligned}\right\} \quad \frac{P}{P_0} = 1 + X_A$$

Por tanto, la conversión puede expresarse en función de las presiones totales mediante la ecuación:

$$X_A = \frac{P}{P_0} - 1 = \frac{\Delta P}{P_0}$$

Si se supone una reacción irreversible de orden n:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = k C_A^n$$

en forma de conversiones:

$$\frac{dX_A}{dt} = k C_{A0}^{n-1} (1-X_A)^n$$

Como se desconoce el orden y hay suficientes datos experimentales, se utilizará el método diferencial de análisis de datos, para lo que se linealiza la ecuación anterior:

$$\log\left(\frac{dx_A}{dt}\right) = \log k C_{A0}^{n-1} + n \log(1-x_A)$$

Representando el primer miembro frente a $\log(1-x_A)$, se obtendría una recta, cuya pendiente sería el orden de reacción y de cuya ordenada en el origen se obtendría el coeficiente cinético.

Las velocidades se obtendrán de forma numérica, es decir, mediante el cálculo de incrementos para la obtención de la derivada. Se puede así construir la tabla, teniendo en cuenta que:

$$P_0 = 26.664\ P_a$$

t	$x_A = \frac{\Delta P}{P_0}$	$\frac{\Delta x_A}{\Delta t} \cdot 10^3$	$\log \frac{\Delta x_A}{\Delta t}$	$\log(1-x_A)$
100	0,055	—	—	−0,025
200	0,110	0,550	−3,260	−0,051
400	0,220	0,550	−3,260	−0,108
600	0,331	0,555	−3,256	−0,175
800	0,440	0,545	−3,264	−0,251
1000	0,550	0,550	−3,260	−0,347

Como puede observarse en la tabla, la velocidad de reacción permanece prácticamente constante, por lo

que se debe tratar de una reacción de orden cero, es decir:

$$-r_A = \frac{d x_A}{dt} = \frac{k}{c_{A0}}$$

Por tanto, el coeficiente cinético será:

$$\frac{k}{c_{A0}} = 5{,}5 \cdot 10^{-4}\ s^{-1}$$

TEMA 6:

INTRODUCCIÓN A LA INGENIERÍA DE LA REACCIÓN QUÍMICA (Reactores)

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-01
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (discontinuo)
Referencia	Jarabo QT-2, ejemplo 1
Notas	

Curso								
Número								

Considerése la reacción en fase líquida:

$$A \rightarrow B \qquad -r_A = kC_A$$

cuyo coeficiente cinético es k = 0,1 min^{-1}.

Partiendo de una concentración inicial de 1 mol/l de **A**, calcular el tiempo necesario para que en un reactor discontinuo se obtenga una conversión del 90%.

$t = 23{,}03 \text{ min}$

Ecuación de diseño del reactor discontinuo:

$$t = C_{A0} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A = k C_{A0}(1 - X_A)$$

Sustituyendo:

$$t = \frac{C_{A0}}{k C_{A0}} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{1 - X_A} = -\frac{1}{k} \left[\ln (1 - X_A) \right]_0^{X_{Af}}$$

En las condiciones establecidas:

$$t = -\frac{1}{0,1} \ln (1 - 0,9) = 23,03 \text{ min}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-02
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (discontinuo)
Referencia	FJ García
Notas	

Curso								
Número								

Si un reactivo **A** en fase líquida reacciona siguiendo una cinética de primer orden en un reactor discontinuo y se alcanza una conversión del 65% en 4 minutos, ¿cuánto tiempo en exceso será necesario para alcanzar una conversión del 90%.

$t_{acceso} = 4{,}77\ min$

Ecuación de diseño del reactor discontinuo:

$$t = C_{A0} \int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{(-r_A)}$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A = k C_{A0} (1 - x_A)$$

Sustituyendo:

$$t = \frac{C_{A0}}{k C_{A0}} \int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{1 - x_A} = -\frac{1}{k} \left[\ln (1 - x_A) \right]_0^{x_{Af}}$$

Para $\begin{cases} t_1 = 4 \text{ min} \\ x_{Af} = 0{,}65 \end{cases}$

por lo tanto:

$$4 = -\frac{1}{k} \ln (1 - 0{,}65)$$

de donde:

$$k = \frac{1{,}050}{4} = 0{,}262 \text{ min}^{-1}$$

Para una conversión de $x_{Af} = 0{,}90$:

$$t_2 = -\frac{1}{0{,}262} \ln (1 - 0{,}90) = 8{,}77 \text{ min}$$

Por tanto, el tiempo en exceso será:

$$t_{exceso} = t_2 - t_1 = 8{,}77 - 4 = 4{,}77 \text{ min}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-03
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (discontinuo)
Referencia	FJ García
Notas	

Curso								
Número								

En un reactor discontinuo se trata una masa reaccionante, cuya concentración en reactivo limitante es C_{A0}, que después de pasar un determinado tiempo, pasa a tener un valor más bajo, C_A.

Se trata de una reacción irreversible de primer orden a volumen constante y se desea realizar un segundo proceso, en el cual la concentración inicial es $2C_{A0}$, pretendiéndose llegar a una concentración final C_A, igual que en el primer caso.

a) ¿El tiempo necesario será doble para este segundo caso?

b) Si no fuese así, ¿qué valor deberá tener la constante cinética para que se cumpliera la condición anterior?

a.) El tiempo NO será el doble

b.) $k = \frac{0,693}{t_{1}}$

Ecuación de diseño del reactor discontinuo:

$$t = -\int_{C_{A0}}^{C_{Af}} \frac{dC_A}{(-r_A)}$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A$$

Sustituyendo:

$$t = -\frac{1}{k}\int_{C_{A0}}^{C_{Af}} \frac{dC_A}{C_A} = -\frac{1}{k}\left[\ln C_A\right]_{C_{A0}}^{C_{Af}}$$

a.) En el primer caso:

$$t_1 = \frac{1}{k} \ln \frac{C_{A0}}{C_A} \qquad \text{o bien:} \quad \frac{C_{A0}}{C_A} = e^{t_1 k}$$

En el segundo caso:

$$t_2 = \frac{1}{k} \ln \frac{2C_{A0}}{C_A} \qquad \text{o bien:} \quad \frac{2C_{A0}}{C_A} = e^{t_2 k}$$

Relacionando ambas ecuaciones:

$$\frac{1}{2} = e^{k(t_1 - t_2)}$$

o bien:

$$t_1 - t_2 = \frac{\ln 0{,}5}{k}$$

Por tanto, el tiempo necesario para el segundo caso NO será doble que para el primero.

b.) Para que $t_2 = 2t_1$:

$$t_1 - 2t_1 = \frac{\ln 0,5}{k}$$

de donde:

$$t_1 = -\frac{\ln 0,5}{k}$$

o, lo que es lo mismo:

$$k = \frac{0,693}{t_1}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-04
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (discontinuo)
Referencia	Hill, pg. 259
Notas	FJ García

Curso								
Número								

La reacción de Diels-Alder entre el ciclopentadieno y la benzoquinona se puede expresar como:

$$A + B \rightarrow R \qquad -r = k\, C_A\, C_B$$

A 25 ºC, el coeficiente cinético es $k = 9{,}92 \cdot 10^{-3}$ $m^3/(kmol \cdot s)$ y se pueden ignorar los cambios de volumen.

Si se emplea un reactor discontinuo, determinar el tiempo necesario para alcanzar el 95% de conversión del reactivo limitante, usando concentraciones iniciales de 0,1 $kmol/m^3$ de ciclopentadieno y 0,08 $kmol/m^3$ de benzoquinona.

$t = 2{,}20\ h$

El reactivo limitante es la benzoquinona (B), por lo que se expresarán las ecuaciones en función de él.

Ecuación de diseño del reactor discontinuo:

$$t = C_{B0} \int_0^{X_{Bf}} \frac{dX_B}{(-r_B)}$$

Ecuación cinética:

$$-r = k C_A C_B$$

$$\left.\begin{aligned} C_B &= C_{B0}(1-X_B) \\ C_A &= C_{A0} - C_{B0} X_B \end{aligned}\right\} -r_B = k C_{B0}(1-X_B)[C_{A0} - C_{B0} X_B]$$

Definiendo la relación molar:

$$m = \frac{C_{A0}}{C_{B0}}$$

se tendrá:

$$-r_B = k C_{B0}^2 (1-X_B)(m - X_B)$$

Sustituyendo en la ecuación de diseño:

$$t = \frac{C_{B0}}{k C_{B0}^2} \int_0^{X_{Bf}} \frac{dX_B}{(1-X_B)(m-X_B)}$$

Resolviendo la integral por fracciones simples:

$$\frac{1}{(1-X_B)(m-X_B)} = \frac{A}{1-X_B} + \frac{B}{m-X_B} = \frac{A(m-X_B) + B(1-X_B)}{(1-X_B)(m-X_B)} =$$

$$= \frac{X_A(-A-B) + (Am+B)}{(1-X_B)(m-X_B)}$$

Por tanto:

$$\left.\begin{aligned} -A-B &= 0 \\ Am+B &= 1 \end{aligned}\right\} \text{ de donde: } \quad A = \frac{1}{m-1} \qquad B = -\frac{1}{m-1}$$

Así pues:

$$t = \frac{1}{k C_{B0}} \left[\frac{1}{m-1} \int_0^{x_{Bf}} \frac{dx_B}{1-x_B} - \frac{1}{m-1} \int_0^{x_{Bf}} \frac{dx_B}{m-x_B} \right] =$$

$$= \frac{1}{k C_{B0}} \frac{1}{m-1} \left[-\ln(1-x_{Bf}) + \ln(m-x_{Bf}) - \ln m \right] =$$

$$= \frac{1}{k C_{B0}} \frac{1}{m-1} \ln \frac{m-x_{Bf}}{m(1-x_{Bf})}$$

Como en las condiciones establecidas:

$$m = \frac{C_{A0}}{C_{B0}} = 1{,}25$$

se tendrá:

$$t = \frac{1}{(9{,}92 \cdot 10^{-3})(0{,}08)} \frac{1}{1{,}25-1} \ln \frac{1{,}25-0{,}95}{1{,}25(1-0{,}95)} =$$

$$= 7.906\,5 = 2{,}20\ h$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-05
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (discontinuo)
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

La reacción:

$$A + 2B \rightarrow R$$

se lleva a cabo en un reactor discontinuo agitado, de 1.000 litros de capacidad efectiva. En un instante determinado, se carga el reactor con una disolución acuosa que contiene los reactivos **A** y **B**, en concentraciones de 0,1 kmol/m^3 de **A** y 0,3 kmol/m^3 de **B** y comienza la reacción. En las condiciones de operación, la velocidad de reacción viene dada por:

$$r_R = 0{,}2\ C_A \left[\frac{kmol\ R}{m^3 \cdot h}\right]$$

Determinar:

a) La conversión de **A** y la cantidad de **R** (kmol) obtenidas al cabo de 2 y de 4 horas de reacción.

b) El tiempo necesario (h) para alcanzar una conversión de **A** del 50%.

a.) $t = 2\,h$ $\qquad$ $t = 4\,h$

$X_A = 0{,}330$ $\qquad$ $X_A = 0{,}551$

$c_R = 0{,}033 \frac{kmol}{m^3}$ $\qquad$ $c_R = 0{,}0551 \frac{kmol}{m^3}$

$R = 0{,}033\ kmol$ $\qquad$ $R = 0{,}0551\ kmol$

b.) $t = 3{,}46\,h$

Ecuación cinética:

$$-r_A = r_R = k C_A$$

En forma de conversión:

$$-r_A = k C_{A0}(1 - X_A)$$

Ecuación de diseño del reactor discontinuo:

$$t = C_{A0} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo:

$$t = \frac{C_{A0}}{k C_{A0}} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{1 - X_A} = \frac{1}{k} \ln \frac{1}{1 - X_{Af}}$$

a.) Despejando la conversión de la ecuación anterior:

$$X_{Af} = 1 - e^{-kt}$$

Para $t = 2h$:

$$X_{Af} = 1 - e^{-(0,2)(2)} = 0,330$$

$$C_R = C_{A0} X_{Af} = (0,1)(0,330) = 0,033 \text{ kmol/m}^3$$

$$[R] = C_R \cdot V = (0,033)(1) = 0,033 \text{ kmol}$$

Para $t = 4h$:

$$X_{Af} = 1 - e^{-(0,2)(4)} = 0,551$$

$$C_R = C_{A0} X_{Af} = (0,1)(0,551) = 0,0551 \text{ kmol/m}^3$$

$$[R] = C_R \cdot V = (0,0551)(1) = 0,0551 \text{ kmol}$$

b.) Para una conversión $X_{Af} = 0,5$:

$$t = \frac{1}{0,2} \ln \frac{1}{1 - 0,5} = 3,46 h$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-06
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (discontinuo)
Referencia	Jarabo QT-2 y FQPI, ejemplo 2
Notas	

Curso								
Número								

Se desea obtener una producción de 50 Tm/día de acetato de etilo (**P**, 88 kg/kmol) a partir de ácido acético (**B**, 60 kg/kmol) y alcohol etílico (**A**, 46 kg/kmol), de acuerdo con la siguiente reacción:

$$C_2H_5OH + CH_3COOH \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

La cinética de la reacción en fase líquida llevada a cabo a 100 ºC en condiciones isotermas está dada por la siguiente ecuación:

$$-r_A = -\frac{dC_A}{dt} = k_1\left(C_AC_B - \frac{C_PC_Q}{K}\right)$$

donde:

$$k_1 = 7{,}93\cdot10^{-6}\left[\frac{m^3}{kmol\cdot s}\right]$$

$$K = 2{,}93$$

La reacción se lleva a cabo en un reactor discontinuo, en el que se puede considerar mezcla perfecta. La carga del reactor es una disolución acuosa que contiene un 23% en peso de ácido acético y un 46% en peso de alcohol. Se desea una conversión de ácido del 35%, pudiéndose suponer la densidad constante e igual a 1.020 kg/m^3.

La planta debe operar día y noche y el tiempo muerto es de 1 h, independiente del tamaño del reactor. Se desea determinar el volumen del reactor necesario.

$V = 39{,}80\ м^3$

Composición de la mezcla inicial:

$$C_{A0} = \frac{(0{,}46)(1.020)}{46} = 10{,}2 \text{ kmol/m}^3$$

$$C_{B0} = \frac{(0{,}23)(1.020)}{60} = 3{,}91 \text{ kmol/m}^3$$

$$C_{Q0} = \frac{(0{,}31)(1.020)}{18} = 17{,}57 \text{ kmol/m}^3 \quad (\text{agua})$$

El reactivo limitante es el ácido acético (B), por lo que se expresarán las ecuaciones en función de él.

Ecuación de diseño del reactor discontinuo:

$$t = C_{B0} \int_0^{X_{Bf}} \frac{dX_B}{(-r_B)}$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = -r_B = k_1 \left(C_A C_B - \frac{C_P C_Q}{K} \right)$$

Utilizando conversiones:

$$C_A = C_{A0} - C_{B0} X_B \qquad C_P = C_{B0} X_B$$

$$C_B = C_{B0} (1 - X_B) \qquad C_Q = C_{Q0} + C_{B0} X_B$$

se tendrá:

$$-r_B = k_1 \left\{ (C_{A0} - C_{B0} X_B) \left[C_{B0} (1 - X_B) \right] - \frac{C_{B0} X_B (C_{Q0} + C_{B0} X_B)}{K} \right\} =$$

$$= k_1 C_{B0}^2 \left[\left(\frac{C_{A0}}{C_{B0}} - X_B \right) (1 - X_B) - \frac{X_B \left(\frac{C_{Q0}}{C_{B0}} + X_B \right)}{K} \right]$$

Teniendo en cuenta que:

$$\frac{C_{A0}}{C_{B0}} = \frac{10,2}{3,91} = 2,61$$

$$\frac{C_{Q0}}{C_{B0}} = \frac{17,57}{3,91} = 4,49$$

$$K = 2,93$$

se tendrá:

$$-r_B = k_1 C_{B0}^2 \left(0,66 x_B^2 - 5,14 x_B + 2,61\right)$$

o bien:

$$-r_B = k_1 C_{B0} \left(x_B - 7,242\right)\left(x_B - 0,546\right)$$

Sustituyendo en la ecuación de diseño:

$$t = \frac{C_{B0}}{k C_{B0}^2} \int_0^{x_{Bf}} \frac{dx_B}{\left(x_B - 7,242\right)\left(x_B - 0,546\right)}$$

Resolviendo la integral por fracciones simples:

$$\frac{1}{\left(x_B - 7,242\right)\left(x_B - 0,546\right)} = \frac{A}{x_B - 7,242} + \frac{B}{x_B - 0,546} =$$

$$= \frac{A\left(x_B - 0,546\right) + B\left(x_B - 7,242\right)}{\left(x_B - 7,242\right)\left(x_B - 0,546\right)} = \frac{x_B\left(A+B\right) - \left(0,546A + 7,242B\right)}{\left(x_B - 7,242\right)\left(x_B - 0,546\right)}$$

Por tanto:

$$\left.\begin{aligned} A + B &= 0 \\ 0,546A + 7,242B &= -1 \end{aligned}\right\} \text{ de donde } \begin{aligned} A &= 0,149 \\ B &= -0,149 \end{aligned}$$

Así pues:

$$t = \frac{1}{k C_{B0}} \left[0{,}149 \int_0^{x_{Bf}} \frac{dx}{x_B - 7{,}242} - 0{,}149 \int_0^{x_{Bf}} \frac{dx}{x_B - 0{,}546} \right] =$$

$$= \frac{0{,}149}{(7{,}93 \cdot 10^{-6})(3{,}91)} \left[\ln\left(\frac{0{,}35 - 7{,}242}{-7{,}242}\right) - \ln\left(\frac{0{,}35 - 0{,}546}{-0{,}546}\right) \right] =$$

$$= (4.805{,}48)(0{,}9749) = 4.685\ s = 1{,}3\ h$$

El tiempo total de operación será, considerando el tiempo muerto:

$$t = 1{,}3 + 1 = 2{,}3\ h$$

Como se desea obtener una producción de 50.000 kg/día de P:

$$\frac{50000}{24}\left[\frac{kg\ P}{h}\right] = \frac{m_B}{60}\left[kmol\ B\right] \cdot 0{,}35\left[\frac{kmol\ P}{kmol\ B}\right] \cdot 88\left[\frac{kg\ P}{kmol\ P}\right] \cdot \frac{1}{2{,}3}\left[\frac{1}{h}\right]$$

de donde:

$$m_B = \frac{(50.000)(60)(2{,}3)}{(0{,}35)(88)(24)} = 9{,}334\ kg\ B$$

que corresponderán a una masa de mezcla:

$$m_M = \frac{9{,}334}{0{,}23} = 40.584\ kg$$

y, por tanto, el volumen del reactor será:

$$V = \frac{m_M}{\rho} = \frac{40.584}{1.020} = 39{,}80\ m^3$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-07
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (discontinuo)
Referencia	Smith, ejemplo 4.1
Notas	FJ García

Curso								
Número								

Se ha estudiado la formación del acetato de butilo en un reactor discontinuo que opera a 100 ºC, con ácido sulfúrico como catalizador:

$$CH_3COOH + C_4H_9OH \rightarrow CH_3COOC_4H_9 + H_2O$$

La alimentación contiene 4,97 moles de butanol por mol de ácido acético y una concentración de sulfúrico de 0,032 % en peso. Cuando se utiliza un exceso de butanol, la ecuación de velocidad se puede expresar por:

$$-r_A = k\, C_A^2$$

siendo **A** el ácido acético y la constante cinética k = 17,4 ml/(mol·min).

Calcular:

a) El tiempo requerido para obtener una conversión del 50%.

b) El volumen del reactor y la masa inicial que debe ser cargada para producir 100 kg/h del éster.

Datos:

La densidad se puede considerar constante e igual a 0,75 g/cm^3.

El tiempo de carga y descarga del reactor se supone despreciable.

a.) $t = 32{,}84\ \text{min}$

b.) $m = 403{,}93\ \text{kg}$

$V = 538{,}57\ \ell$

Composición de la mezcla inicial:

$$A + B \xrightarrow{H_2SO_4} E + H_2O$$

$M_A = 60 \frac{g}{mol}$ $\qquad \frac{4,97 \text{ mol } B}{1 \text{ mol } A}$

$M_B = 74 \frac{g}{mol}$ $\qquad [H_2SO_4] = 0,032\%$ peso

$$m_{TOTAL} = (1)(60) + (4,97)(74) + m_{H_2SO_4}$$

$$= 427,78 + m_{H_2SO_4}$$

$$\frac{0,032}{100} = \frac{m_{H_2SO_4}}{427,78 + m_{H_2SO_4}}$$

de donde:

$$m_{H_2SO_4} = 0,137 g$$

y, por tanto:

$$m_{TOTAL} = 427,78 + 0,137 = 427,92 g$$

El volumen será, pues:

$$V = \frac{m_T}{\rho} = \frac{427,92}{0,75} = 570,50 \text{ cm}^3$$

y las concentraciones:

$$C_{A0} = \frac{1}{570,56} = 1,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol/cm}^3$$

$$C_{B0} = \frac{4,97}{570,50} = 8,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol/cm}^3$$

a.) Ecuación de diseño del reactor discontinuo:

$$t = C_{A0} \int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{(-r_A)}$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A^2 = k C_{A0}^2 (1 - x_A)^2$$

Sustituyendo:

$$t = \frac{C_{A0}}{k C_{A0}^2} \int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{(1-x_A)^2} = \frac{1}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1-x_A} \right]_0^{x_{Af}}$$

En las condiciones establecidas:

$$t = \frac{1}{(17,4)(1,75 \cdot 10^{-3})} \left(\frac{1}{1-0,5} - \frac{1}{1-0} \right) = 32,84 \text{ min}$$

b.) $M_E = 116$ g/mol

Se desea producir $100 \frac{kg}{h} = 0,862 \frac{kmol}{h}$

Como la conversión es 0,5 y ésta se produce en:

$$t = \frac{32,84}{60} = 0,547 \text{ h}$$

se tendrá:

$$\frac{(0,5)\ A}{0,547} = 0,862$$

de donde:

$$A = 0,944 \text{ kmol} = 56,62 \text{ kg}$$

$$m_{TOTAL} = 56,62 + (0,944)(4,97)(74) + m_{H_2SO_4}$$
$$= 403,80 + m_{H_2SO_4}$$

$$\frac{0,032}{100} = \frac{m_{H_2SO_4}}{403,80 + m_{H_2SO_4}}$$

de donde:

$$m_{H_2SO_4} = 0,129 \text{ kg}$$

y, por tanto:

$$m_{TOTAL} = 403,80 + 0,129 = 403,93 \text{ kg}$$

El volumen del reactor será, pues:

$$V = \frac{m_T}{\rho} = \frac{403,93}{0,750} = 538,57 \text{ l}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-08
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (discontinuo)
Referencia	Jarabo QT-2 (ejemplo3), FQPI (problema 17)
Notas	

Curso								
Número								

Uno de los pasos en la producción del ácido propiónico es la acidificación de la disolución acuosa de su sal sódica de acuerdo con la siguiente reacción:

$$C_2H_5COONa + ClH \rightleftharpoons C_2H_5COOH + ClNa$$

La velocidad de reacción puede representarse por una ecuación de segundo orden reversible. Los datos de laboratorio sobre la velocidad de reacción se obtienen tomando muestras de 10 ml de la disolución de reacción a diferentes tiempos y neutralizando el ClH que no reacciona con una disolución de NaOH 0,515 M. La cantidad original de ácido está determinada por medio de una muestra que se toma a tiempo cero. La temperatura es de 50 ºC y la relación molar de los reactivos es la unidad.

Los datos obtenidos de laboratorio son los siguientes:

t [min]	V_{NaOH} [ml]
0	52,5
10	32,5
20	23,5
30	18,9
50	14,4
∞	10,5

Se desea determinar el volumen de un reactor discontinuo para obtener ácido propiónico a razón de 500 kg/h. El reactor está bien agitado (mezcla perfecta) y el tiempo muerto de carga, calentamiento, enfriamiento y descarga, se estima en 30 minutos. La conversión final deberá ser del 75% de propionato sódico. La carga inicial del reactor contendrá 307,2 kg de propionato sódico (96 kg/kmol) y 116,8 kg de ácido clorhídrico (36,5 kg/kmol) por cada m^3. Supóngase que la densidad de la mezcla es constante e igual a 1,118 g/cm^3.

$V = 1.356\ \ell$

Análisis de los datos de laboratorio [se tomará como reactivo limitante el CH (B), ya que los datos están referidos a él].

Ecuación cinética:

$$-r_B = k_1 C_A C_B - k_2 C_C C_D = k_1 \left(C_A C_B - \frac{C_C C_D}{K}\right)$$

$$\left.\begin{aligned} C_A &= C_{A0} - C_{B0} X_B \\ C_B &= C_{B0}(1-X_B) \\ C_C &= C_{C0} + C_{B0} X_B \\ C_D &= C_{D0} + C_{B0} X_B \end{aligned}\right\} \quad \left.\begin{aligned} C_{A0} &= C_{B0} \\ C_{C0} &= C_{D0} = 0 \end{aligned}\right\} \quad \left.\begin{aligned} C_A &= C_{B0}(1-X_B) \\ C_B &= C_{B0}(1-X_B) \\ C_C &= C_{B0} X_B \\ C_D &= C_{B0} X_B \end{aligned}\right.$$

Sustituyendo:

$$-\frac{dC_B}{dt} = k_1\left[C_{B0}^2(1-X_B)^2 - \frac{C_{B0}^2 X_B^2}{K}\right] = k_1 C_{B0}^2\left[(1-X_B)^2 - \frac{X_B^2}{K}\right]$$

o bien:

$$\frac{dX_B}{dt} = k_1 C_{B0}\left[(1-X_B)^2 - \frac{X_B^2}{K}\right]$$

A partir de los datos de laboratorio:

$$C_{B0} = \frac{(52,5)(0,515)}{10} = 2,7 \text{ mol/l}$$

$$[C_B]_{eq} = \frac{(10,5)(0,515)}{10} = 0,54 \text{ mol/l}$$

La constante de equilibrio puede calcularse de la forma:

	A	+ B	⇌ C	+ D
Inicial	2,7	2,7	0	0
Equilibrio	0,54	0,54	(2,7 − 0,54)	(2,7 − 0,54)

$$K = \left[\frac{C_C\, C_D}{C_A\, C_B}\right]_{eq} = \frac{(2,7-0,54)^2}{0,54^2} = 16$$

La ecuación cinética queda, por tanto:

$$\frac{dx_B}{dt} = 2,7\, k_1 \left[(1-x_B)^2 - \frac{x_B^2}{16}\right]$$

Para obtener el coeficiente cinético se utilizará el método integral de análisis de datos, para lo cual se integrará la ecuación cinética:

$$\int_0^{x_B} \frac{dx_B}{(1-x_B)^2 - \frac{x_B}{16}} = (2,7)\, k_1\, t$$

o bien:

$$\int_0^{x_B} \frac{dx_B}{15x_B^2 - 32x_B + 16} = (0,1688)\, k_1\, t$$

Resolviendo la integral por fracciones simples:

$$\frac{1}{15x_B^2 - 32x_B + 16} = \frac{1}{(x_B - 1,333)(x_B - 0,8)} = \frac{A}{x_B - 1,333} + \frac{B}{x_B - 0,8} =$$

$$= \frac{A(x_B - 0,8) + B(x_B - 1,333)}{(x_B - 1,333)(x_B - 0,8)} = \frac{x_B(A+B) - (0,8\,A + 1,33\,B)}{(x_B - 1,333)(x_B - 0,8)}$$

Por tanto:

$$\left.\begin{aligned} A + B &= 0 \\ 0,8\,A + 1,33\,B &= -1 \end{aligned}\right\} \text{ de donde: } \quad \begin{aligned} A &= 1,887 \\ B &= -1,887 \end{aligned}$$

Así pues:

$$1{,}887 \int_0^{X_B} \frac{dX_B}{X_B - 1{,}333} - 1{,}887 \int_0^{X_B} \frac{dX_B}{X_B - 0{,}8} = 0{,}1688\, k_1 t$$

Integrando:

$$\ln \frac{X_B - 1{,}333}{-1{,}333} - \ln \frac{X_B - 0{,}8}{-0{,}8} = 0{,}0895\, k_1 t$$

Operando:

$$\ln \frac{0{,}6\,(X_B - 1{,}333)}{X_B - 0{,}8} = 0{,}0895\, k_1 t$$

Así pues, representando el primer miembro frente al tiempo, debería obtenerse una recta, de cuya pendiente podría obtenerse k_1.

A partir de los datos experimentales se puede obtener la siguiente tabla, teniendo en cuenta que:

$$X_B = \frac{C_{B0} - C_B}{C_{B0}} = \frac{V_{B0} - V_B}{V_{B0}}$$

t	X_B	$\ln \frac{0{,}6\,(X_B - 1{,}333)}{X_B - 0{,}8}$
0	0	0,000
10	0,381	0,310
20	0,552	0,673
30	0,640	0,955
50	0,726	1,590

Como puede observarse en la gráfica adjunta, los datos se sitúan sobre una recta, cuyo ajuste por regresión lineal permite obtener:

$$[o.o.] = 0,0056$$

$$[pte.] = 0,032$$

$$r^2 = 0,9996$$

A partir de la pendiente:

$$k_1 = \frac{0,032}{0,0895} = 0,358$$

La ecuación cinética será, pues:

$$-r_B = 0,358\ C_{B0}^2 \left[(1-X_B)^2 - \frac{X_B^2}{16}\right]$$

Para llevar a cabo el diseño del reactor, se calcularán primeramente las concentraciones iniciales de los reactivos, para elegir el reactivo limitante:

$$C_{A0} = \frac{307,2}{96} = 3,2\ \frac{kmol}{m^3}$$

$$C_{B0} = \frac{116,8}{36,5} = 3,2\ \frac{kmol}{m^3}$$

Es indiferente coger cualquiera de los dos, por lo que se usará B, por tener ya la ecuación cinética en función de este componente.

Ecuación de diseño del reactor discontinuo:

$$t = C_{B0} \int_0^{X_{Bf}} \frac{dX_B}{(-r_B)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$t = \frac{1}{(0{,}358)(3{,}2)} \int_0^{0{,}75} \frac{dx_B}{(1-x_B)^2 - \frac{x_B}{16}}$$

Como la integral es la misma que para los datos de la bibliografía, se podrá poner:

$$t = \frac{(16)(1{,}887)}{(0{,}358)(3{,}2)} \ln \frac{0{,}6\ (0{,}75-1{,}333)}{0{,}75-0{,}8} = 51{,}27 \text{ min} = 0{,}85 \text{ h}$$

El tiempo total de operación será, pues:

$$t = 0{,}85 + 0{,}5 = 1{,}35 \text{ h}$$

Se desea producir de C (74 kg/kmol) $500 \frac{kg}{h} =$

$$= 6{,}76 \frac{kmol}{h}$$

Como la conversión es 0,75 y se produce en $t = 1{,}35$ h, se tendrá:

$$\frac{(0{,}75)B}{1{,}35} = 6{,}76$$

de donde:

$$B = 12{,}16 \text{ kmol} = 444 \text{ kg}$$

Como la relación molar entre los reactivos es 1/1:

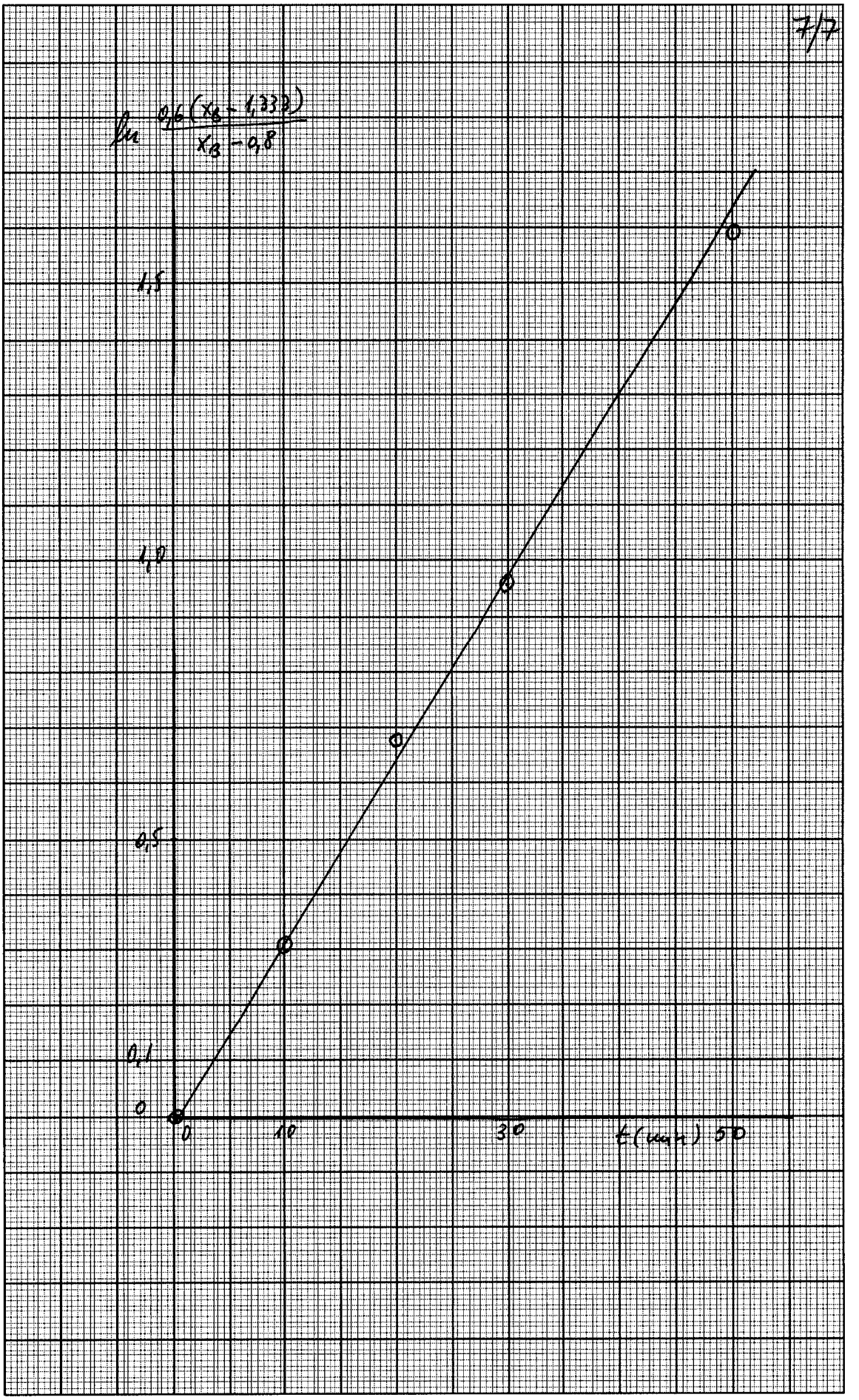
$$A = 12{,}16 \text{ kmol} = 1.167 \text{ kg}$$

y, por tanto:

$$m_{TOTAL} = 444 + 1.167 = 1.611 \text{ kg}$$

El volumen del reactor será, pues:

$$V = \frac{m_T}{\rho} = \frac{1.611}{1,188} = 1.356 \text{ l}$$


$\ln \frac{0,6(x_B - 1,333)}{x_B - 0,8}$
1,5
1,0
0,5
0,1
0
0
10
30
t (min)
50

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-09
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (tipo tanque agitado)
Referencia	Levenspiel, ejemplo 5-1, pg. 115
Notas	

Curso								
Número								

En un reactor de mezcla completa, de volumen 1 litro, entra como alimentación 1 l/min de un líquido que contiene los reactantes **A** y **B** (C_{A0} = 0,10 mol/l; C_{B0} = 0,01 mol/l). Las sustancias reaccionan de una manera compleja para la que se desconoce la estequiometría. La corriente de salida del reactor contiene los componente **A**, **B** y **C** (C_{Af} = 0,02 mol/l; C_{Bf} = 0,03 mol/l; C_{Cf} = 0,04 mol/l).

Calcúlense las velocidades de reacción de **A**, **B** y **C** para las condiciones existentes en el reactor.

$$-r_A = 0,08 \quad \frac{mol}{l \cdot min}$$

$$-r_B = -0,02 \quad \frac{mol}{l \cdot min}$$

$$-r_C = -0,04 \quad \frac{mol}{l \cdot min}$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$\tau = \frac{C_{i0} - C_i}{-r_i}$$

Como

$$\tau = \frac{V}{Q} = \frac{1}{1} = 1\,min$$

La velocidad de reacción de cada uno de los componentes de la reacción puede calcularse mediante la expresión:

$$-r_i = C_{i0} - C_i$$

Es decir:

$$-r_A = C_{A0} - C_A = 0,10 - 0,02 = 0,08 \quad \frac{mol}{l \cdot min}$$

$$-r_B = C_{B0} - C_B = 0,01 - 0,03 = -0,02 \quad \frac{mol}{l \cdot min}$$

$$-r_C = C_{C0} - C_C = 0 - 0,04 = -0,04 \quad \frac{mol}{l \cdot min}$$

Como puede comprobarse, A desaparece, mientras que B y C se forman.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-10
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (tipo tanque agitado)
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

La reacción:

$$A + 2B \rightarrow R$$

se lleva a cabo en un reactor continuo, bien mezclado, que opera en régimen estacionario. La alimentación al reactor es una disolución acuosa que contiene los reactivos **A** y **B** en concentraciones de 0,1 kmol/m^3 de **A** y 0,3 kmol/m^3 de **B**. En las condiciones de operación, la velocidad de reacción viene dada por:

$$r_R = 0{,}2\ C_A \left[\frac{kmol\ R}{m^3 \cdot h}\right]$$

Determinar:

a) Cuál es el reactivo limitante, cuál es el reactivo en exceso y el porcentaje en moles de exceso.

b) El volumen del reactor necesario (m^3).

c) El caudal volumétrico de la alimentación al reactor (m^3/h).

d) El caudal molar de **A** y **B** en la corriente de salida del reactor.

a.) Reactivo limitante : A
Reactivo en exceso : B
% exceso = 50%

b.) $V = 20\ m^3$

c.) $Q = 4\ m^3/h$

d.) $F_A = 0{,}2\ kmol/h$
$F_B = 1\ kmol/h$

a.) Si la reacción es:

$$A + 2B \longrightarrow R$$

y hay:

$$C_{A0} = 0{,}1 \ \text{kmol/m}^3$$

$$C_{B0} = 0{,}3 \ \text{kmol/m}^3$$

El reactivo limitante es A, ya que $C_{B0} > 2\,C_{A0}$.
El reactivo en exceso será, por tanto, B.
El porcentaje en exceso será:

$$\%\,\text{exceso} = \frac{0{,}3 - (2)(0{,}1)}{(2)(0{,}1)} \cdot 100 = 50\%$$

b.) Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$V = Q \cdot C_{A0} \frac{x_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = r_R = k\,C_A$$

en forma de conversión:

$$-r_A = k\,C_{A0}(1 - x_A)$$

Sustituyendo en la ecuación de diseño:

$$V = \frac{Q\,C_{A0}}{k\,C_{A0}} \frac{x_{Af}}{1 - x_{Af}}$$

Como:

$$F_R = 0{,}2 \ \text{kmol/h}$$

y la conversión deseada es del 50%:

$$F_{A0} = 0{,}2 \frac{kmol\ R}{h} \cdot \frac{1}{0{,}5} \frac{kmol\ A}{kmol\ R} = 0{,}4 \frac{kmol\ A}{h}$$

Como:

$$F_{A0} = C_{A0}\, Q$$

se tendrá:

$$V = \frac{F_{A0}}{k C_{A0}} \frac{X_{Af}}{1 - X_{Af}} = \frac{0{,}4}{(0{,}2)(0{,}1)} \frac{0{,}5}{1 - 0{,}5} = 20\ m^3$$

b.) El caudal volumétrico será:

$$Q = \frac{F_{A0}}{C_{A0}} = \frac{0{,}4}{0{,}1} = 4 \frac{m^3}{h}$$

c.) $F_{B0} = C_{B0} Q = (0{,}3)(4) = 1{,}2\ m^3/h$

$C_B = C_{B0} - C_{A0} X_A = (0{,}3) - (0{,}1)(0{,}5) = 0{,}25\ kmol/m^3$

$F_B = C_B Q = (0{,}25)(4) = 1\ kmol/h$

$C_A = C_{A0}(1 - X_A) = (0{,}1)(1 - 0{,}5) = 0{,}05\ kmol/m^3$

$F_A = C_A Q = (0{,}05)(4) = 0{,}2\ kmol/h$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-11
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (tipo tanque agitado)
Referencia	Levenspiel, ejemplo 5-2, pg. 115
Notas	

Curso								
Número								

En un reactor de mezcla completa de 0,1 litro entra con caudal constante una alimentación constituida por el reactante gaseoso puro **A** (C_{A0} = 100 mmol/l) y allí se dimeriza:

$$2\,A \rightarrow R$$

Calcúlese la ecuación cinética de esta reacción a partir de los siguientes datos obtenidos experimentalmente para distintos caudales de la alimentación:

Q [l/h]	30,0	9,0	3,6	1,5
C_A [mmol/l]	85,7	66,7	50,0	33,3

$$-r_A \left[\frac{mmol}{l \cdot h}\right] = 1{,}26\ C_A^2$$

Como la reacción es en fase gaseosa:

$$2A \rightarrow R$$

y como el número de moles varía según el factor de expansión:

$$\varepsilon = \frac{V_{x=1} - V_{x=0}}{V_{x=0}} = \frac{1-2}{2} = -0,5$$

la concentración habrá de expresarse de la forma:

$$C_A = \frac{N_A}{V} = \frac{N_{A0}(1-x_A)}{V_0(1+\varepsilon x_A)} = C_{A0}\frac{(1-x_A)}{(1-0,5x_A)}$$

o bien:

$$x_A = \frac{1 - C_A/C_{A0}}{1 - C_A/2C_{A0}}$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$\frac{V}{Q} = C_{A0}\frac{x_A}{-r_A}$$

de donde puede obtenerse la velocidad de reacción:

$$-r_A = \frac{C_{A0}}{V} Q x_A = \frac{100}{0,1} Q x_A = 1.000\, Q x_A \left[\frac{\text{mmol}}{l \cdot s}\right]$$

Como se dispone de datos $(-r_A) - C_A$, puede ensayarse directamente una cinética de orden n:

$$-r_A = k C_A^n$$

que linealizada resulta:

$$\log(-r_A) = \log k + n \log C_A$$

Así pues, construyendo la tabla:

Q [l/h]	C_A [mmol/l]	X_A	$-r_A$ [mmol/l·h]	$\log(-r_A)$	$\log C_A$
30,0	85,7	0,25	7.507	3,875	1,933
9,0	66,7	0,50	4.497	3,653	1,824
3,6	50,0	0,67	2.400	3,380	1,699
1,5	33,3	0,80	1.200	3,079	1,522

Representando $\log(-r_A)$ frente a $\log C_A$ puede observarse en la gráfica adjunta que se obtiene una recta, cuyos parámetros se obtienen por regresión lineal:

$$[o.o.] = 0,0987$$

$$[pte.] = 1,95 \pm 2$$

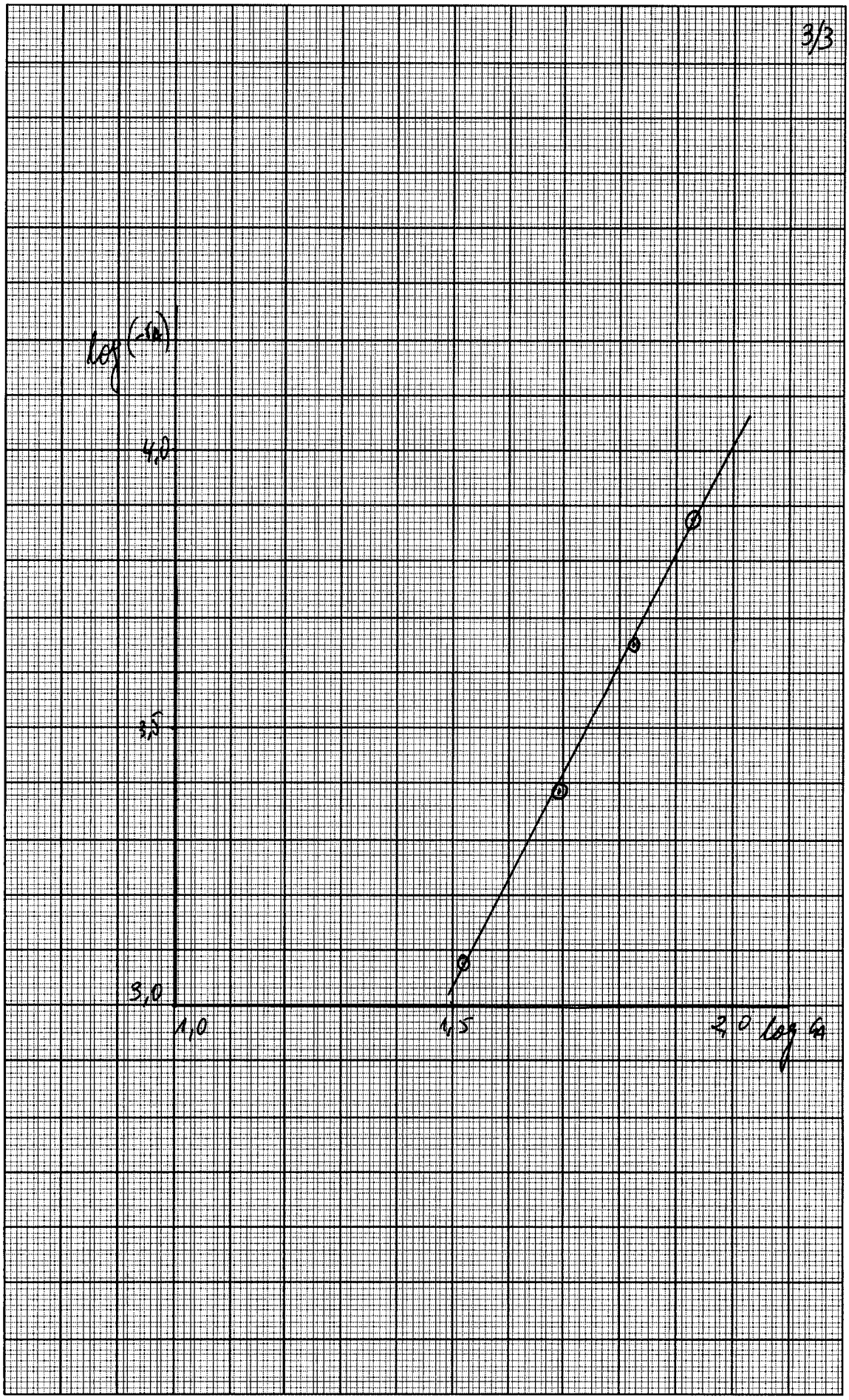
$$r^2 = 0,998$$

A partir de la ordenada en el origen:

$$k = 10^{0,0987} = 1,26$$

La ecuación cinética será, pues:

$$-r_A = 1,26 \cdot C_A^2 \left[\frac{mmol}{l \cdot h}\right]$$


log(-Δa)
4,0
3,5
3,0
1,0
1,5
2,0
log t

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-12
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (tipo tanque agitado)
Referencia	Levenspiel, ejemplo 5-3, pg. 117
Notas	Jarabo FQPI, ejemplo

Curso								
Número								

La reacción elemental en fase líquida:

$$A + B \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} R + S$$

donde:

$$k_1 = 7 \left[\frac{l}{mol \cdot \min}\right]$$

$$k_2 = 3 \left[\frac{l}{mol \cdot \min}\right]$$

tiene lugar en un reactor continuo tipo tanque agitado de 120 litros. A la entrada del reactor se mezclan dos corrientes de alimentación de igual caudal, una con una concentración de 2,8 mol/l de **A** y la otra con 1,6 mol/l de **B**.

Calcular el caudal de alimentación necesario para obtener una conversión del 75% del reactivo limitante.

$$Q = 8 \frac{l}{min}$$

La composición de la corriente de entrada al reactor, al mezclarse dos corrientes de igual caudal, será:

$$C_{A0} = \frac{2,8}{2} = 1,4 \text{ mol/l}$$

$$C_{B0} = \frac{1,6}{2} = 0,8 \text{ mol/l}$$

El reactivo limitante es B, ya que está en menor concentración y la reacción es mol a mol.

Según la estequiometría (reacción elemental) y los coeficientes cinéticos, la ecuación cinética puede ponerse de la forma:

$$-r_B = k_1 C_A C_B - k_2 C_R C_S$$

En función de la conversión del reactivo limitante:

$$C_A = C_{A0} - C_{B0} X_B = 1,4 - (0,8)(0,75) = 0,80$$

$$C_B = C_{B0}(1 - X_B) = (0,8)(1 - 0,75) = 0,20$$

$$C_R = C_{B0} X_B = (0,8)(0,75) = 0,60$$

$$C_S = C_{B0} X_B = (0,8)(0,75) = 0,60$$

Sustituyendo en la ecuación de velocidad:

$$-r_B = (7)(0,80)(0,20) - (3)(0,60)^2 = 0,04 \ \frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{min}}$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$\tau = \frac{V}{Q} = \frac{C_{B0} X_B}{(-r_B)}$$

Despejando el caudal:

$$Q = \frac{V(-r_B)}{C_{B0} X_B} = \frac{(120)(0,04)}{(0,8)(0,75)} = 8 \ \frac{\text{l}}{\text{min}}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-13
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (tipo tanque agitado)
Referencia	Levenspiel, problema 5.14, pg. 132
Notas	Jarabo QT-2 (problema 72) y FQPI (problema 16)

Curso								
Número								

Holmes: Dice Ud. que la última vez que le han visto estaba vigilando esta tinaja ...

Sir Boss: Querrá Ud. decir “reactor de mezcla completa con rebosadero”, Mr. Holmes.

Holmes: Debe disculparme mi ignorancia con respecto a la particular jerga técnica, Sir Boss.

Sir Boss: De acuerdo, pero Ud. debe encontrar a Embebido, Mr. Holmes. Se comportaba de modo extraño, siempre estaba mirando fijamente hacia el interior del reactor, respirando profundamente y relamiéndose los labios. Era nuestro mejor operario; desde que falta, la conversión de googliox ha descendido del 80% al 75%.

Holmes (golpeando perezosamente la tinaja): A propósito, ¿qué ocurre dentro de la tinaja?

Sir Boss: Una reacción elemental de segundo orden entre el etanol y el googliox, si Ud. entiende lo que quiero decir. Por supuesto, se mantiene un gran exceso de alcohol, en la proporción de 100 a 1 y ...

Holmes (interrumpiéndole): Hemos investigado su posible paradero en la ciudad y no encontramos ninguna pista.

Sir Boss (limpiándose las lágrimas): Si regresara Embebido le aumentaríamos el sueldo unos dos peniques por semana.

Dr. Watson: Discúlpeme, ¿puedo hacer una pregunta?

Holmes: ¿Qué pregunta, Watson?

Dr. Watson: ¿Qué capacidad tiene la tinaja, Sir Boss?

Sir Boss: Cuatrocientos cincuenta litros y siempre la mantenemos llena hasta el borde; por esto le llamamos reactor de rebosadero. Estamos trabajando siempre a plena carga, que resulta, como Ud. sabe, lo más provechoso.

Holmes: Bien, mi querido Watson, hemos de admitir que estamos en un atolladero, no disponemos de pistas aprovechables.

Dr. Watson: ¡Ah! Pero ahí es donde está Ud. equivocado, Holmes (volviéndose hacia el gerente). Embebido era muy corpulento, pesaba unos 115 kg, ¿verdad?

Sir Boss: Claro que sí, ¿cómo lo supo?

Holmes (con sorpresa): Asombroso, mi querido Watson.

Dr. Watson (modestamente): Elemental, Holmes. Tenemos todas las pruebas para deducir lo que ocurrió al alegre muchacho, pero antes de nada, ¿podría traerme sales aromáticas?

Con Sherlock Holmes y Sir Boss esperando impacientemente, el Dr. Watson se apoyó en la tinaja, llenó lenta y cuidadosamente su pipa y con perfecto sentido de lo dramático, la encendió. Aquí finaliza nuestra historia.

a) ¿Qué iba a manifestar, de un momento a otro, el Dr. Watson?

b) ¿Por qué no lo hizo?

a.) El operario debió caer en la hoguera.
b.) Al encender la pipa en una atmósfera de vapores de etanol...

Reacción química:

$$A\ (\text{glioxal}) + B\ (\text{etanol}) \longrightarrow \text{Productos}$$

Como $C_{B0}/C_{A0} = 100$, la cinética de segundo orden puede considerarse como de pseudo-primer orden:

$$-r_A = k C_A C_B \simeq k C_{B0} C_A = k' C_A$$

En forma de conversión:

$$-r_A = k' C_{A0} (1 - X_A)$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$\frac{V}{Q} = \frac{C_{A0} X_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$\frac{V}{Q} = \frac{X_A}{k'(1 - X_A)}$$

Si se supone que la conversión baja debido a una variación de volumen en el reactor, se podrá poner:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{X_{A2}(1 - X_{A1})}{X_{A1}(1 - X_{A2})}$$

Como $V_1 = 450\ l$

$$V_2 = (450)\ \frac{(0,75)(1-0,80)}{(0,80)(1-0,75)} = 337,5\ l$$

Es decir, el cambio de volumen habrá sido de:

$$\Delta V = 450 - 337{,}5 = 112{,}5\ l \simeq 112{,}5\ kg$$

a.) El Dr. Watson iba a manifestar que el operario se debía de haber caído en la tinaja, ya que la conversión había disminuido de tal forma que el volumen efectivo del reactor correspondía aproximadamente al volumen de una persona de unos 115 kg.

b.) El Dr. Watson no llegó a manifestar su conclusión debido a la explosión que provocó el mismo al encender su pipa en una atmósfera de vapores de etanol.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-14
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (tubular)
Referencia	Jarabo QT-2 (problema 73) y FQPI (problema 18) (modificados)
Notas	

Curso								
Número								

La reacción en fase gaseosa a 600 K:

$$C_2H_4 + Br_2 \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} C_2H_4Br_2$$

en la que:

$$k_1 = 8.000 \left[\frac{m^3}{kmol \cdot h}\right]$$

$$k_2 = 0{,}032 \ [h^{-1}]$$

se lleva a cabo en un reactor tubular continuo, al que se alimentan 20.000 m^3/h de gas, conteniendo 60% de Br_2, 30% de C_2H_4 y 10% de inertes (en volumen), a 600 K y 1,5 atm. Calcular, despreciando el posible cambio de volumen:

a) La máxima conversión posible.

b) El volumen de un reactor necesario para obtener el 60% de esa conversión máxima.

a.) $(X_A)_{max} = 1$

b.) $V = 150\ m^3$

a.) Considerando aplicable la ecuación de estado de los gases ideales y la ley de Dalton:

$$C_{A0} = \frac{y_{A0} P}{RT} = \frac{(0,30)(1,5)}{(0,082)(600)} = 9,15 \cdot 10^{-3} \frac{kmol}{m^3}$$

La reacción es reversible, pero al ser $k_1 \gg k_2$, puede considerarse prácticamente irreversible.

En efecto, teniendo en cuenta la ecuación cinética:

$$-r_A = k_1 C_A C_B - k_2 C_C$$

Siendo:

$$\left.\begin{aligned} C_A &= C_{A0}(1 - x_A) \\ C_B &= C_{B0} - C_{A0} x_A \\ C_C &= C_{A0} x_A \end{aligned}\right\} \quad \text{Como } \frac{C_{B0}}{C_{A0}} = \frac{0,60}{0,30} = 2 \quad \Bigg\} \; C_B = C_{A0}(2 - x_A)$$

Por tanto:

$$-r_A = k_1 C_{A0}(1 - x_A) C_{A0}(2 - x_A) - k_2 C_{A0} x_A$$

Como en el equilibrio ha de cumplirse que:

$$-r_A = 0$$

se tendrá:

$$k_1 C_{A0}(1 - x_A)(2 - x_A) = k_2 x_A$$

o bien:

$$x_A^2 - 3 x_A + 2 = 0$$

cuyas soluciones son: $x_{A1} = 2$ (no válida)

$x_{A2} = 1$

Como queda patente, la conversión máxima es la unidad, por lo que la reacción puede considerarse irreversible, es decir, con la ecuación cinética:

$$-r_A = k_1 C_A C_B = k_1 C_{A0}^2 (1 - X_A)(2 - X_A)$$

b.) Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$\tau = \frac{V}{Q} = C_{A0} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo:

$$\tau = \frac{C_{A0}}{k_1 C_{A0}^2} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1-X_A)(2-X_A)} = \frac{1}{k_1 C_{A0}} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(X_A-1)(X_A-2)}$$

Resolviendo la integral por fracciones simples:

$$\frac{1}{(X_A-1)(X_A-2)} = \frac{A}{X_A-1} + \frac{B}{X_A-2} = \frac{A(X_A-2)+B(X_A-1)}{(X_A-1)(X_A-2)} =$$

$$= \frac{X_A(A+B) - (2A+B)}{(X_A-1)(X_A-2)}$$

Por tanto:

$$\left.\begin{aligned} A + B &= 0 \\ 2A + B &= -1 \end{aligned}\right\} \text{ de donde: } \quad \begin{aligned} A &= -1 \\ B &= 1 \end{aligned}$$

Así pues:

$$b = \frac{1}{(8.000)(9,15\cdot10^{-3})}\left[\int_0^{0,60}\frac{dx_A}{x_A-2} - \int_0^{0,60}\frac{dx_A}{x_A-1}\right] =$$

$$= 0,0134\left[\ln\frac{0,60-2}{-2} - \ln\frac{0,60-1}{-1}\right] = 7,5\cdot10^{-3}\ h$$

Teniendo en cuenta el caudal de entrada:

$$V = b\cdot Q = (7,5\cdot10^{-3})(20.000) = 150\ m^3$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-15
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (tubular)
Referencia	Jarabo FQPI, ejemplo
Notas	

Curso								
Número								

El gas que sale de una planta de oxidación de amoníaco contiene, una vez eliminados los productos condensables, 9% de NO, 1% de NO_2, 8% de O_2 y el resto de N_2. Antes de entrar en las torres de absorción para producir ácido nítrico se deja oxidar el gas hasta que la proporción NO_2/NO sea de 5/1. Esta operación se realiza en un reactor, que puede considerarse de flujo en pistón, refrigerado para que la temperatura del gas permanezca constante e igual a 20 ºC. La presión del gas en el reactor es de 1 atm, y el caudal a la entrada es de 10.000 m^3/h, medidos en las condiciones de operación. La reacción que tiene lugar es:

$$2\ NO + O_2 \rightarrow 2\ NO_2$$

homogénea, prácticamente irreversible y cuya ecuación de velocidad es, a 20 ºC:

$$-r_{NO} = k\ [NO]^2\ [O_2]$$

$$k = 1{,}4 \cdot 10^4 \left[\frac{l^2}{mol^2 \cdot s}\right]$$

Calcular el volumen de reactor necesario, si se puede considerar despreciable el cambio de volumen producido por la reacción.

$V = 117\ m^3$

Considerando aplicable la ecuación de estado de los gases ideales y la ley de Dalton:

$$C_{A0} = \frac{y_{A0} P}{RT} = \frac{(0,09)(1)}{(0,082)(293)} = 3,746 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$C_{B0} = \frac{y_{B0} P}{RT} = \frac{(0,08)(1)}{(0,082)(293)} = 3,330 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$C_{R0} = \frac{y_{R0} P}{RT} = \frac{(0,01)(1)}{(0,082)(293)} = 4,162 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

La ecuación cinética es:

$$-r_A = k C_A^2 C_B$$

y teniendo en cuenta la estequiometría:

$$2A + B \longrightarrow 2R$$

Como A es el reactivo limitante, ya que $2C_{A0} < C_{B0}$, poniendo la estequiometría de la forma:

$$A + \frac{1}{2} B \longrightarrow R$$

se tendrá:

$$C_A = C_{A0}(1 - X_A)$$

$$C_B = C_{B0} - \frac{1}{2} C_{A0} X_A$$

Por tanto:

$$-r_A = k C_{A0}^2 (1 - X_A)^2 \left(C_{B0} - \frac{1}{2} C_{A0} X_A\right) =$$

$$= k C_{A0}^3 (1 - X_A)^2 \left(\frac{C_{B0}}{C_{A0}} - \frac{1}{2} X_A\right)$$

Para determinar la conversión se considera que, como el caudal es constante, en cualquier momento se cumple que:

$$C_A + C_R = C_{A0} + C_{R0} = (37,460 + 4,162)\cdot 10^{-4} = 41,622\cdot 10^{-4} \frac{mol}{l}$$

Como, por otro lado ha de cumplirse que:

$$\frac{C_R}{C_A} = \frac{5}{1}$$

Se tendrá el sistema de ecuaciones:

$$C_A + C_R = 41,622\cdot 10^{-4}$$
$$C_R = 5\, C_A$$

cuya solución dará:

$$C_A = 6,937\cdot 10^{-4}\ mol/l$$
$$C_R = 3,469\cdot 10^{-3}\ mol/l$$

Por lo tanto:

$$X_A = \frac{C_{A0} - C_A}{C_{A0}} = \frac{(37,746 - 6,937)\cdot 10^{-4}}{37,746\cdot 10^{-4}} = 0,816$$

Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$\tau = \frac{V}{Q} = C_{A0}\int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo:

$$\tau = \frac{C_{A0}}{k\, C_{A0}^3}\int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1-X_A)^2\left(\frac{C_{A0}}{C_{A0}} - \frac{1}{2}X_A\right)}$$

y considerando los valores numéricos:

$$\tau = \frac{1}{(1,4\cdot 10^4)(3,746\cdot 10^{-3})^2}\int_0^{0,816} \frac{dX_A}{(1-X_A)^2(0,89 - 0,5\,X_A)}$$

La integral puede resolverse numéricamente mediante el método de los trapecios:

$$I = \int_a^b f(x)\,dx \simeq h\left[\frac{1}{2}y_1 + y_2 + \dots + y_{n-1} + \frac{1}{2}y_n\right]$$

Para lo que se construirá la siguiente tabla:

x_A	$\frac{1}{(1-x_A)^2(0,89-0,5x_A)}$		y_i
0	1,123	$\xrightarrow{/2}$	0,562
0,10	1,470		
0,20	1,978		
0,30	2,758		
0,40	4,026	$\sum$	47,651
0,50	6,250		
0,60	10,593		
0,70	20,576		
0,80	51,020	$\xrightarrow{/2}$	25,510
0,816	61,280	$\longrightarrow$	0,898

$$I = (0,10)(0,562 + 47,651 + 25,510) + 0,898 = 8,270$$

Por tanto:

$$\theta = (5,090)(8,270) = 42,15 = 1,169 \cdot 10^{-2}\ h$$

Teniendo en cuenta el caudal de entrada:

$$V = \theta \cdot Q = (1,169 \cdot 10^{-2})(10.000) = 117\ m^3$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-16
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (tubular)
Referencia	Levenspiel, ejemplo 5-4, pg. 123
Notas	Jarabo QT-2, ejemplo 2

Curso								
Número								

Se ha encontrado que la velocidad de la reacción:

$$A \rightarrow 3\ R$$

en fase gaseosa homogénea, a 215 ºC, es:

$$-r_A = 0{,}01\ C_A^{1/2}$$

Calcúlese el tiempo espacial necesario para alcanzar una conversión del 80% a partir de una alimentación que tiene el 50% en moles de **A** y el resto inertes, en un reactor de flujo en pistón que opera a 215 ºC y 5 atm.

$$2 = 33{,}35 \quad s$$

Considerando aplicable la ecuación de estado de los gases ideales y la ley de Dalton, para $T = 488K$:

$$C_{A0} = \frac{y_A P}{R T} = \frac{(0,5)(5)}{(0,082)(488)} = 0,0625 \frac{mol}{l}$$

Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$\tau = C_{A0} \int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{(-r_A)}$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A^{1/2}$$

Obsérvese que, como la reacción es en fase gaseosa y la mitad del alimento son inertes:

$$A + I \longrightarrow 3R + I$$

y como su número de moles varía según el factor de expansión:

$$\varepsilon = \frac{V_{x=1} - V_{x=0}}{V_{x=0}} = \frac{4-2}{2} = 1$$

la concentración habrá de expresarse de la forma:

$$C_A = \frac{N_A}{V} = \frac{N_{A0}(1-x_A)}{V_0(1+\varepsilon x_A)} = C_{A0} \frac{(1-x_A)}{(1+x_A)}$$

Por lo que la ecuación cinética tomará la forma:

$$-r_A = k C_{A0}^{1/2} \frac{(1-x_A)^{1/2}}{(1+x_A)^{1/2}}$$

Sustituyendo en la ecuación de diseño:

$$\tau = \frac{C_{A0}}{k\, C_{A0}^{1/2}} \int_0^{X_A} \frac{(1+X_A)^{1/2}}{(1-X_A)^{1/2}}\, dX_A$$

La integral puede resolverse numéricamente mediante el método de los trapecios:

$$I = \int_a^b f(x)\,dx \simeq h\left[\frac{1}{2}y_1 + y_2 + \text{——} + y_{n-1} + \frac{1}{2}y_n\right]$$

Para lo que se construirá la siguiente tabla:

X_A	$\left(\frac{1+X_A}{1-X_A}\right)^{1/2}$		y_i
0	1,000	$\xrightarrow{1/2}$	0,500
0,10	1,106		
0,20	1,225		
0,30	1,363		
0,40	1,528	Σ	11,334
0,50	1,732		
0,60	2,000		
0,70	2,380		
0,80	3,000	$\xrightarrow{1/2}$	1,500

$$I = (0,10)(0,500 + 11,334 + 1,500) = 1,334$$

Por tanto:

$$\tau = \frac{(0,0625)^{1/2}}{(0,01)}(1,334) = 33,35\ s$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-17
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (tubular)
Referencia	Levenspiel, ejemplo 5-5, pg. 125
Notas	

Curso								
Número								

La descomposición de la fosfamina en fase gaseosa homogénea transcurre a 650 ºC según la reacción:

$$4\ PH_3\ (g) \rightarrow P_4\ (g) + 6\ H_2$$

con ecuación cinética de primer orden:

$$-r_{PH_3} = 10\ [h^{-1}]\ C_{PH_3}$$

Calcúlese el tamaño del reactor de flujo en pistón, si las condiciones de operación son 650 ºC y 4,6 atm; la conversión ha de ser del 80% y la alimentación es de 1.800 mol/h de fosfamina pura.

$V = 6{,}573\ \ell$

La reacción puede ponerse de la forma:

$$4A \rightarrow R + 6S$$

Y su ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A$$

Como la reacción es en fase gaseosa y su número de moles varía según el factor de expansión:

$$\varepsilon = \frac{V_{x=1} - V_{x=0}}{V_{x=0}} = \frac{7-4}{4} = 0{,}75$$

La concentración habrá de expresarse de la forma:

$$C_A = \frac{N_A}{V} = \frac{N_{A0}(1-X_A)}{V_0(1+\varepsilon X_A)} = C_{A0}\frac{(1-X_A)}{(1+\varepsilon X_A)}$$

siendo, considerando aplicable la ecuación de estado de los gases ideales, para $T = 923\ K$:

$$C_{A0} = \frac{P}{RT} = \frac{4{,}6}{(0{,}082)(923)} = 0{,}0607\ \frac{mol}{l}$$

Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$V = F_{A0}\int_0^{X_{A1}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V = \frac{F_{A0}}{k C_{A0}}\int_0^{X_{A1}} \frac{1+\varepsilon X_A}{1-X_A}\,dX_A$$

Integrando:

$$V = \frac{F_{A0}}{k C_{A0}} \left[-\ln(1-X_A) - \varepsilon \ln(1-X_A) + \varepsilon (1-X_A) \right]_0^{X_{A1}} =$$

$$= \frac{F_{A0}}{k C_{A0}} \left[(1+\varepsilon) \ln \left(\frac{1}{1-X_{A1}} \right) - \varepsilon X_{A1} \right]$$

De donde:

$$V = \frac{1.800}{(10)(0,0607)} \left[(1+0,75) \ln \left(\frac{1}{1-0,8} \right) - (0,75)(0,8) \right] =$$

$$= (2.965,4)(2,217) = 6.573 \ l$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-18
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (tubular)
Referencia	Calleja, ejemplo 14.4, pg. 402
Notas	

Curso								
Número								

El acetaldehído se descompone en un reactor ideal de flujo en pistón a 400 ºC y 1 atm de presión de acuerdo con la siguiente reacción:

$$CH_3CHO \rightarrow CH_4 + CO$$

Dicha descomposición corresponde a una cinética de segundo orden [k = 0,30 l/(mol·s)]. Para las condiciones de operación indicadas, determinar el volumen de reactor necesario para alcanzar una conversión del 40% cuando se emplea un caudal molar de alimentación de 1.200 mol/h de acetaldehído.

$V = 3.5\,10\,\ell$

Considerando aplicable la ecuación de estado de los gases ideales, para $T = 673\ K$:

$$C_{A0} = \frac{P}{RT} = \frac{1}{(0{,}082)(673)} = 0{,}018\ \frac{mol}{l}$$

Por otro lado:

$$F_{A0} = 1.200\left[\frac{mol}{h}\right] \cdot \frac{1}{3.600}\left[\frac{h}{s}\right] = 0{,}333\ \frac{mol}{s}$$

Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$V = F_{A0}\int_0^{x_{A1}} \frac{dx_A}{(-r_A)}$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = k\,C_A^2$$

Observar, no obstante, que como la reacción es en fase gaseosa:

$$A \longrightarrow B + C$$

y como no número de moles varía según el factor de expansión:

$$\varepsilon = \frac{V_{x=1} - V_{x=0}}{V_{x=0}} = \frac{2-1}{1} = 1$$

la concentración habrá de expresarse de la forma:

$$C_A = \frac{N_A}{V} = \frac{N_{A0}(1-x_A)}{V_0(1+\varepsilon x_A)} = C_{A0}\,\frac{(1-x_A)}{(1+x_A)}$$

por lo que la ecuación cinética tomará la forma:

$$-r_A = k C_{A0}^2 \frac{(1-X_A)^2}{(1+\varepsilon X_A)^2}$$

Sustituyendo en la ecuación de diseño:

$$V = \frac{F_{A0}}{k C_{A0}^2} \int_0^{X_{Af}} \frac{(1+\varepsilon X_A)^2}{(1-X_A)^2} dX_A$$

Resolviendo la integral por fracciones simples:

$$\frac{1+2\varepsilon X_A + \varepsilon^2 X_A^2}{(1-X_A)^2} = \frac{AX_A + B}{1-X_A} + \frac{C}{(1-X_A)^2} = \frac{(AX_A+B)(1-X_A)+C}{(1-X_A)^2} =$$

$$= \frac{(B+C) + (A-B)X_A + (-A)X_A^2}{(1-X_A)^2}$$

Por tanto:

$$\left.\begin{aligned} B+C &= 1 \\ A-B &= 2 \\ -A &= 1 \end{aligned}\right\} \text{ de donde: } \quad \begin{aligned} A &= -1 \\ B &= -3 \\ C &= 4 \end{aligned}$$

Así pues:

$$V = \frac{F_{A0}}{k C_{A0}^2} \left[-\int_0^{X_{Af}} \frac{X_A dX_A}{1-X_A} - 3\int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{1-X_A} + 4\int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1-X_A)^2} \right] =$$

$$= \frac{F_{A0}}{k C_{A0}^2} \left[\ln(1-X_A) - (1-X_A) + 3\ln(1-X_A) + \frac{4}{1-X_A} \right]_0^{X_{Af}}$$

$$= \frac{0{,}333}{(0{,}30)(0{,}018)^2} \left[4\ln(1-X_A) - 1 + X_A + \frac{4}{1-X_A} \right]_0^{0{,}4} =$$

$$= (3.429)\left[4\ln 0{,}6 - 3{,}6 + \frac{4}{0{,}6} \right] = 3.510\ l$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-19
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (continuos)
Referencia	Jarabo FQPI, ejemplo 1
Notas	

Curso								
Número								

Se desea calcular el volumen de un reactor continuo donde se ha de verificar una reacción en fase líquida irreversible de primer orden, deseándose una conversión del 90%. Se alimentan 100 l/h y la constante cinética de la reacción es $k = 1\ h^{-1}$. ¿Cuál de los dos tipos de reactores continuos es más rentable?

Reactor tubular más rentable.
(Volumen cuatro veces menor)

Ecuación cinética:

$$-r_A = kC_A = kC_{A0}(1-x_A)$$

Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$V = Q C_{A0} \int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V = \frac{Q C_{A0}}{k C_{A0}} \int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{1-x_A} = \frac{Q}{k} \ln \frac{1}{1-x_{Af}}$$

Por tanto:

$$V = \frac{100}{1} \ln \frac{1}{1-0{,}90} = 230\ l$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$V = Q \frac{C_{A0} x_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V = \frac{Q C_{A0} x_{Af}}{k C_{A0}(1-x_{Af})} = \frac{Q}{k} \frac{x_{Af}}{1-x_{Af}}$$

Por tanto:

$$V = \frac{100}{1} \frac{0{,}90}{1-0{,}90} = 900\ l$$

Como puede observarse, el reactor tubular es mucho más rentable, ya que se puede obtener la misma conversión con un volumen casi 4 veces menor.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-20
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (continuos)
Referencia	Jarabo FQPI, problema 19
Notas	

Curso								
Número								

La reacción en fase acuosa para obtener etilenglicol a partir de etilenclorhidrina:

$$CH_2OHCH_2Cl + CO_3HNa \rightarrow CH_2OHCH_2OH + ClNa + CO_2$$

es elemental e irreversible con una constante de velocidad de reacción de 5,2 l/(mol·h) a 82 ºC. Con esta información se desea construir una planta piloto para producir 50 kg/hr de etilenglicol mediante operación continua e isoterma a 82 ºC, y con una conversión del 95% de la etilenclorhidrina. La densidad de la mezcla reaccionante puede considerarse constante e igual a 1,02 gr/cm^3.

La alimentación estará formada por dos corrientes que se mezclan íntimamente con los caudales adecuados a la entrada del reactor: una disolución acuosa al 30% en peso de etilenclorhidrina y una disolución acuosa del 15% en peso de bicarbonato sódico. Calcular el volumen de reactor necesario en los siguientes casos y comentar sus valores relativos:

a) Reactor tubular, flujo de pistón. Relación molar de la alimentación : 1,0.

b) Reactor tubular, flujo de pistón. Relación molar de la alimentación : 1,5.

c) Reactor tipo tanque, mezcla perfecta. Relación molar de la alimentación : 1,0.

d) Reactor tipo tanque, mezcla perfecta. Relación molar de la alimentación : 1,5.

a.) $V = 2.050\,\ell$

b.) $V = 768\,\ell$

c.) $V = 40.955\,\ell$

d) $V = 6.658\,\ell$

Reacción del tipo:

$$A + B \longrightarrow 7 + Q + R$$

Pesos moleculares (g/mol): 80,5 84 62

$$[A] = \frac{0,30\ g\ A}{g\ totales} \cdot \frac{1}{80,5}\ \frac{mol\ A}{g\ A} = 3,727 \cdot 10^{-3}\ \frac{mol\ A}{g\ totales}$$

o bien: $\frac{1}{[A]} = 268\ \frac{g\ totales}{mol\ A}$

$$[B] = \frac{0,35\ g\ B}{g\ totales} \cdot \frac{1}{84}\ \frac{mol\ B}{g\ B} = 1,786 \cdot 10^{-3}\ \frac{mol\ B}{g\ totales}$$

o bien: $\frac{1}{[B]} = 560\ \frac{g\ totales}{mol\ B}$

Para $m = C_{B0}/C_{A0} = 1$

$$m = 268 + 560 = 828\ g.$$

$$V = \frac{828}{1,02} = 812\ cm^3 = 0,812\ l$$

$$C_{A0} = \frac{1\ mol}{0,812\ l} = 1,23\ \frac{mol}{l}$$

Producción de P: $50\ \frac{kg}{h} = 806\ \frac{mol}{h}$

Como $X_A = 0,95$:

$$F_{A0} = 806\ \frac{mol\ P}{h} \cdot \frac{1}{0,95}\ \frac{mol\ A}{mol\ P} = 848,9\ \frac{mol}{l}$$

$$Q = \frac{F_{A0}}{C_{A0}} = \frac{848,9}{1,23} = 690\ \frac{l}{h}$$

Para $m = C_{B0}/C_{A0} = 1,5$

$$m = 268 + (1,5)(560) = 1.108\ g$$

$$V = \frac{1.108}{1,02} = 1.086\ cm^3 = 1,086\ l$$

$$C_{A0} = \frac{1\ mol}{1,086\ l} = 0,92\ \frac{mol}{l}$$

Producción de P: $50\ \frac{kg}{h} = 806\ \frac{mol}{h}$

Como $X_A = 0,95$:

$$F_{A0} = 806\ \frac{mol\ P}{h} \cdot \frac{1}{0,95}\ \frac{mol\ A}{mol\ P} = 848,9\ \frac{mol}{l}$$

$$Q = \frac{F_{A0}}{C_{A0}} = \frac{848,9}{0,92} = 922\ \frac{l}{h}$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A C_B$$

Como conversiones:

$$C_A = C_{A0}(1 - X_A)$$

$$C_B = C_{B0} - C_{A0} X_A = C_{A0}(m - X_A)$$

Para $m = 1$

$$-r_A = k C_{A0}^2 (1 - X_A)^2$$

Para $m = 1,5$

$$-r_A = k C_{A0}^2 (1 - X_A)(m - X_A)$$

Obsérvese que no se puede generalizar, ya que para $m = 1$ la función general desaparece al integrar.

a.) Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$V = Q\,C_{A0}\int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética para $n = 1$:

$$V = \frac{Q\,C_{A0}}{k\,C_{A0}^2}\int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1-X_A)^2} = \frac{Q}{k\,C_{A0}}\left[\frac{1}{1-X_A}\right]_0^{X_{Af}}$$

Por tanto:

$$V = \frac{6{,}90}{(5{,}2)(1{,}23)}\left[\frac{1}{1-0{,}95} - 1\right] = 2.050\ l$$

b.) Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$V = Q\,C_{A0}\int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética para $n = 1{,}5$:

$$V = \frac{Q\,C_{A0}}{k\,C_{A0}^2}\int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1-X_A)(n-X_A)}$$

Resolviendo la integral por fracciones simples:

$$\frac{1}{(1-X_A)(n-X_A)} = \frac{A}{1-X_A} + \frac{B}{n-X_A} = \frac{A(n-X_A) + B(1+X_A)}{(1-X_A)(n-X_A)} =$$

$$= \frac{X_A(-A-B) + (nA+B)}{(1-X_A)(n-X_A)}$$

Por tanto:

$$\left.\begin{aligned} -A-B &= 0 \\ nA+B &= 1 \end{aligned}\right\}$$ de donde:

$$A = \frac{1}{n-1}$$

$$B = -\frac{1}{n-1}$$

Luego:

$$V = \frac{Q}{k C_{A0}(n-1)}\left[\int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{1-X_A} - \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{n-X_A}\right] = \frac{Q}{k C_{A0}(n-1)}\left[\ln\frac{n-X_A}{1-X_A}\right]_0^{X_{Af}} =$$

$$= \frac{922}{(5,2)(0,92)(1,5-1)}\left[\ln\frac{1,5-0,9}{1-0,95} - \ln\frac{1,5}{1}\right] = 768\ l$$

c.) Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$V = Q C_{A0} \frac{X_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética para $n = 1$:

$$V = \frac{Q C_{A0}}{k C_{A0}^2} \frac{X_{Af}}{(1-X_{Af})^2} = \frac{690}{(5,2)(1,23)} \frac{0,95}{(1-0,95)^2} = 40.995\ l$$

d.) Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$V = Q C_{A0} \frac{X_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética para $n = 1,5$:

$$V = \frac{Q C_{A0}}{k C_{A0}^2} \frac{X_{Af}}{(1-X_{Af})(n-X_{Af})} = \frac{922}{(5,2)(0,92)} \frac{0,95}{(1-0,95)^2} = 6.658\ l$$

Puede observarse que los volúmenes necesarios para obtener la conversión deseada en los reactores tubulares son menores que los correspondientes en los de tipo tanque agitado

Los valores se acercan al aumentar la relación molar en la alimentación y este aumento también hace disminuir el volumen de reactor necesario.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-21
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (continuos)
Referencia	FJ García
Notas	

Curso								
Número								

Calcular la relación entre los volúmenes de reactor mezcla perfecta y de reactor tubular de flujo en pistón que alcanza una conversión del 90% de la reacción irreversible en fase líquida:

$$A \rightarrow B$$

que sigue la ecuación cinética:

$$-r_A = 500\ [l \cdot mol^{-1} \cdot \min^{-1}]\ C_A^2$$

si el caudal de alimento es de 0,05 l/min y la concentración de **A** en él es 0,01 mol/l.

$$\frac{V_{MP}}{V_{PP}} = 10$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A^2$$

En forma de conversión:

$$-r_A = k C_{A0}^2 (1-X_A)^2$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$V_{MP} = Q C_{A0} \frac{X_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V_{MP} = \frac{Q C_{A0}}{k C_{A0}^2} \frac{X_{Af}}{(1-X_{Af})^2} = \frac{Q}{k C_{A0}} \frac{X_{Af}}{(1-X_{Af})^2}$$

de donde:

$$V_{MP} = \frac{0,05}{(500)(0,01)} \cdot \frac{0,90}{(1-0,90)^2} = 0,9\ l$$

Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$V_{FP} = Q C_{A0} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V_{FP} = \frac{Q C_{A0}}{k C_{A0}^2} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1-X_A)^2} = \frac{Q}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1-X_{Af}} - 1 \right]$$

de donde:

$$V_{FP} = \frac{0,05}{(500)(0,01)} \frac{0,90}{1-0,90} = 0,09\ l$$

Luego:

$$\frac{V_{H?}}{V_{F?}} = \frac{0,9}{0,09} = 10$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-22
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (continuos)
Referencia	FJ García
Notas	

Curso								
Número								

La reacción en fase gaseosa:

$$A + B \underset{k_2}{\overset{k_1}{\rightleftharpoons}} R + S$$

es elemental y se verifica en un reactor continuo a 600 K y 1,5 atm, siendo el valor de las constantes cinéticas:

$$k_1 = 500 \left[\frac{l}{mol \cdot h}\right]$$

$$k_2 = 0{,}032 \left[\frac{l}{mol \cdot h}\right]$$

Si se alimenta al reactor una corriente gaseosa de 600 m^3/h en las condiciones indicadas, con una composición de 66,6% en moles de **B** y 33,3% en moles de **A**, calcular, despreciando el posible cambio de volumen:

a) La conversión de equilibrio.

b) El volumen de un reactor tubular de flujo en pistón para obtener una conversión del 60%.

c) El volumen de un reactor continuo tipo tanque agitado de mezcla perfecta para obtener también una conversión del 60%.

a.) $(\nu_A)_{eq} = 1$

b.) $V_{FP} = 65,84\ m^3$

c.) $V_{MP} = 126,05\ m^3$

a.) Considerando aplicable la ecuación de estado de los gases ideales y la ley de Dalton:

$$C_{A0} = \frac{y_{A0} P}{RT} = \frac{(0,333)(1,5)}{(0,082)(600)} = 0,0102 \ \frac{mol}{l}$$

La reacción es reversible, pero al ser $k_1 >> k_2$, puede considerarse prácticamente irreversible.

En efecto, teniendo en cuenta la ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A C_B - k_2 C_R C_S$$

Siendo:

$$\left.\begin{aligned} C_A &= C_{A0}(1-X_A) \\ C_B &= C_{B0} - C_{A0} X_A \\ C_R &= C_{A0} X_A \\ C_S &= C_{A0} X_A \end{aligned}\right\} \quad \text{Como } \frac{C_{B0}}{C_{A0}} = \frac{0,666}{0,333} = 2 \quad \left\} C_B = C_{A0}(2-X_A)\right.$$

Por tanto:

$$-r_A = k_1 C_{A0}(1-X_A) C_{A0}(2-X_A) - k_2 C_{A0}^2 X_A^2$$

Como en el equilibrio ha de cumplirse que:

$$-r_A = 0$$

se tendrá:

$$k_1 (1-X_A)(2-X_A) = k_2 X_A^2$$

o bien:

$$X_A^2 - 3X_A + 2 = 0$$

cuya solución es:

$$X_{A1} = 2 \ (\text{no válido})$$

$$X_{A2} = 1$$

Como queda patente, la conversión de equilibrio es la unidad, por lo que la reacción puede considerarse irreversible, es decir, con la ecuación cinética:

$$-r_A = k_1 C_A C_B = k_1 C_{A0}^2 (1-X_A)(2-X_A)$$

b.) Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$V_{FP} = Q C_{A0} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V_{FP} = \frac{Q C_{A0}}{k_1 C_{A0}^2} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1-X_A)(2-X_A)} = \frac{Q}{k_1 C_{A0}} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(X_A-1)(X_A-2)}$$

Resolviendo la integral por fracciones simples:

$$\frac{1}{(X_A-1)(X_A-2)} = \frac{A}{X_A-1} + \frac{B}{X_A-2} = \frac{A(X_A-2)+B(X_A-1)}{(X_A-1)(X_A-2)} =$$

$$= \frac{X_A(A+B)-(2A+B)}{(X_A-1)(X_A-2)}$$

Por tanto:

$$\left.\begin{aligned} A+B &= 0 \\ 2A+B &= -1 \end{aligned}\right\} \text{ de donde: } \begin{aligned} A &= -1 \\ B &= 1 \end{aligned}$$

Así pues:

$$V_{FP} = \frac{600}{(500)(0,0102)} \left[\int_0^{0,60} \frac{dX_A}{X_A-2} - \int_0^{0,60} \frac{dX_A}{X_A-1} \right] =$$

$$= (117,65) \left[\ln \frac{0,60-2}{-2} - \ln \frac{0,60-1}{-1} \right] = 65,84\ m^3$$

c.) Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$V_{MP} = Q \frac{C_{A0} X_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V_{MP} = \frac{Q C_{A0}}{k_1 C_{A0}^2} \frac{X_{Af}}{(1-X_{Af})(2-X_{Af})}$$

Así pues:

$$V_{MP} = \frac{600}{(500)(0{,}0102)} \cdot \frac{0{,}6}{(1-0{,}6)(2-0{,}6)} = 126{,}05\ m^3$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-23
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (continuos)
Referencia	Jarabo QT-2 (problema 71) y FQPI (problema 15)
Notas	

Curso								
Número								

En un reactor continuo de mezcla perfecta se efectúa la reacción en fase líquida homogénea:

$$A \rightarrow B \qquad -r_A = k\, C_A^2$$

y tiene lugar una conversión del 50%.

a) Calcúlese la conversión si el reactor se sustituye por otro seis veces mayor, sin modificar las demás condiciones.

b) Calcúlese la conversión si se sustituye el reactor primitivo de mezcla perfecta por un reactor de flujo en pistón de igual tamaño, sin modificar las demás condiciones.

a.) $x_A = 0{,}75$

b.) $x_A = 0{,}667$

a.) Ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A^2$$

En forma de conversión:

$$-r_A = k C_{A0}^2 (1-X_A)^2$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$V_{MP} = Q \frac{C_{A0} X_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V_{MP} = \frac{Q C_{A0} X_{Af}}{k C_{A0}^2 (1-X_{Af})^2} = \frac{Q X_{Af}}{k C_{A0} (1-X_{Af})^2}$$

Para una conversión del 50%:

$$V_{MP} = \frac{Q}{k C_{A0}} \frac{0,5}{(1-0,5)^2} = 2 \frac{Q}{k C_{A0}}$$

Si el reactor es 6 veces mayor:

$$(6)\left(2 \frac{Q}{k C_{A0}}\right) = \frac{Q}{k C_{A0}} \frac{X_{Af}}{(1-X_{Af})^2}$$

de donde:

$$\frac{X_{Af}}{(1-X_{Af})^2} = 12$$

o, lo que es lo mismo:

$$12 X_{Af}^2 - 25 X_{Af} + 12 = 0$$

Cuya solución es:

$$X_{Af1} = 1{,}33 \text{ (inválido)}$$

$$X_{Af2} = 0{,}75$$

Por tanto:

$$X_{Af} = 0{,}75$$

6.) Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$V_{FP} = Q C_{A0} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V_{FP} = \frac{Q C_{A0}}{k C_{A0}^2} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1-X_A)^2} = \frac{Q}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1-X_A}\right]_0^{X_{Af}} = \frac{Q}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1-X_{Af}} - 1\right]$$

Sustituyendo el volumen por el del reactor inicial:

$$2\frac{Q}{k C_{A0}} = \frac{Q}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1-X_{Af}} - 1\right]$$

de donde:

$$2 = \frac{1}{1-X_{Af}} - 1$$

y, por tanto:

$$X_{Af} = 0{,}667$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-24
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (continuos)
Referencia	J Costa, Tema 3
Notas	FJ García

Curso								
Número								

La reacción:

$$A + B \rightarrow R$$

es de primer orden respecto a cada uno de los reaccionantes y se desarrolla en fase líquida en un reactor de flujo pistón de 30 l de volumen. El alimento se introduce con una relación molar $C_{B0}/C_{A0} = 1,5$ y se alcanza una conversión de **A** del 80%.

Se desea sustituir el sistema actual por otro constituido por un reactor continuo de mezcla perfecta de 140 l, de capacidad. ¿Qué relación de C_{B0}/C_{A0} proporciona la misma conversión de **A** si las condiciones de alimentación, caudal y concentración se mantienen constantes?

$$\frac{C_{B0}}{C_{A0}} = 1{,}306$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A C_B$$

en forma de conversiones, considerando:

$$m = \frac{C_{B0}}{C_{A0}} = 1,5$$

Como:

$$C_A = C_{A0}(1 - X_A)$$

$$C_B = C_{B0} - C_{A0} X_A = C_{A0}(m - X_A)$$

se tendrá:

$$-r_A = k C_{A0}^2 (1 - X_A)(m - X_A)$$

Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$V_{FP} = Q C_{A0} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V_{FP} = \frac{Q C_{A0}}{k C_{A0}^2} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1 - X_A)(m - X_A)} = \frac{Q}{k C_{A0}} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(X_A - 1)(X_A - m)}$$

Resolviendo la integral por fracciones simples:

$$\frac{1}{(X_A - 1)(X_A - m)} = \frac{A}{X_A - 1} + \frac{B}{X_A - m} = \frac{A(X_A - m) + B(X_A - 1)}{(X_A - 1)(X_A - m)} =$$

$$= \frac{X_A(A + B) - (mA + B)}{(X_A - 1)(X_A - m)}$$

Por tanto:

$$\left.\begin{aligned} A + B &= 0 \\ mA + B &= -1 \end{aligned}\right\} \text{ de donde: } \quad A = -\frac{1}{m - 1}, \quad B = \frac{1}{m - 1}$$

Así pues, reagrupando las variables:

$$\frac{k C_{A0}}{Q} = \frac{1}{V(m-1)}\left[-\int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{x_A - 1} + \int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{x_A - m}\right] =$$

$$= \frac{1}{V(m-1)}\left[-\ln\frac{(x_{Af}-1)}{-1} + \ln\frac{(x_A - m)}{-m}\right] =$$

$$= \frac{1}{(30)(1{,}5-1)}\left[-\ln\frac{(0{,}80-1)}{-1} + \ln\frac{(0{,}80-1{,}5)}{-1{,}5}\right] = 0{,}0565\ \text{l}^{-1}$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$V_{MP} = Q\,\frac{C_{A0}\,x_{Af}}{(-r_A)f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V_{MP} = \frac{Q\,C_{A0}}{k\,C_{A0}^2}\;\frac{x_{Af}}{(1-x_{Af})(m-x_{Af})}$$

Reordenando las variables:

$$\frac{k C_{A0}}{Q} = \frac{1}{V}\;\frac{x_{Af}}{(1-x_{Af})(m-x_{Af})}$$

y, para las mismas condiciones que el reactor tubular:

$$0{,}0565 = \frac{1}{140}\;\frac{0{,}80}{(1-0{,}80)(m-0{,}80)}$$

de donde:

$$m = 1{,}306$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-25
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (continuos)
Referencia	Hill, ejemplo 8.4
Notas	FJ García

Curso								
Número								

Ratchford y Fisher han estudiado la pirólisis del metil acetoxipropionato a temperaturas próximas a 500 ºC y varias presiones:

$$CH_3COOCH-(CH_3)-COOCH_3 \rightarrow CH_3COOH + CH_2=CH-COOCH_3$$

Por debajo de 565 ºC la reacción de pirólisis es esencialmente de primer orden con una constante de velocidad dada por:

$$k = 7{,}6\cdot 10^9 \, e^{\frac{-19.220}{T}} \quad [\, s^{-1}]$$

donde T se expresa en kelvin.

a) Se desea diseñar un reactor tubular a escala planta piloto que opere isotérmicamente a 500 ºC. ¿Qué longitud de tubo de 6" se requiere para convertir el 90% de la alimentación a metil acrilato? La alimentación entra a 5 atm y una velocidad de flujo de 226,8 kg/h. Puede suponerse comportamiento de gas ideal. Un tubo de 6" tiene un área de $3{,}6\cdot 10^{-3}$ m^2 disponible para el flujo. Supóngase despreciable la pérdida de carga en el reactor.

b) Determinar el volumen de un reactor mezcla perfecta para realizar la misma reacción en las mismas condiciones.

a.) $L = 46,67\ m$

b.) $V = 0,770\ m^3$

Valor del coeficiente cinético a la temperatura de reacción (773K):

$$k = 7{,}6\cdot 10^{9}\, e^{-\frac{19.220}{773}} = 0{,}121\ s^{-1}$$

Caudal de alimentación, considerando aplicable la ecuación de estado de los gases ideales ($M_A = 146$ g/mol):

$$Q = \frac{m}{M}\frac{RT}{P} = \frac{226{,}8}{146}\frac{(0{,}082)(773)}{5} = 19{,}693\ \frac{m^3}{h} =$$

$$= 5{,}47\cdot 10^{-3}\ \frac{m^3}{s}$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A$$

Observar, no obstante, que como la reacción es en fase gaseosa:

$$A \longrightarrow B + C$$

y como el número de moles varía según el factor de expansión:

$$\varepsilon = \frac{V_{i=1} - V_{i=0}}{V_{i=0}} = \frac{2-1}{1} = 1$$

La concentración habrá de expresarse de la forma:

$$C_A = \frac{N_A}{V} = \frac{N_{A0}(1-x_A)}{V_0(1+\varepsilon x_A)} = C_{A0}\frac{(1-x_A)}{(1+x_A)}$$

por lo que la ecuación cinética tomará la forma:

$$-r_A = k C_{A0}\frac{(1-x_A)}{(1+x_A)}$$

a.) Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$V_{FP} = Q C_{A0} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V_{FP} = \frac{Q C_{A0}}{k C_{A0}} \int_0^{X_{Af}} \frac{1+X_A}{1-X_A} dX_A$$

Integrando:

$$V_{FP} = \frac{Q}{k} \left[-\ln(1-X_A) - \ln(1-X_A) + (1-X_A) \right]_0^{X_{Af}} =$$

$$= \frac{Q}{k} \left[-2\ln(1-X_{Af}) - X_{Af} \right]$$

Así pues:

$$V_{FP} = \frac{5{,}47 \cdot 10^{-3}}{0{,}121} \left[-2\ln(1-0{,}9) - 0{,}9 \right] = 0{,}168 \text{ m}^3$$

La longitud del reactor será:

$$L = \frac{V}{S} = \frac{0{,}168}{3{,}6 \cdot 10^{-3}} = 46{,}67 \text{ m}$$

b.) Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$V_{MT} = Q C_{A0} \frac{X_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V = \frac{Q C_{A0}}{k C_{A0}} \frac{X_{Af}(1+X_{Af})}{(1-X_{Af})}$$

Por tanto:

$$V = \frac{5{,}47 \cdot 10^{-3}}{0{,}121} \; \frac{(0{,}9)(1+0{,}9)}{(1-0{,}9)} = 0{,}770 \; m^3$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-26
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (continuos)
Referencia	S. Delgado
Notas	

Curso								
Número								

Se desea tener una producción de 5.000 kg/día de un producto **B** por isomerización de **A**, según la reacción:

$$A \rightarrow B$$

cuya ecuación cinética viene dada por:

$$r_B = -r_A = 0{,}1\ [\text{min}^{-1}]\ C_A$$

El reactor se carga con **A** puro ($\rho = 1.020$ kg/m^3) y la reacción se verifica en fase líquida, a temperatura constante, con una conversión final del 95%, permaneciendo constante la densidad según el valor indicado. Determinar:

a) El volumen necesario de un reactor discontinuo, mezcla completa, isotermo, que opera día y noche, con tiempo muerto de carga, descarga y limpieza estimado en 1 h.

b) El volumen de reactor necesario si la operación se lleva a cabo en un reactor continuo, mezcla completa, isotermo, en régimen estacionario, para obtener la misma producción y la misma conversión.

a.) $V = 0{,}322\ m^3$

b.) $V_{MP} = 0{,}668 \cdot 10^{-3}\ m^3$

Como se trata de isómeros, $M_B = M_A$, y la estequiometría puede tratarse en masa, así como las concentraciones pueden expresarse en kg/m^3.

Por tanto:

$$C_{A0} = 1.020 \ kg/m^3$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A$$

En forma de conversión:

$$-r_A = k C_{A0}(1-X_A)$$

a.) Ecuación de diseño del reactor discontinuo:

$$t = C_{A0} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$t = \frac{C_{A0}}{k C_{A0}} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1-X_A)} = \frac{1}{k}\left[\ln \frac{1}{1-X_{Af}}\right]$$

De donde:

$$t = \frac{1}{0,1}\left[\ln \frac{1}{1-0,95}\right] = 30 \ min$$

$$t_{real} = 30 \ min + 60 \ min = 90 \ min = 1,5 \ h$$

Se tendrá, pues, para cada carga de reactor:

$$M_0 = 5.000 \left[\frac{kg \ B}{día}\right] \cdot \frac{1}{24}\left[\frac{día}{h}\right] \cdot 1,5 \left[\frac{h}{carga}\right] = 312,5 \ \frac{kg \ B}{carga}$$

$$V_R = 312{,}5\left[\frac{kg\ B}{}\right]\cdot\frac{1}{0{,}95}\left[\frac{kg\ A}{kg\ B}\right]\cdot\frac{1}{1.020}\left[\frac{m^3}{kg\ A}\right] = 0{,}322\ m^3$$

b.) Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$V_{MP} = \frac{F_{A0}}{k}\ \frac{X_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$V_{MP} = \frac{F_{A0}}{k C_{A0}}\ \frac{X_{Af}}{1-X_{Af}}$$

$$F_{A0} = 5.000\left[\frac{kg\ B}{dia}\right]\cdot\frac{1}{24}\left[\frac{dia}{h}\right]\cdot\frac{1}{60}\left[\frac{h}{min}\right]\cdot\frac{1}{0{,}95}\left[\frac{kg\ A}{kg\ B}\right]\cdot\frac{1}{1.020}\left[\frac{m^3}{kg\ A}\right] =$$

$$= 3{,}583\cdot10^{-3}\ \frac{m^3}{min}$$

De donde:

$$V_{MP} = \frac{3{,}583\cdot10^{-3}}{(0{,}1)(1.020)}\cdot\frac{0{,}95}{1-0{,}95} = 9{,}668\cdot10^{-3}\ m^3$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-27
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (continuos)
Referencia	FJ García
Notas	R. Arvelo

Curso								
Número								

Un producto **C** se obtiene a partir de la reacción irreversible en fase líquida:

$$A + B \rightarrow C$$

Partiendo de mezclas equimoleculares de **A** y **B** se obtienen los siguientes datos cinéticos en un reactor discontinuo:

C_A [mol/l]	1,50	0,75	0,50	0,25
$(-r_A)$ [mol/(l·s)]	$2{,}25.10^{-3}$	$5{,}61.10^{-4}$	$2{,}50.10^{-4}$	$6{,}25.10^{-5}$

Para alcanzar una producción de 40 Tm/día del producto **C** (70 kg/kmol) con una conversión del 95%, disponiendo de una alimentación equimolecular de concentración, 1,7 mol/l, determinar:

a) El volumen necesario de un reactor por cargas, si el tiempo de carga, descarga y limpieza es de 0,5 h.

b) El volumen si se utiliza un reactor tubular flujo de pistón.

c) El volumen si se utiliza un reactor continuo mezcla perfecta.

a.) $V = 53{,}07\ m^3$

b) $V_{FP} = 45{,}7\ m^3$

c.) $V_{MP} = 915{,}2\ m^3$

Como se dispone de datos $(-r_A) - C_A$ de un reactor discontinuo, podrá ensayarse directamente una cinética de orden n:

$$-r_A = k C_A^n$$

que linealizada resulta:

$$\log(-r_A) = \log k + n \log C_A$$

Así pues, construyendo la tabla:

$(-r_A)$ [mol/(l·s)]	C_A [mol/l]	$\log(-r_A)$	$\log C_A$
$2{,}25 \cdot 10^{-3}$	1,50	−2,648	0,176
$5{,}61 \cdot 10^{-4}$	0,75	−3,251	−0,125
$2{,}50 \cdot 10^{-4}$	0,50	−3,602	−0,301
$6{,}25 \cdot 10^{-5}$	0,25	−4,204	−0,602

y representando $\log(-r_A)$ frente a $\log C_A$ puede observarse en la gráfica adjunta que se obtiene una recta, cuyos parámetros se obtienen por regresión lineal:

$$[\text{o.o.}] = -3{,}000$$

$$[\text{pte.}] = 1{,}999 \simeq 2$$

$$r^2 = 0{,}9999$$

A partir de la ordenada en el origen:

$$k = 10^{-3{,}000} = 0{,}001$$

La ecuación cinética será, pues:

$$-r_A = 0{,}001 \; C_A^2 \left[\frac{\text{mol}}{\text{l·s}}\right]$$

En forma de conversiones:

$$-r_A = k C_{A0}^2 (1-x_A)^2$$

siendo $$k = 0{,}001 \left[\frac{l}{mol \cdot s}\right]$$

a.) Ecuación de diseño del reactor discontinuo:

$$t = C_{A0} \int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$t = \frac{C_{A0}}{k C_{A0}^2} \int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{(1-x_A)^2} = \frac{1}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1-x_A}\right]_0^{x_{Af}} =$$

$$= \frac{1}{(0{,}001)(1{,}7)} \left[\frac{1}{1-0{,}95} - \frac{1}{1-0}\right] = 11.176{,}55 = 3{,}1 \text{ h}$$

$$t_{total} = 3{,}1 + 0{,}5 = 3{,}6 \text{ h}$$

Como se desea obtener una producción de:

$$40.000 \frac{kg}{día} \text{ de C}$$

$$\frac{40.000}{24}\left[\frac{kg\,C}{h}\right] \cdot \frac{1}{70}\left[\frac{kmol\,C}{kg\,C}\right] = N_{A0}\left[kmol\,A\right] \cdot \frac{1}{3{,}6}\left[\frac{1}{h}\right] \cdot 0{,}95 \left[\frac{kmol\,C}{kmol\,A}\right]$$

de donde:

$$N_A = \frac{(40.000)(3{,}6)}{(24)(70)(0{,}95)} = 90{,}226 \text{ kmol}$$

y, por tanto:

$$V = \frac{N_{A0}}{C_{A0}} = \frac{90{,}226}{1{,}7} = 53{,}07 \text{ m}^3$$

b.) Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$\tau_{FP} = \frac{V}{Q} = C_{A0} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$\tau_{FP} = \frac{V}{Q} = \frac{C_{A0}}{k C_{A0}^2} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1-X_A)^2} = \frac{1}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1-X_A} \right]_0^{X_{Af}} =$$

$$= \frac{1}{(0{,}001)(1{,}7)} \left[\frac{1}{1-0{,}95} - \frac{1}{1-0} \right] = 11.176{,}5 = 3{,}1 \text{ h}$$

Como la producción es de:

$$F_C = \frac{40.000}{70} \cdot \frac{1}{24} = 23{,}81 \ \frac{\text{kmol}}{\text{h}}$$

y, según el balance de materia:

$$F_{A0} X_{Af} = F_C$$

o bien:

$$Q C_{A0} X_{Af} = F_C$$

de donde:

$$Q = \frac{F_C}{C_{A0} X_{Af}} = \frac{23{,}81}{(1{,}7)(0{,}95)} = 14{,}74 \ \frac{\text{m}^3}{\text{h}}$$

y, por tanto:

$$V_{FP} = Q \cdot \tau = (14{,}74)(3{,}1) = 45{,}7 \text{ m}^3$$

c.) Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$\tau_{MP} = \frac{V}{Q} = C_{A0} \frac{X_{Af}}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

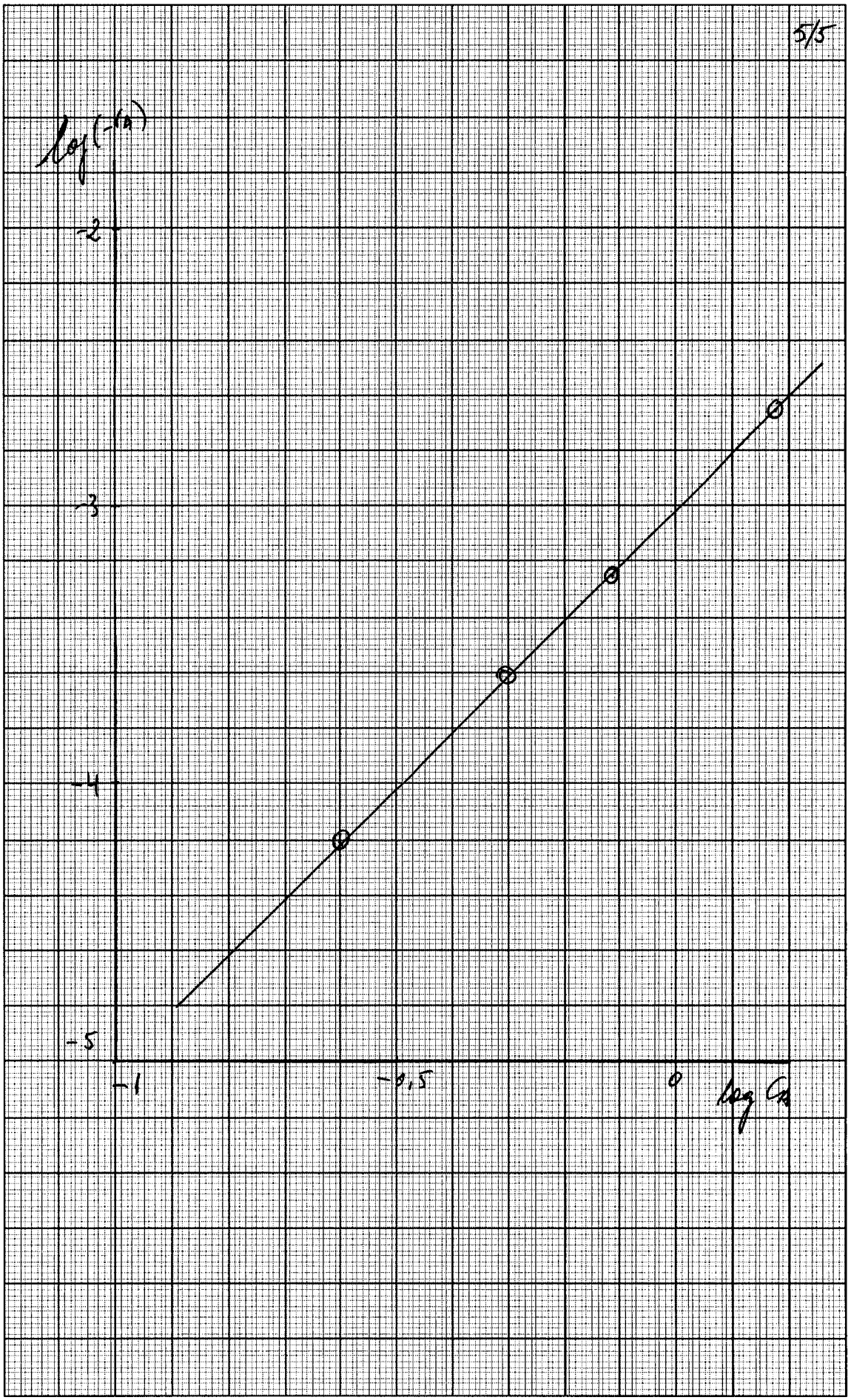
$$\tau = \frac{C_{s0}}{k C_{s0}^2} \frac{\varepsilon_f}{(1-\varepsilon_f)^2} = \frac{1}{(0,001)(1,7)} \frac{0,95}{(1-0,95)^2} = 223,529\ s = 62,09\ h$$

Como el caudal será también:

$$Q = \frac{F_c}{C_{s0}\varepsilon_A} = \frac{23,81}{(1,7)(0,55)} = 14,74\ \frac{m^3}{h}$$

se tendrá:

$$V_{MP} = Q \cdot \tau = (14,74)(62,09) = 915,2\ m^3$$


log(-1/h)
-2
-3
-4
-5
-1
-0,5
0
log Cs

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-28
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, reactores individuales (continuos)
Referencia	FJ García
Notas	

Curso								
Número								

La reacción en fase gaseosa:

$$A \rightarrow 3\,B$$

se verifica isotérmicamente, presentándose en la siguiente tabla la conversión como función de la velocidad de reacción a una temperatura de 149 ºC y 10 atm. La carga inicial fue una mezcla equimolecular de A e inerte.

$(-r_A)$ [mol/(l·s)·10^3]	5,3	5,2	5	4,5	4	3,3	2,5	1,8	1,25	1
x_A	0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,85

a) ¿Cómo se deberán representar estos datos con el fin de usarlos más convenientemente para obtener el volumen de reactor necesario para lograr una determinada conversión, tanto para reactor continuo tipo tanque mezcla perfecta como para un reactor tubular flujo pistón?

b) ¿Se necesitaría información adicional para determinar el tiempo requerido para alcanzar una conversión del 70% en un reactor discontinuo mezcla perfecta?

c) Si el caudal volumétrico total a la entrada es de 2.070 l/h, ¿qué volumen de reactor mezcla perfecta y flujo pistón sería necesario para alcanzar una conversión del 80%?

a.) Representar $\frac{1}{(-r_A)}$ frente a x_A

b.) No se necesita información adicional.

$$t = 27{,}36\ s$$

c.) $V_{MP} = 52{,}952\ l$

$V_{FP} = 20{,}7\ l$

Como la reacción 8 es fase gaseosa con la presencia de inerte:

$$A + I \longrightarrow 3B + I$$

y como su número de moles varía según el factor de expansión:

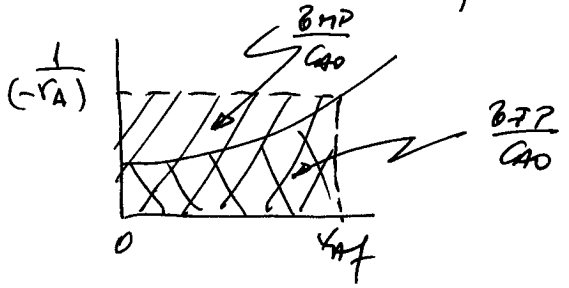
$$\varepsilon = \frac{V_{X=1} - V_{X=0}}{V_{X=0}} = \frac{4-2}{2} = 1$$

Las ecuaciones de diseño de los reactores continuos en función de la conversión son:

$$\tau_{MP} = \frac{V}{Q} = C_{A0} X_{Af} \frac{1}{(-r_A)_f}$$

$$\tau_{FP} = \frac{V}{Q} = C_{A0} \int_0^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

a.) Para obtener el volumen del reactor continuo basta representar los valores de $1/(-r_A)$ frente a la conversión:



Como muestran las ecuaciones de diseño, para el reactor tipo tanque agitado, el área del rectángulo permitirá obtener el volumen del reactor, mientras que para el reactor tubular se obtendrá dicho volumen a partir del área bajo la curva.

Como se utilizan conversiones, los cálculos no estarán afectados por el factor de expansión.

Suponiendo comportamiento ideal, la concentración inicial de reactivo será:

$$\left.\begin{array}{l} y_A = 0,5 \text{ (equimolar con inerte)} \\ P = 10 \text{ atm} \end{array}\right\}$$

$$T = 149°C = 422\ K$$

por tanto:

$$C_{A0} = \frac{P_{A0}}{RT} = \frac{(0,5)(10)}{(0,082)(422)} = 0,144\ \frac{mol}{l}$$

b.) Si se trata de un reactor discontinuo, su ecuación de diseño será:

$$t = C_{A0} \int_0^{X_A f} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

con lo cual no se necesitará ninguna información adicional para determinar el tiempo.

Representando los datos correspondientes en la tabla que se da a continuación, a partir de la gráfica adjunta se obtiene:

$$\int_0^{0,70} \frac{dX_A}{(-r_A)} = 38\ [cm^2] \cdot \frac{1}{0,2}\left[\frac{u^2}{cm^2}\right] = 190\ u^2$$

Por tanto:

$$t = (0,144)(190) = 27,36\ s$$

$(-r_A)\cdot 10^3\ [mol/(l\cdot s)]$	$(-1/r_A)\ [(l\cdot s)/mol]$	X_A
5,3	188,68	0,0
5,2	192,31	0,1
5,0	200,00	0,2
4,5	222,22	0,3
4,0	250,00	0,4
3,3	303,03	0,5
2,5	400,00	0,6
1,8	555,55	0,7
1,25	800,00	0,8
1,0	1.000,00	0,85

c.) Para el reactor tipo tanque agitado se obtiene de la grafica, para $X_A = 0,8$:

$$\frac{\mathcal{V}_{MP}}{C_{A0}} = 128\,[cm^2]\,\frac{1}{0,2}\,\left[\frac{m^2}{cm^2}\right] = 640\,m^2$$

Por lo tanto, para

$$Q = 2.070\,\frac{l}{h} = 0,575\,\frac{l}{s}$$

$$V_{MP} = Q\,C_{A0}\left(\frac{\mathcal{V}}{C_{A0}}\right) = (0,575)(0,144)(640) = 52,992\,l$$

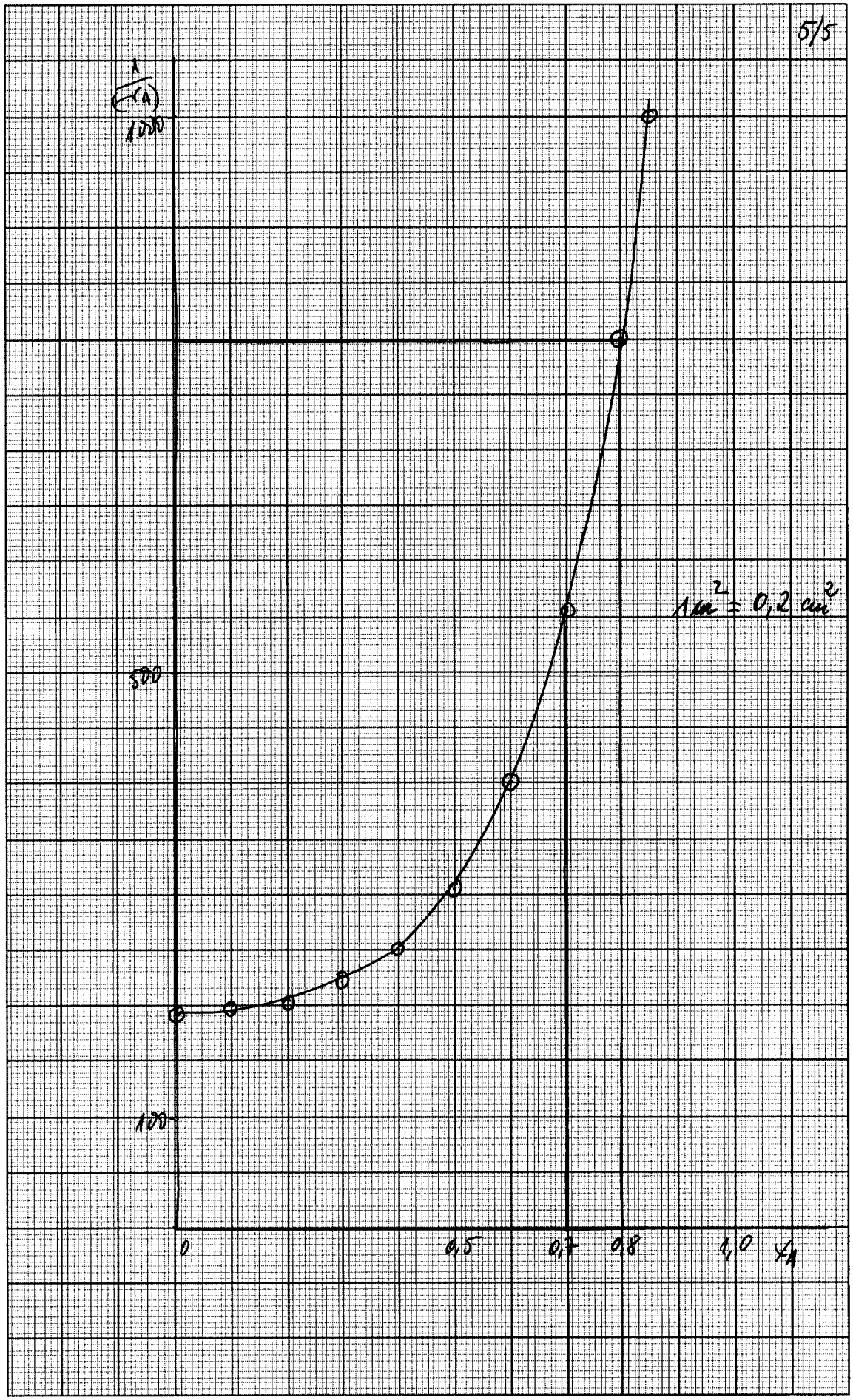
Para el reactor tubular, se obtiene de la grafica, para $X_A = 0,8$:

$$\frac{\mathcal{V}_{FP}}{C_{A0}} = 50\,[cm^2]\cdot\frac{1}{0,2}\left[\frac{m^2}{cm^2}\right] = 250\,m^2$$

Por lo tanto, para

$$Q = 2.070 \frac{l}{h} = 0,575 \frac{l}{s}$$

$$V_{FP} = Q\, C_{A0} \left(\frac{\tau}{C_{A0}}\right) = (0,575)(0,144)(250) = 20,7\ l$$


I (A)
1000
500
100
0
0,5
0,7
0,8
1,0
U (V)
1 cm² ≙ 0,2 cm²

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-29
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, asociación de reactores
Referencia	Jarabo QT-2, problema 1 (5º parcial)
Notas	

Curso								
Número								

Se investiga la cinética de la descomposición de **A** en fase acuosa en dos reactores continuos, mezcla perfecta, conectados en serie, el segundo de los cuáles tiene doble volumen que el primero. En el estado estacionario, cuando la concentración de la alimentación es de 1 mol/l de **A** y el tiempo medio de residencia es de 96 s en el primer reactor, la concentración en éste es de 0,5 mol/l de **A** y en el segundo de 0,25 mol/l de **A**.

Determinar la ecuación cinética de la descomposición, suponiendo condiciones isotermas en todo momento.

$$-r_A \left[\frac{mol}{l \cdot s}\right] = 0{,}0208\ c_A^2$$

Se supondrá una reacción cinética de orden n:

$$-r_A = k\, C_A^{\,n}$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$\theta_{mp} = \frac{V}{Q} = \frac{C_{A0} - C_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Para el primer reactor:

$$\frac{V}{Q} = \frac{1}{k}\ \frac{1-0{,}5}{(0{,}5)^n}$$

Para el segundo reactor:

$$\frac{2V}{Q} = \frac{1}{k}\ \frac{0{,}5-0{,}25}{(0{,}25)^n}$$

Dividiendo ambas ecuaciones:

$$\frac{1}{2} = \frac{0{,}5}{0{,}25}\ \frac{(0{,}25)^n}{(0{,}5)^n}$$

o bien:

$$\frac{1}{2} = \frac{(0{,}25)^{n-1}}{(0{,}5)^{n-1}}$$

de donde:

$$\left(\frac{1}{2}\right)^1 = \left(\frac{1}{2}\right)^{n-1}$$

y, por tanto:

$$n = 2$$

Como para el primer reactor $\theta = 96\,s$:

$$96 = \frac{1}{k}\ \frac{1-0{,}5}{(0{,}5)^2}$$

se obtendrá:

$$k = 0{,}0208 \ \frac{l}{mol \cdot s}$$

Por tanto, la ecuación cinética será:

$$-r_A = 0{,}0208 \ C_A^2$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-30
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, asociación de reactores
Referencia	Vicenta, problema 16.6
Notas	FJ García

Curso								
Número								

Una reacción:

$$A + B \rightarrow X + Y$$

tiene lugar en disolución y es de segundo orden. Las concentraciones de **A** y **B** son iguales y la variación de volumen puede despreciarse. El grado de conversión requerido es del 99%, consiguiéndose discontinuamente en 10 minutos.

Calcular el tiempo necesario de paso en un reactor continuo tipo tanque con agitación utilizando:

a) Un solo tanque.

b) Dos tanques en serie de igual volumen.

a.) $z = 1.000 \text{ min}$

b.) $z = 80 \text{ min}$

Como la reacción:

$$A + B \rightarrow X + Y$$

es de segundo orden, no hay variación de volumen y se emplean concentraciones iguales de reactivos, la ecuación cinética será:

$$-r_A = k C_A^2 = k C_{A0}^2 (1 - x_A)^2$$

Ecuación de diseño del reactor discontinuo:

$$t = C_{A0} \int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$t = \frac{C_{A0}}{k C_{A0}^2} \int_0^{x_{Af}} \frac{dx_A}{(1-x_A)^2} = \frac{1}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1-x_{Af}} - 1 \right]$$

Como $x_{Af} = 0{,}99$ para $t = 10$ min:

$$k C_{A0} = \frac{1}{10} \left[\frac{1}{1-0{,}99} - 1 \right] = 9{,}9 \text{ min}^{-1}$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$\tau_{MP} = \frac{V}{Q} = C_{A0} \frac{x_{Af} - x_{A0}}{(-r_A)_f} = \frac{C_{A0}}{k C_{A0}^2} \frac{x_{Af} - x_{A0}}{(1-x_{Af})^2} = \frac{1}{k C_{A0}} \frac{x_{Af} - x_{A0}}{(1-x_{Af})^2}$$

a.) Un solo tanque:

$$\tau_{MP} = \frac{1}{9{,}9} \frac{0{,}99 - 0}{(1-0{,}99)^2} = 1.000 \text{ min}$$

5.) Dos tanques en serie de igual volumen:

$$\tau_{MP1} = \frac{V_1}{Q} = \frac{1}{k C_{A0}} \frac{X_{A1} - X_{A0}}{(1 - X_{A1})^2}$$

$$\tau_{MP2} = \frac{V_2}{Q} = \frac{1}{k C_{A0}} \frac{X_{A2} - X_{A1}}{(1 - X_{A2})^2}$$

Como el caudal es el mismo (disposición en serie) y los volúmenes han de ser iguales:

$$\tau_{MP1} = \tau_{MP2}$$

por tanto:

$$\frac{X_{A1} - X_{A0}}{(1 - X_{A1})^2} = \frac{X_{A2} - X_{A1}}{(1 - X_{A2})^2}$$

es decir:

$$\frac{X_{A1}}{(1 - X_{A1})^2} = \frac{0{,}99 - X_{A1}}{(1 - 0{,}99)^2}$$

de donde:

$$X_{A1}^3 - 2{,}99 X_A^2 + 2{,}98 X_A - 0{,}99 = 0$$

cuya solución permite obtener:

$$X_{A1} = 0{,}951$$

y, por tanto:

$$\tau_{MP1} = \tau_{MP2} = \frac{1}{9{,}9} \frac{0{,}951 - 0}{(1 - 0{,}951)^2} = 40 \text{ min}$$

y el tiempo total, al estar ambos reactores en serie:

$$\tau_{MT} = \tau_{MP1} + \tau_{MP2} = 40 + 40 = 80 \text{ min}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-31
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, asociación de reactores
Referencia	Jarabo QT-2 y FQPI (ejemplo 2)
Notas	

Curso								
Número								

Una disolución acuosa diluida de anhidrido acético se desea hidrolizar de forma continua a 25 ºC, según la cinética:

$$-r_A \left[\frac{mol}{cm^3 \cdot \text{min}}\right] = 0{,}158\ C_A$$

La alimentación es de 500 cm^3/min con una concentración de anhidrido acético de $1{,}5 \cdot 10^{-4}$ mol/cm^3. Se dispone de dos reactores de 2,5 l de capacidad cada uno y de un tercer reactor de 5 l, todos ellos con perfecta agitación.

a) ¿Cómo se obtendrá mayor conversión, usando el reactor de 5 l en funcionamiento continuo, o usando los dos reactores de 2,5 l en serie?

b) ¿Se obtendría una conversión mayor si se colocasen en paralelo los dos reactores de 2,5 l, alimentando en cada uno 250 cm^3/min?

c) Compárense las conversiones calculadas en a) y b) con la que se obtendría en un reactor tubular de flujo en pistón de 5 l de capacidad.

d) ¿Aumentaría la conversión si después de un reactor continuo de mezcla perfecta de 2,5 l se colocara en serie otro reactor tubular de flujo en pistón de 2,5 l de capacidad?

a.) $(X_A)_{1\text{ Reactor}} = 0,612$

$(X_A)_{2\text{ Reactors}} = 0,688$

b.) $(X_A)_{\text{paralelo}} = 0,612$

c.) $(X_A)_{\text{Tubular}} = 0,794$

d) $(X_A)_{MP+FP} = 0,746$

Ecuación cinética:

$$-r_A = k C_A = k C_{A0}(1-X_A)$$

$$k = 0{,}158\ [min^{-1}]$$

Ecuaciones de diseño:

$$\tau_{MP} = \frac{V}{Q} = C_{A0}\ \frac{X_{Af}-X_{A0}}{(-r_A)_f} = \frac{1}{k}\ \frac{X_{Af}-X_{A0}}{1-X_{Af}}$$

$$\tau_{FP} = \frac{V}{Q} = C_{A0}\int_{X_{A0}}^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)} = \frac{1}{k}\int_{X_{A0}}^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1-X_A)} = \frac{1}{k}\ln\frac{1-X_{A0}}{1-X_{Af}}$$

a.)

$Q = 500\ \frac{cm^3}{min}$ $\xrightarrow{X_{A0}=0}$ (∞) $\xrightarrow{X_{Af}}$

$V = 5.000\ cm^3$

$$\tau_{MP} = \frac{5.000}{500} = \frac{1}{0{,}158}\ \frac{X_{Af}-0}{1-X_{Af}}$$

de donde:

$$X_{Af} = 0{,}612$$

$Q = 500\ \frac{cm^3}{min}$ $\xrightarrow{X_{A0}=0}$ (∞) $\xrightarrow{X_{A1}}$ (∞) $\xrightarrow{X_{A2}}$

$V_1 = 2.500\ cm^3$ $V_2 = 2.500\ cm^3$

$$\tau_{MP1} = \frac{2.500}{500} = \frac{1}{0{,}158}\ \frac{X_{A1}-0}{1-X_{A1}}$$

de donde:

$$X_{A1} = 0{,}441$$

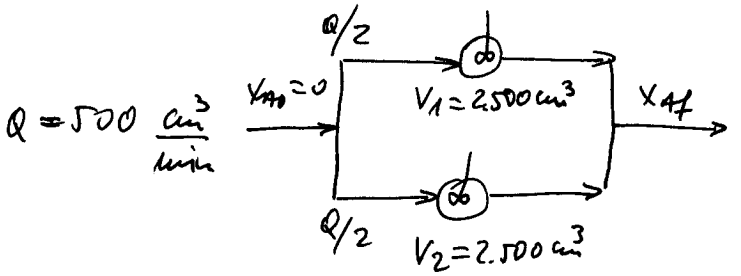
$$\tau_{MP2} = \frac{2.500}{500} = \frac{1}{0{,}158}\ \frac{X_{A2}-0{,}441}{1-X_{A2}}$$

de donde:

$$X_{Af} = 0{,}688$$

La conversión será mayor utilizando dos reactores en serie.

b.)



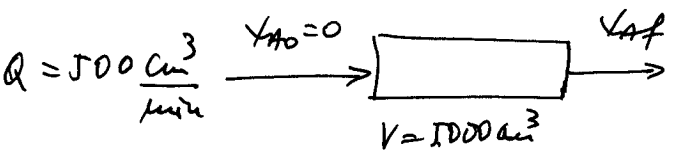
$$\tau_{MP1} = \tau_{MP2} = \frac{2.500}{250} = \frac{1}{0{,}158}\,\frac{X_{Af} - 0}{1 - X_{Af}}$$

de donde:

$$X_{Af} = 0{,}612$$

Se obtiene la misma conversión que con un solo reactor de 5 L.

c.)



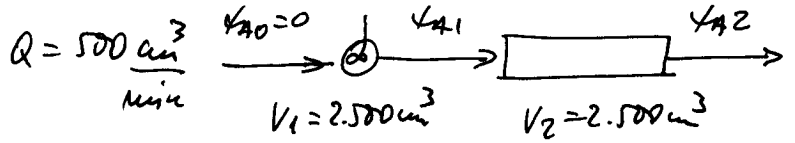
$$\tau_{FP} = \frac{5.000}{500} = \frac{1}{0{,}158}\,\ln\frac{1-0}{1-X_{Af}}$$

de donde:

$$X_{Af} = 0{,}794$$

La conversión es mayor que en cualquiera de los casos anteriores.

d.)



$$\tau_{MP} = \frac{2.500}{500} = \frac{1}{0,158} \frac{X_{A1} - 0}{1 - X_{A1}}$$

de donde:

$$X_{A1} = 0,441$$

$$\tau_{FP} = \frac{2.500}{500} = \frac{1}{0,158} \ln \frac{1 - 0,441}{1 - X_{A2}}$$

de donde:

$$X_{A2} = 0,746$$

La conversión es mayor que en a) y b), pero menor que en c).

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-32
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, asociación de reactores
Referencia	Jarabo QT-2 y FQPI (ejemplo 1)
Notas	

Curso								
Número								

Se desea realizar la hidrólisis del anhidrido acético en un sistema de tres reactores de mezcla perfecta en serie. El primer reactor tiene un volumen de 1 l, el segundo, de 2 l y el tercero, de 1,5 l. El primer reactor se alimenta a razón de 400 cm^3/min, operando todo el sistema a 25 ºC. La reacción de hidrólisis es de primer orden irreversible, siendo la constante cinética a la temperatura del sistema de 0,158 min^{-1}. Determinar la conversión de salida en el tercer reactor.

$$V_A = 0{,}748$$

Ecuación cinética:

$$-r_A = kC_A = kC_{A0}(1-X_A)$$

$$k = 0{,}158\ [min^{-1}]$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$\tau_{MP} = \frac{V}{Q} = C_{A0}\,\frac{X_{Af} - X_{A0}}{(-r_A)_f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$\tau = \frac{V}{Q} = \frac{C_{A0}}{kC_{A0}}\,\frac{X_{Af} - X_{A0}}{1 - X_{Af}} = \frac{1}{k}\,\frac{X_{Af} - X_{A0}}{1 - X_{Af}}$$

El caudal será el mismo para los tres reactores:

$$Q = 400\,\frac{cm^3}{min} = 0{,}4\,\frac{l}{min}$$

Primer reactor ($V_1 = 1\,l$)

$$\frac{1}{0{,}4} = \frac{1}{0{,}158}\,\frac{X_{A1} - 0}{1 - X_{A1}}$$

de donde:

$$X_{A1} = 0{,}283$$

Segundo reactor ($V_2 = 2\,l$)

$$\frac{2}{0{,}4} = \frac{1}{0{,}158}\,\frac{X_{A2} - 0{,}283}{1 - X_{A2}}$$

de donde:

$$X_{A2} = 0{,}599$$

Tercer reactor ($V_3 = 1,5\ l$)

$$\frac{1,5}{0,4} = \frac{1}{0,158}\ \frac{X_{A3} - 0,599}{1 - X_{A3}}$$

de donde:

$$X_{A3} = 0,748$$

Obsérvese que la conversión obtenida en un reactor único cuyo volumen fuese el volumen total ($V = 4,5\ l$) sería:

$$\frac{4,5}{0,4} = \frac{1}{0,158}\ \frac{X_{A3}}{1 - X_{A3}}$$

de donde:

$$X_{A3} = 0,640$$

que, como puede verse, es inferior a la del sistema de reactores en serie.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-33
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, asociación de reactores
Referencia	Calleja, ejemplo 14.3, pg. 399 (modificado)
Notas	

Curso								
Número								

Un reactivo **A** se descompone en fase acuosa en un sistema de tres reactores de mezcla completa asociados en serie, donde el primer tanque de 60 litros resulta ser de doble volumen que el segundo y seis veces mayor que el tercero. Se ha determinado que la constante cinética es de 0,274 min^{-1}.

Determinar las concentración a la salida de cada reactor cuando se alimenta al sistema 1.000 l/h de una disolución acuosa de **A** con una concentración inicial de **A** igual a 2 mol/l.

$c_{A1} = 1{,}01 \text{ mol/l}$

$c_{A2} = 0{,}676 \text{ mol/l}$

$c_{A3} = 0{,}581 \text{ mol/l}$

Según las unidades de la constante cinética, debe tratarse de una reacción de primer orden:

$$-r_A = k\, C_A$$

$$k = 0{,}274\ [min^{-1}]$$

Los volúmenes de los tanques serán:

$$V_1 = 60\ l$$
$$V_2 = 30\ l$$
$$V_3 = 10\ l$$

y el caudal de alimentación:

$$Q = 1.000\ \frac{l}{h} = 16{,}67\ \frac{l}{min}$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$\tau_{MP} = \frac{V}{Q} = \frac{C_{A0} - C_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$\frac{V}{Q} = \frac{1}{k}\ \frac{C_{A0} - C_{Af}}{C_{Af}}$$

Para el primer reactor:

$$\frac{60}{16{,}67} = \frac{1}{0{,}274}\ \frac{2 - C_{A1}}{C_{A1}}$$

de donde:

$$C_{A1} = 1{,}01\ \frac{mol}{l}$$

Para el segundo reactor:

$$\frac{30}{16,67} = \frac{1}{0,274} \quad \frac{1,01 - C_{A2}}{C_{A2}}$$

de donde:

$$C_{A2} = 0,676 \ \frac{mol}{l}$$

Para el tercer reactor:

$$\frac{10}{16,67} = \frac{1}{0,274} \quad \frac{0,676 - C_{A3}}{C_{A3}}$$

de donde:

$$C_{A3} = 0,581 \ \frac{mol}{l}$$

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-34
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, asociación de reactores
Referencia	Calleja, ejemplo 14.5, pg. 406
Notas	

Curso								
Número								

En un reactor de flujo en pistón se ha efectuado una reacción elemental de dimerización en fase líquida:

$$2\,A \rightarrow Productos$$

empleando, para ello, una disolución inicial de **A** de concentración 1 mol/l. En las condiciones de operación, la conversión alcanzada resultó ser del 90%.

Determinar el aumento de producción si se coloca en serie, con el reactor existente, un reactor de mezcla completa dos veces mayor que el de flujo pistón e indicar el orden de colocación más adecuado, teniendo en cuenta que la conversión final es la misma, es decir, el 90%.

$$\frac{[Q]_{FP+MP}}{Q_0} = 2,07$$

$$\frac{[Q]_{MP+FP}}{Q_0} = 1,5$$

Mejor orden: FP + MP

Como la reacción es elemental, la ecuación cinética es:

$$-r_A = k C_A^2$$

Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$\tau_{FP} = \frac{V}{Q} = -\int_{C_{A0}}^{C_{Af}} \frac{dC_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$\tau_{FP} = \frac{V}{Q} = -\frac{1}{k}\int_{C_{A0}}^{C_{Af}} \frac{dC_A}{C_A^2} = \frac{1}{k}\left(\frac{1}{C_{Af}} - \frac{1}{C_{A0}}\right)$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$\tau_{MP} = \frac{V}{Q} = \frac{C_{A0} - C_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$\tau_{MP} = \frac{V}{Q} = \frac{1}{k}\ \frac{C_{A0} - C_{Af}}{C_{Af}^2}$$

En el reactor tubular original:

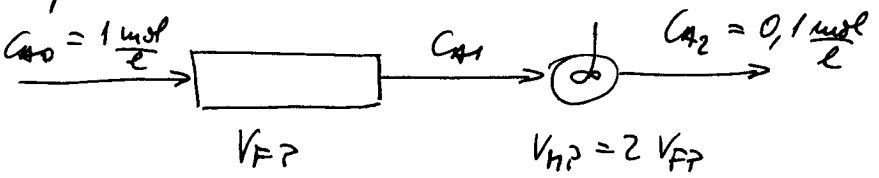
$$C_{A0} = 1 \frac{mol}{l}$$

$$C_{Af} = 1(1 - 0{,}9) = 0{,}1 \frac{mol}{l}$$

y, por tanto:

$$[\tau_{FP}]_0 = \frac{1}{k}\left(\frac{1}{0{,}1} - \frac{1}{1}\right) = \frac{9}{k}$$

Disposición FP + MP



$$\tau_{FP} = \frac{1}{k}\left(\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{A0}}\right) = \frac{1}{k}\left(\frac{1}{C_{A1}} - \frac{1}{1}\right)$$

de donde:

$$C_{A1} = \frac{1}{1 + \tau_{FP}\, k}$$

$$\tau_{MP} = \frac{1}{k}\,\frac{C_{A1} - C_{A2}}{C_{A2}^2}$$

a decir:

$$2\,\tau_{FP} = \frac{1}{k}\,\frac{\frac{1}{1+\tau_{FP}k} - 0,1}{0,1^2}$$

de donde:

$$(\tau_{FP}\cdot k)^2 + 6(\tau_{FP}\cdot k) - 45 = 0$$

Cuya solución lleva a:

$$X_1 = 4,348$$

$$X_2 = -10,348 \text{ (inválida)}$$

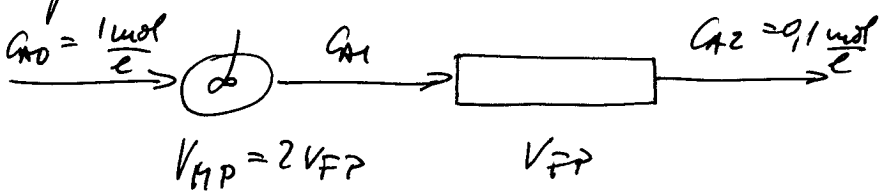
Por tanto:

$$[\tau_{FP}]_1 = \frac{4,348}{k}$$

Comparando con el reactor inicial se obtiene un aumento de producción:

$$\frac{[\tau_{FP}]_0}{[\tau_{FP}]_1} = \frac{[Q]_1}{[Q]_0} = \frac{9/k}{4,348/k} = 2,07$$

Disposición FP + MP



$$\tau_{FP} = \frac{1}{k}\left(\frac{1}{C_{A2}} - \frac{1}{C_{A1}}\right) = \frac{1}{k}\left(\frac{1}{1} - \frac{1}{C_{A1}}\right)$$

de donde:

$$C_{A1} = \frac{1}{10 - \tau_{FP} k}$$

$$\tau_{MP} = \frac{1}{k}\,\frac{C_{A0} - C_{A1}}{C_{A1}^2}$$

o decir:

$$2\tau_{FP} = \frac{1}{k}\,\frac{1 - \frac{1}{10 - \tau_{FP} k}}{\left(\frac{1}{10 - \tau_{FP} k}\right)^2}$$

de donde:

$$(\tau_{FP} \cdot k)^2 - 21(\tau_{FP} \cdot k) + 90 = 0$$

Cuya resolución lleva a:

$$X_1 = 15 \quad (\text{inválida, ha de ser} < 9)$$

$$X_2 = 6$$

Por tanto:

$$[\tau_{FP}]_2 = \frac{6}{k}$$

Comparando con el reactor inicial se obtiene un aumento de producción:

$$\frac{[\tau_{FP}]_0}{[\tau_{FP}]_2} = \frac{[Q]_2}{[Q]_0} = \frac{9/k}{6/k} = 1{,}5$$

El orden de colocación más adecuado es, según los resultados obtenidos, primero el reactor tubular y luego el reactor tipo tanque agitado.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-35
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reacciones simples, asociación de reactores
Referencia	Levenspiel, problema 6.6, pg. 173
Notas	

Curso								
Número								

Se está efectuando la reacción elemental en fase líquida:

$$A + B \rightarrow 2R + S$$

en un reactor de flujo de pistón empleando cantidades equimolares de **A** y **B**. La conversión es del 96%, con $C_{A0} = C_{B0} = 1$ mol/l.

Para la misma conversión final (96%):

a) Indíquese en cuánto aumentaría la producción si se añadiera un reactor de mezcla perfecta de un volumen diez veces el de flujo de pistón en serie con la unidad existente, y cuál debe ser el primero de la serle.

b) Indíquese si influye la concentración de la alimentación, y en caso afirmativo en el modo en que lo hace.

a.) $\frac{[Q]_{FP+MP}}{Q_0} = 3{,}88$

$\frac{[Q]_{MP+FP}}{Q_0} = 1{,}84$

Orden: FP + MP

b.) Al aumentar CAO aumentará la producción. Las producciones relativas no varían.

Como la reacción

$$A + B \longrightarrow 2R + S$$

es elemental, en fase líquida y se emplean cantidades equimolares de A y B, la ecuación cinética será:

$$-r_A = k C_A^2 = k C_{A0}^2 (1 - X_A)^2$$

Ecuación de diseño del reactor tubular:

$$\tau_{FP} = \frac{V}{Q} = C_{A0} \int_{X_{A0}}^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(-r_A)}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$\tau_{FP} = \frac{V}{Q} = \frac{C_{A0}}{k C_{A0}^2} \int_{X_{A0}}^{X_{Af}} \frac{dX_A}{(1 - X_A)^2} = \frac{1}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1 - X_{Af}} - \frac{1}{1 - X_{A0}} \right]$$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$\tau_{TP} = \frac{V}{Q} = C_{A0} \frac{X_{A0} - X_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Sustituyendo la ecuación cinética:

$$\tau_{TP} = \frac{V}{Q} = \frac{C_{A0}}{k C_{A0}^2} \frac{X_{A0} - X_{Af}}{(1 - X_{Af})^2} = \frac{1}{k C_{A0}} \frac{X_{Af} - X_{A0}}{(1 - X_{Af})^2}$$

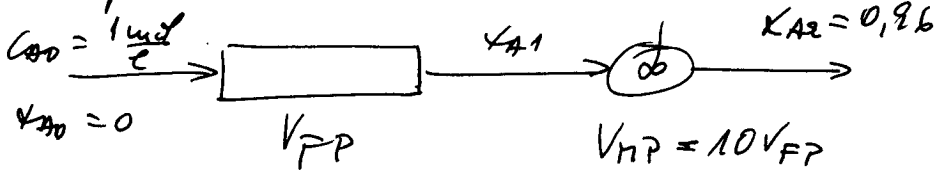
En el reactor tubular original:

$$C_{A0} = 1 \text{ mol/l} \quad \left| \begin{array}{l} X_{A0} = 0 \\ X_{Af} = 0{,}96 \end{array} \right.$$

y, por tanto:

$$\tau_{FP} = \frac{1}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1 - 0{,}96} - \frac{1}{1} \right] = \frac{24}{k C_{A0}}$$

a.) Disposición FP+MP



$$\tau_{FP} = \frac{1}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1 - X_{A1}} - \frac{1}{1} \right] = \frac{1}{k C_{A0}} \frac{X_{A1}}{1 - X_{A1}}$$

de donde:

$$X_{A1} = \frac{\tau_{FP} k C_{A0}}{1 + \tau_{FP} k C_{A0}}$$

$$\tau_{MP} = \frac{1}{k C_{A0}} \frac{X_{A2} - X_{A1}}{(1 - X_{A2})^2}$$

es decir:

$$10 \tau_{FP} = \frac{1}{k C_{A0}} \frac{0,96 - \dfrac{\tau_{FP} k C_{A0}}{1 + \tau_{FP} k C_{A0}}}{(1 - 0,96)^2}$$

Cuya solución lleva a:

$$X_1 = 6,191$$
$$X_2 = -9,691 \text{ (inválida)}$$

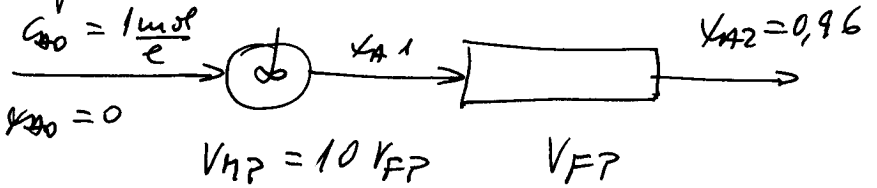
Por tanto:

$$[\tau_{FP}]_1 = \frac{6,191}{k C_{A0}}$$

Comparando con el reactor inicial se obtiene un aumento de producción:

$$\frac{[\tau_{FP}]_0}{[\tau_{FP}]_1} = \frac{[Q]_1}{[Q]_0} = \frac{24/k C_{A0}}{6,191/k C_{A0}} = 3,88$$

Disposición MP + FP



$$\tau_{FP} = \frac{1}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1 - X_{A2}} - \frac{1}{1 - X_{A1}} \right] = \frac{1}{k C_{A0}} \left[\frac{1}{1 - 0{,}96} - \frac{1}{1 - X_{A1}} \right]$$

de donde:

$$X_{A1} = \frac{\tau_{FP} k C_{A0} - 24}{\tau_{FP} k C_{A0} - 25}$$

$$\tau_{MP} = \frac{1}{k C_{A0}} \frac{X_{A1} - X_{A0}}{(1 - X_{A1})^2}$$

es decir:

$$10\, \tau_{FP} = \frac{1}{k C_{A0}} \frac{\frac{\tau_{FP} k C_{A0} - 24}{\tau_{FP} k C_{A0} - 25} - 0}{\left(1 - \frac{\tau_{FP} k C_{A0} - 24}{\tau_{FP} k C_{A0} - 25}\right)^2}$$

de donde:

$$(\tau_{FP} k C_{A0})^2 - 59 (\tau_{FP} k C_{A0}) + 600 = 0$$

cuya solución lleva a:

$$X_1 = 45{,}939 \quad \text{(inviable, ha de ser} < 24)$$

$$X_2 = 13{,}061$$

Por tanto:

$$[\tau_{FP}]_2 = \frac{13{,}061}{k C_{A0}}$$

Comparando con el reactor inicial se obtiene un aumento de producción:

$$\frac{[\tau_{FP}]_0}{[\tau_{FP}]_2} = \frac{[Q]_2}{[Q]_0} = \frac{24/k C_{A0}}{13{,}061/k C_{A0}} = 1{,}84$$

El orden de colocación más adecuado es, según los resultados obtenidos, primero el reactor tubular y luego el reactor tipo tanque.

5.) Como Cao aparece en el denominador de las ecuaciones de diseño, al aumentar su valor, disminuirán los tiempos espaciales y, por tanto, aumentará la producción. No obstante, los valores de producción relativos obtenidos seguirán siendo los mismos, ya que Cao se cancela en las ecuaciones de comparación.

Ficha de Problemas	Dpto. de Ingeniería Química
Clave	CIQ08-36
Asignatura	Ingeniería Química
Tema	Sistemas de reacción homogéneos
Materia	Reactores en serie
Referencia	Vicenta, problema 16.6
Notas	FJ García

Curso								
Número								

La velocidad de una reacción química varía con la concentración del reactivo **A** de la forma que se indica en la siguiente tabla:

C_A [mol/l]	0,02	0,04	0,08	0,12	0,16	0,2	0,26
$-r_A$ [mol/(l·h)]	0,01	0,015	0,03	0,038	0,043	0,045	0,048

Se desea desarrollarla en un sistema formado por tres reactores continuos de mezcla perfecta dispuestos en serie. El caudal de alimentación es de 0,4 m^3/h y la concentración de **A** en el mismo es 0,25 mol/l.

Calcular:

a) La concentración de salida que proporcionan tres tanques de 1 m^3 de capacidad.

b) La concentración de salida que proporcionan tres tanques de 0,5, 1 y 1,5 m^3 de capacidad, dispuestos en este orden.

c) La concentración de salida que proporcionan tres tanques dispuestos en orden inverso al anterior, es decir de 1,5, 1 y 0,5 m^3 de capacidad.

d) El volumen del tercer tanque, si los dos primeros tienen una capacidad de 1 m^3 y se desea una concentración de salida de 0,01 mol/l.

a.) $c_A = 0{,}040 \text{ mol/l}$

b.) $c_A = 0{,}048 \text{ mol/l}$

c.) $c_A = 0{,}042 \text{ mol/l}$

d) $V = 13{,}2 \text{ m}^3$

Ecuación de diseño del reactor tipo tanque agitado:

$$\tau = \frac{V}{Q} = \frac{C_{A0} - C_{Af}}{(-r_A)_f}$$

Como se dispone de los datos $(-r_A) - C_A$, puede intentarse obtener la ecuación cinética a partir de ellos o utilizarlos directamente en el cálculo de los reactores.

Así, la ecuación anterior puede ponerse de la forma, para cualquier reactor de una serie:

$$(-r_A)_i = -\frac{1}{\tau_i}(C_{Ai} - C_{Ai-1})$$

Ecuación de una recta de pendiente $-1/\tau_i$ que pasa por los puntos $[C_{Ai}; (-r_{Ai})]$ y $[C_{Ai-1}; 0]$. Por tanto, podrán obtenerse las concentraciones de salida de cada reactor, conociendo la de entrada, mediante la curva $(-r_A) - C_A$, como se muestra en la gráfica adjunta.

a.) $\tau_1 = \tau_2 = \tau_3 = \frac{V}{Q} = \frac{1}{0,4} = 2,5\ h$

$$-\frac{1}{\tau_1} = -\frac{1}{\tau_2} = -\frac{1}{\tau_3} = -0,4$$

Primer reactor:

Recta $\begin{cases} (0,25; 0) \\ (0,125; 0,05) \end{cases}$ Corte: $C_{A1} = 0,146\ \frac{mol}{l}$

Segundo reactor:

Recta $\begin{cases} (0,146;\ 0) \\ (0,04;\ 0,05) \end{cases}$ Corte: $C_{A2} = 0,078 \frac{mol}{l}$

Tercer reactor:

Recta $\begin{cases} (0,078;\ 0) \\ (0,028;\ 0,02) \end{cases}$ Corte: $C_{A3} = 0,040 \frac{mol}{l}$

b.) Primer reactor:

$\tau_1 = \frac{0,5}{0,4} = 1,25$

$-\frac{1}{\tau_1} = -0,8$

Recta $\begin{cases} (0,25;\ 0) \\ (0,188;\ 0,05) \end{cases}$ Corte: $C_{A1} = 0,194 \frac{mol}{l}$

Segundo reactor:

$\tau_2 = \frac{1}{0,4} = 2,50$

$-\frac{1}{\tau_2} = -0,40$

Recta $\begin{cases} (0,194;\ 0) \\ (0,069;\ 0,05) \end{cases}$ Corte: $C_{A2} = 0,106 \frac{mol}{l}$

Tercer reactor:

$\tau_3 = \frac{1,5}{0,4} = 3,75$

$$-\frac{1}{\tau_3} = -0,267$$

Recta $\begin{cases} (0,106; 0) \\ (0,041; 0,02) \end{cases}$ Corte: $C_{A3} = 0,048 \frac{mol}{l}$

c.) Primer reactor:

$$\tau_1 = \frac{1,5}{0,4} = 3,75$$

$$-\frac{1}{\tau_1} = -0,267$$

Recta $\begin{cases} (0,25; 0) \\ (0,063; 0,05) \end{cases}$ Corte: $C_{A1} = 0,114 \frac{mol}{l}$

Segundo reactor:

$$\tau_2 = \frac{1}{0,4} = 2,50$$

$$-\frac{1}{\tau_2} = -0,40$$

Recta $\begin{cases} (0,114; 0) \\ (0,039; 0,03) \end{cases}$ Corte: $C_{A2} = 0,060 \frac{mol}{l}$

Tercer reactor:

$$\tau_3 = \frac{0,5}{0,4} = 1,25$$

$$-\frac{1}{\tau_3} = -0,8$$

Recta $\begin{cases} (0,060; 0) \\ (0,023; 0,03) \end{cases}$ Corte: $C_{A3} = 0,042 \frac{mol}{l}$

d.) Primer reactor:

$$\tau_1 = \frac{1}{0,4} = 2,50$$

$$-\frac{1}{\tau_1} = -0,40$$

Recta $\begin{cases} (0,25;\ 0) \\ (0,125;\ 0,05) \end{cases}$ Corte: $C_{A1} = 0,146 \frac{mol}{l}$

Segundo reactor:

$$\tau_2 = \frac{1}{0,4} = 2,50$$

$$-\frac{1}{\tau_1} = -0,40$$

Recta $\begin{cases} (0,146;\ 0) \\ (0,021;\ 0,05) \end{cases}$ Corte: $C_{A2} = 0,076 \frac{mol}{l}$

Tercer reactor:

En la gráfica $\begin{cases} C_{A3} = 0,01 \\ -r_A = 0,002 \end{cases}$

Por tanto:

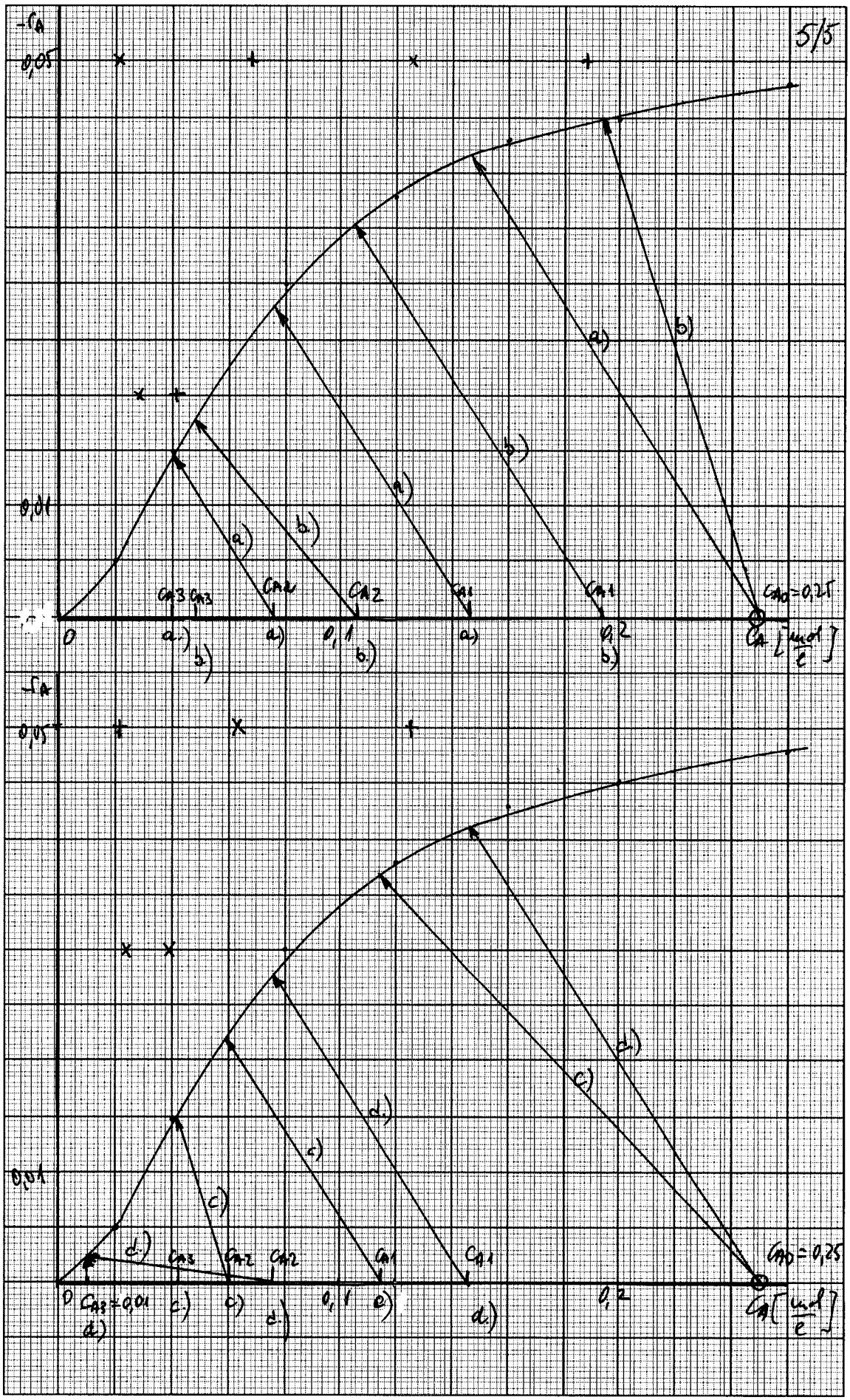
$$0,002 = -\frac{1}{\tau_3}(0,010 - 0,076)$$

de donde:

$$\tau_3 = 33\ h$$

Por tanto:

$$V = Q \cdot \tau = (0,4)(33) = 13,2\ m^3$$


$-r_A$
0,05
0,01
0
c_{A3} c_{A3}
c_{A2}
c_{A2}
c_{A1}
c_{A1}
$c_{A0}=0,25$
0,1
0,2
$c_A\left[\frac{mol}{l}\right]$
a)
b)
c)
d)
$c_{A3}=0,01$