



UNIVERSIDAD DE JAÉN

Facultad de Ciencias Experimentales

*Departamento de Ingeniería Química,
Ambiental y de los Materiales*

Cuaderno de prácticas de la asignatura

BASES DE LA INGENIERÍA AMBIENTAL

Licenciatura en

CIENCIAS AMBIENTALES

Alumno: _____

Curso: _____

INTRODUCCIÓN

El objetivo de las prácticas es que el estudiante aplique los conocimientos obtenidos en las clases de teoría de forma experimental a nivel de laboratorio, en el conocimiento de que los procesos industriales no son más que un cambio de escala de lo realizado en el laboratorio. Por ello, las prácticas deben considerarse desde el punto de vista docente para que los alumnos tomen contacto y conciencia de lo que están aprendiendo.

La actitud en el laboratorio deberá ser similar a la que se tiene en clase, deberán estar atentos a todo lo que se diga y haga y tomarán notas cuando lo crean necesario. Para la valoración final se considerará dicha actitud y la presentación, a mano, del cuaderno correctamente realizado.

Cada una de las prácticas que conforman el presente cuaderno se estructurará de la siguiente forma:

1. Objetivos
2. Introducción teórica
3. Descripción del material y técnica experimental
4. Resultados experimentales
5. Discusión de los resultados
6. Conclusiones
7. Bibliografía

El estudiante deberá completar y/o rellenar cada punto del esquema anterior, e incluso puede ampliar lo ya contenido con páginas adicionales con objeto de mejorar el cuaderno.

PRÁCTICA 1

EQUILIBRIO LÍQUIDO-VAPOR.

SISTEMA CICLOHEXANO-ISOOCTANO

1.1. OBJETIVOS

1. Estudiar un sistema en estado estacionario.
2. Construir el diagrama de equilibrio líquido-vapor: temperatura-composición.
3. Construir el diagrama de equilibrio líquido-vapor: composición del vapor-composición del líquido.

1.2. INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Esta práctica consiste en la determinación de los datos de equilibrio, a presión atmosférica, de diferentes mezclas ciclohexano (CH) – isooctano (IO). La operación de separación que se trata es una destilación de mezclas binarias a reflujo total. Para determinar la composición de las diferentes mezclas se va a hacer uso de una propiedad física característica de todos los líquidos transparentes, como es el índice de refracción. Este índice es proporcional a la composición de la mezcla a analizar.

Para el sistema considerado, formado por dos componentes y dos fases, y aplicando la regla de las fases ($L = F + C - 2$) se determina que el número de grados de libertad (L) es 2. Es decir, se necesita fijar dos variables intensivas para tener determinado el sistema, que normalmente son la presión y la temperatura.

Es usual encontrar en bibliografía los datos de equilibrio L-V de sistemas binarios en forma tabular, para una presión constante.

Fijando la temperatura T (normalmente entre T_A y T_B y siempre que la mezcla no presente azeótropo) quedan determinadas las dos variables intensivas de interés, x e y .

T	x	y
T_A		
T_{A+1}		
...		
T_{B-1}		
T_B		

$T_A = T$ ebullición componente más volátil
 $T_B = T$ ebullición componente más pesado
x: fracción molar del componente más volátil en el líquido
y: fracción molar del componente más volátil en el vapor

Los datos de equilibrio, además de en forma tabular, pueden presentarse en forma gráfica; los más importantes son los diagramas temperatura-composición y los diagramas y-x.

El diagrama temperatura-composición, también llamado diagrama de punto de ebullición, tiene, en general, la forma de la Figura 1.1.

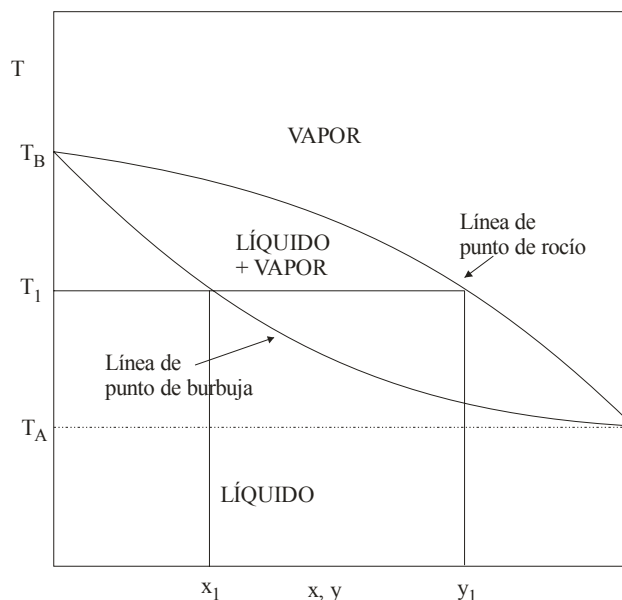


Figura 1.1.- Diagrama temperatura-composición

En este diagrama, que corresponde a una presión determinada y constante, la línea superior representa los valores de T frente a los de y, es decir, la fracción molar

del componente más volátil en la fase de vapor. Esta línea se denomina *línea de puntos de rocío*. Para cada valor de y se obtiene la temperatura a la que condensaría la primera gota de líquido; esa temperatura recibe el nombre de *temperatura de rocío*.

La línea inferior corresponde a la representación de los valores de T frente a la composición del componente más volátil (x) en la fase líquida. Se denomina *línea de puntos de burbuja* ya que para cada valor de x se obtiene la temperatura a la que se formaría la primera burbuja de vapor.

Puesto que el diagrama corresponde a una presión constante, si se fija una temperatura se determina el estado del sistema. De manera que, al fijar por ejemplo el valor de T_1 se obtiene que en el equilibrio existirá un líquido de composición x_1 y un vapor de composición y_1 .

Todos los puntos situados por encima de la línea superior representan mezclas formadas totalmente por vapor mientras que los situados por debajo de la línea inferior corresponden a mezclas formadas completamente por líquido. En los puntos comprendidos entre las dos curvas el sistema está constituido parcialmente por líquido y parcialmente por vapor.

El otro tipo de diagrama de equilibrio de interés es el diagrama y - x , que se representa en la figura 1.2:

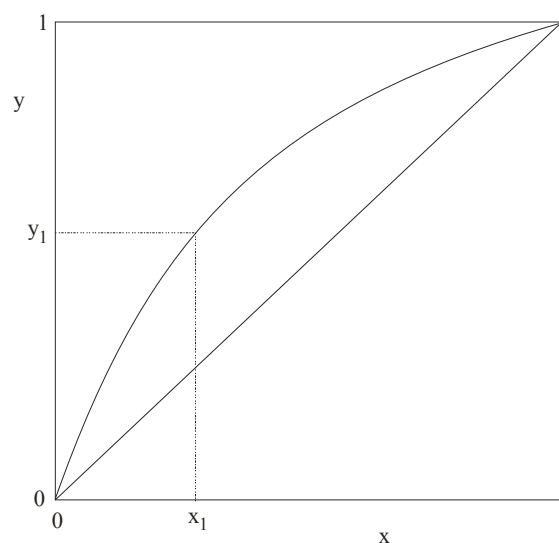


Figura 1.2.- Diagrama y - x

En este diagrama se representan los valores de y frente a los de x . Permite determinar, para una mezcla líquida de composición x_1 cuál es la composición de equilibrio del vapor, y_1 , o viceversa.

Tanto el diagrama de la Figura 1.1 como el de la Figura 1.2 deben determinarse experimentalmente.

Suponiendo disolución ideal para el sistema considerado, ya que ambos componentes son de una estructura química semejante, aceptando la ley de Raoult (la presión parcial en el vapor de cada componente de la disolución es proporcional a su fracción molar en el líquido) y considerando la ley de Dalton (la presión total es la suma de las presiones parciales de cada uno de los componentes) se obtiene:

$$P_T = P_A + P_B = P_A^o \cdot x + P_B^o \cdot (1 - x)$$

En la Figura 1.3 se representa P_A , P_B y P_T frente a x , para el caso de disoluciones ideales, en estas la ley de Raoult se verifica en todo el intervalo de composiciones.

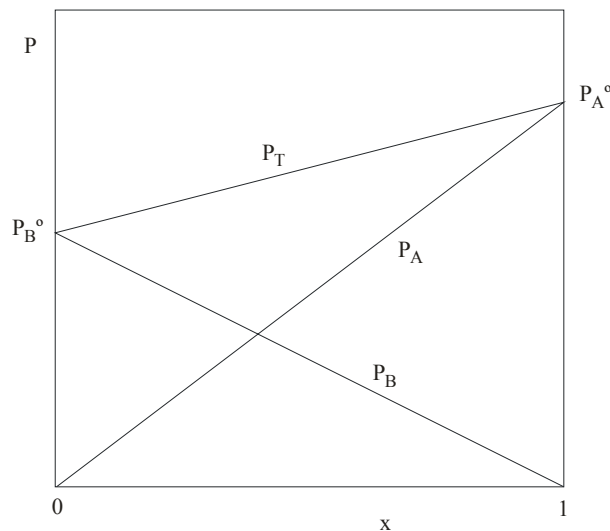


Figura 1.3.- Diagrama P-x

Cuando el sistema no es ideal (Figura 1.4) la ley de Raoult sólo se cumple en disoluciones diluidas para el componente mayoritario. Al mismo tiempo, para el

componente minoritario se cumple la ley de Henry ($P_A = H_A \cdot x$), siendo H_A la constante de la ley.

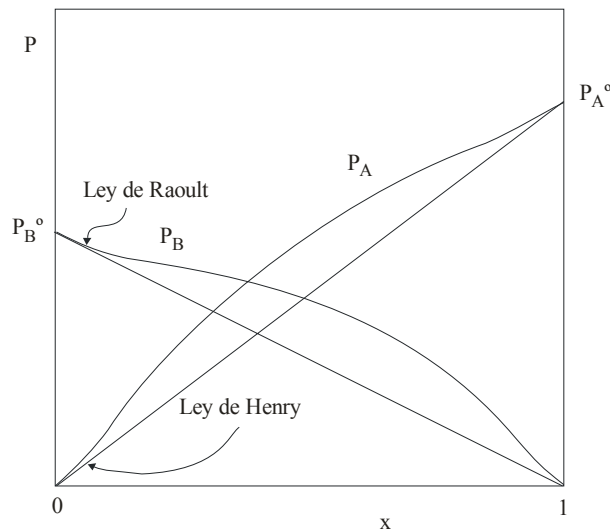


Figura 1.4.- Diagrama P-x para un sistema no ideal

Considerando la ley de Raoult y de Dalton ($P_A = P_T \cdot y$) se obtiene:

$$y = (P_A^0/P) \cdot x = K_A \cdot x$$

siendo K_A la relación de equilibrio para A (componente más volátil) entre las fases vapor y líquido, a las condiciones de presión y temperatura dadas. Igual se puede hacer para el componente más pesado (B).

Volatilidad relativa

Las relaciones de equilibrio de sistemas binarios se expresan frecuentemente utilizando el concepto de volatilidad relativa, α_{AB} , que se define mediante la ecuación:

$$\alpha_{AB} = K_A/K_B$$

De las ecuaciones anteriores, despejando K_A y K_B y dividiéndolas se obtiene:

$$\alpha_{AB} = \frac{K_A}{K_B} = \frac{P_A^0}{P_B^0} = \frac{y(1-x)}{x(1-y)}$$

α_{AB} relaciona los valores de equilibrio de las composiciones de un sistema y siempre es mayor de 1 ($P_A^\circ > P_B^\circ$). Si $\alpha_{AB} = 1$ ($P_A^\circ = P_B^\circ$) la separación por destilación es imposible.

En algunas mezclas binarias ideales α es prácticamente independiente de la composición, por lo que con un valor medio adecuado es posible obtener las parejas de datos de equilibrio y , de esta forma, construir el diagrama $y-x$.

Para mezclas no ideales α_{AB} suele variar ampliamente con la composición.

1.3. DESCRIPCIÓN DEL MATERIAL Y TÉCNICA EXPERIMENTAL

(En este apartado se debe comentar, paso por paso, el trabajo realizado en el laboratorio para obtener los resultados experimentales. Se debe dibujar el montaje experimental e indicar el nombre de cada uno de sus componentes, así como el resto del material empleado.)

1.4. RESULTADOS EXPERIMENTALES

Dado que para determinar los datos de equilibrio deben poder calcularse las composiciones de cada una de las mezclas, en primer lugar se calibrará el aparato usado para este fin. Como se ha dicho, se van a emplear los índices de refracción de cada componente puro y de sus mezclas para determinar la composición, en fracciones molares, de cada disolución; por lo que se empleará un refractómetro de triple escala, dadas las características de los líquidos utilizados.

Para calibrar el refractómetro se preparan 11 disoluciones de composición conocida y se les determina el índice de refracción (η). Para ello se mezclan volúmenes conocidos de cada componente puro como se indica en la Tabla 1.1.

Para determinar la fracción molar de cada mezcla se emplea la siguiente ecuación.

$$x = \frac{n_{\text{CH}}}{n_{\text{CH}} + n_{\text{IO}}} = \frac{\left(\frac{\rho \cdot V}{P_m}\right)_{\text{CH}}}{\left(\frac{\rho \cdot V}{P_m}\right)_{\text{CH}} + \left(\frac{\rho \cdot V}{P_m}\right)_{\text{IO}}}$$

Rellenada la Tabla 1.1 se debe representar, en papel milimetrado, η frente a x , con lo que ya se dispondrá de la curva de calibrado del refractómetro y será usada en la segunda parte de esta práctica y en la siguiente.

Calibrado el refractómetro se determina la composición de las disoluciones previamente preparadas y se someten a ebullición para obtener los datos de equilibrio. Los resultados se van incluyendo en la Tabla 1.2.

Con los datos de equilibrio experimentales se dibujan los diagramas Temperatura-composición y composición del vapor-composición del líquido.

Tabla 1.1.- Calibrado del refractómetro

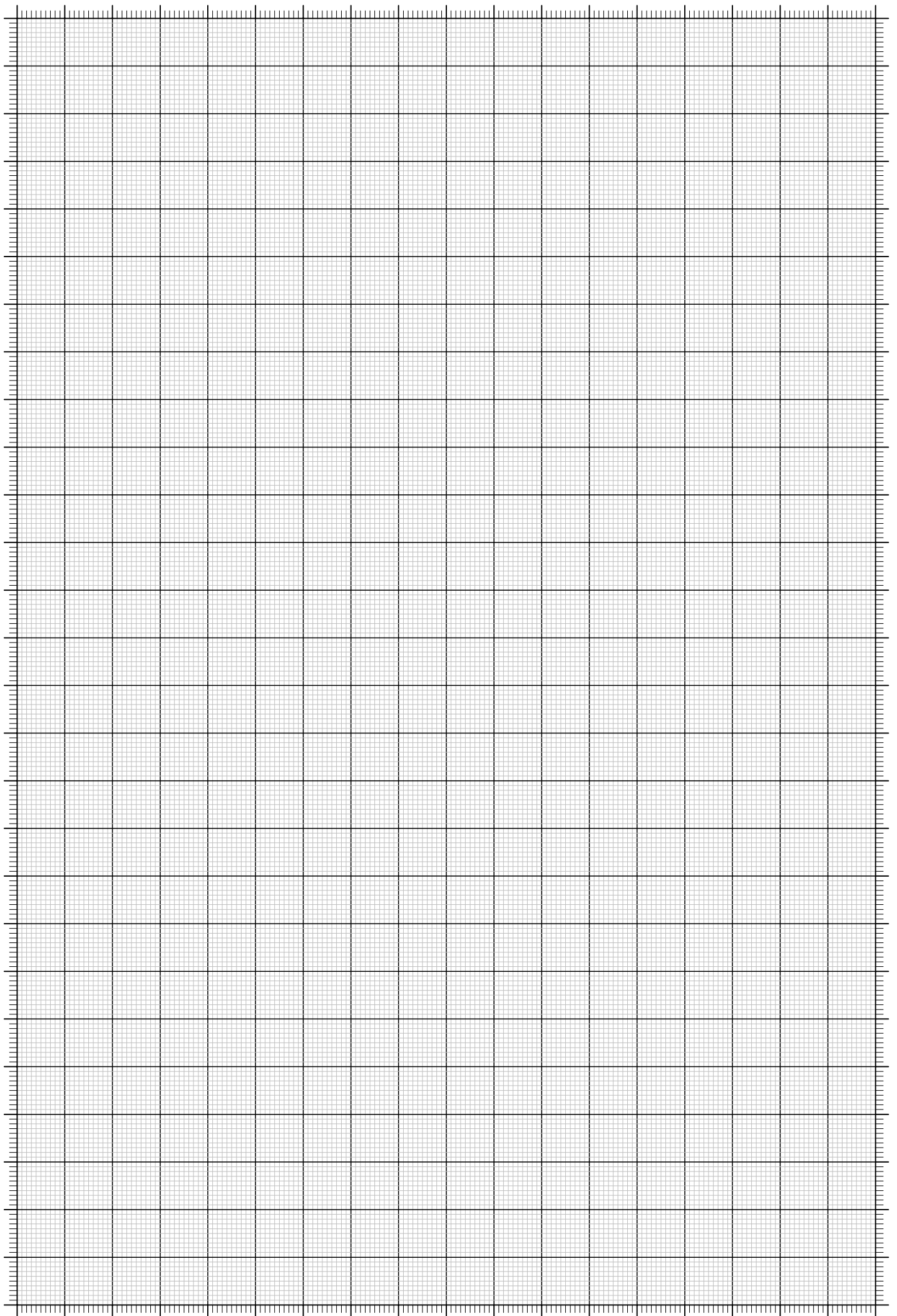
V_{CH}, cm^3	V_{IO}, cm^3	η	x
1,0	0,0		
0,9	0,1		
0,8	0,2		
0,7	0,3		
0,6	0,4		
0,5	0,5		
0,4	0,6		
0,3	0,7		
0,2	0,8		
0,1	0,9		
0,0	1,0		

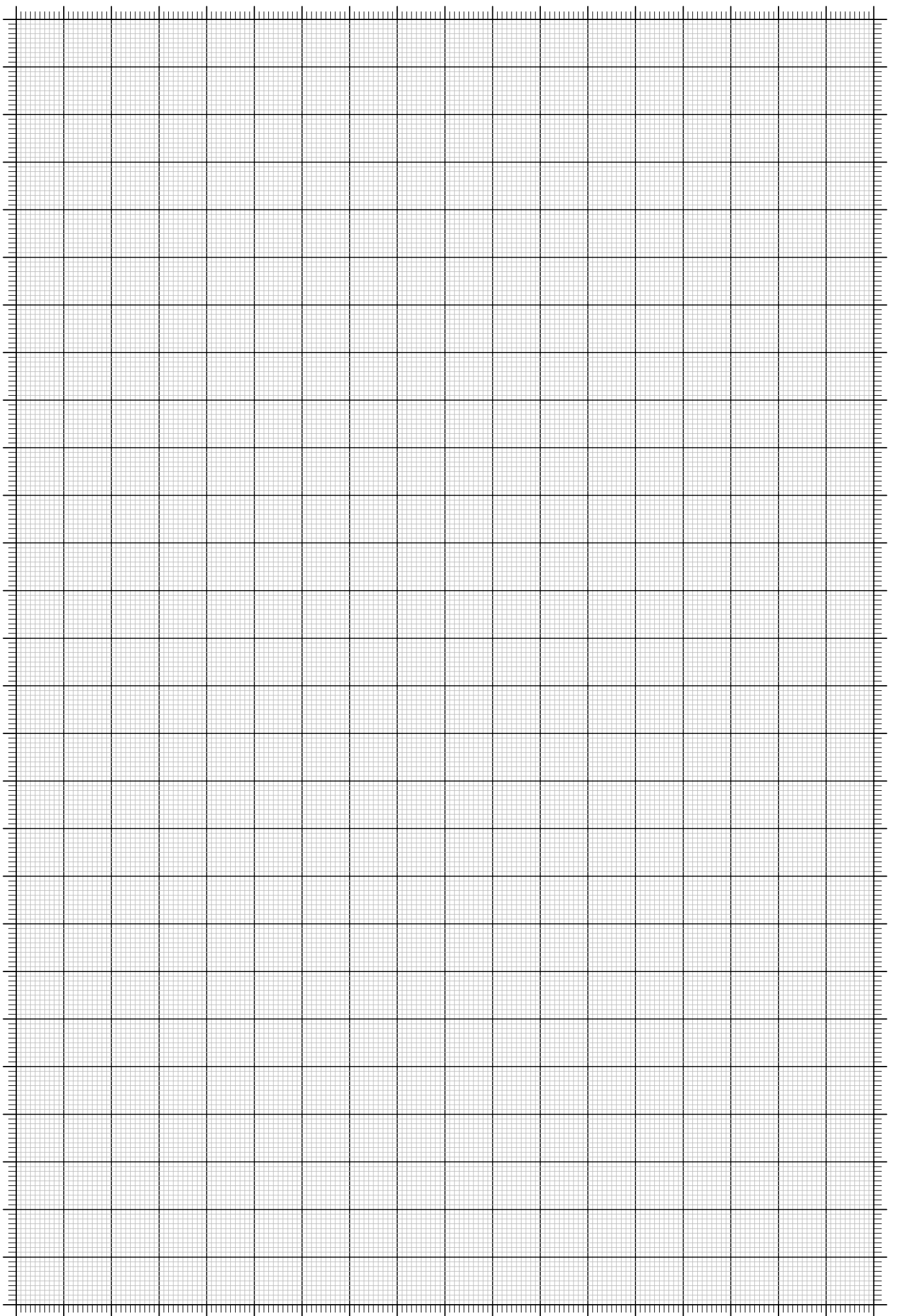
CH = ciclohexano, IO = isoctano

1.5. DISCUSIÓN DE LOS RESULTADOS

1.6. CONCLUSIONES

1.7. BIBLIOGRAFÍA





PRÁCTICA 2

DESTILACIÓN DIFERENCIAL O DISCONTINUA.

SISTEMA CICLOHEXANO-ISOOCTANO

2.1. OBJETIVOS

- 1.- Estudiar un sistema en estado no estacionario.
- 2.- Comprobar experimentalmente la ecuación de Lord Rayleigh.

2.2. INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Por destilación diferencial se considera la destilación de equilibrio en la cual el destilado es retirado de forma continua, sin que exista reflujo alguno. Dado que el destilado es retirado de forma continua y que este, cuando se forma como vapor a partir del líquido del calderín, está en equilibrio con el líquido residuo motivará que la composición, tanto del destilado como del residuo, varíe en el transcurso de la destilación. Este método de separación se suele emplear para separar mezclas con volatilidades relativas altas ($\alpha_{AB} \gg 1$).

Como ya se ha observado en la práctica anterior, el equilibrio líquido-vapor consiste en la obtención de un vapor, rico en el componente más volátil, en equilibrio con un líquido, rico en el más pesado. Considerando esta afirmación y que el matraz empleado para la destilación es una etapa de equilibrio L-V, se deduce que, en el transcurso de la destilación y debido a la mayor composición del vapor en equilibrio, el componente más volátil es retirado mayoritariamente por lo que el líquido residual se irá empobreciendo, en dicho componente, y consecuentemente el destilado obtenido.

Sea el esquema de la Figura 2.1, que se va a emplear para determinar las ecuaciones que rigen este tipo de destilación.

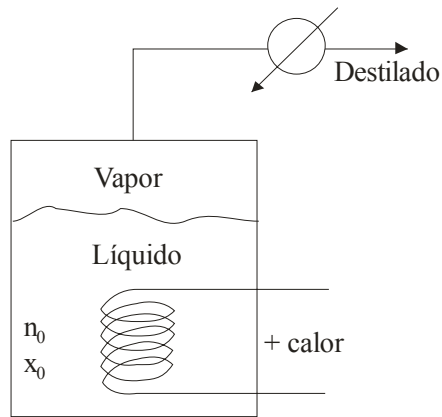


Figura 2.1.- Esquema de un equipo de destilación diferencial

Si inicialmente se introducen en el calderín n_0 moles totales de la mezcla binaria (A+B), donde el componente A es el más volátil, con una composición x_0 y se comienza la destilación, donde todo el vapor que se forma es retirado como destilado, tras un tiempo diferencial (dt) se habrán retirado dn moles totales de composición “y” que se corresponderán con una composición del residuo en el calderín “x”. Así se tendrá:

Tabla 2.1.- Variación de moles de residuo y destilado con el tiempo

Tiempo	Moles en calderín	Composición (x)	Moles destilado	Composición destilado (y)	Moles de A en residuo
0	n_0	x_0	0	0	$n_0 \cdot x_0$
dt	$n_0 - dn$	x	dn	y	$(n_0 - dn) \cdot x$

Sea $n = n_0 - dn$.

La variación, en moles, de A en el residuo será igual a la de destilado, suponiendo que no hay pérdidas de vapor y todo él condensa:

$$dn_A = d(n x) = n dx + x dn = y dn$$

Reordenando:

$$n dx = (y - x) dn$$

E integrando, entre el principio y el final de la destilación (x_0, n_0) y (x_1, n_1) respectivamente, se obtiene la ecuación de Lord Rayleigh.

$$\int_{n_1}^{n_0} \frac{dn}{n} = \int_{x_1}^{x_0} \frac{dx}{y-x} = \ln \frac{n_0}{n_1}$$

Ecuación que debe resolverse experimentalmente.

Como se ha indicado anteriormente, el objetivo principal de la esta práctica es comprobar que se verifica la ecuación de Lord Rayleigh.

2.3. DESCRIPCIÓN DEL MATERIAL Y TÉCNICA EXPERIMENTAL

(En este apartado se debe comentar, paso por paso, el trabajo realizado en el laboratorio para obtener los resultados experimentales. Se debe dibujar el montaje experimental e indicar el nombre de cada uno de sus componentes).

2.6. DISCUSIÓN DE LOS RESULTADOS

Con los datos de la Tabla 2.3 se procede a determinar ambos miembros de la ecuación de Lord Rayleigh. Así, para determinar la integral se necesitan parejas de valores (x, y) que permitan rellenar la Tabla 2.4, las cuales se pueden obtener del diagrama de equilibrio composición del vapor-composición del líquido dibujado en la PRACTICA N° 1. Como ejemplo en la Figura 2.2 se muestra la forma de determinar, por el método de los trapecios, el valor de la integral de la ecuación de Lord Rayleigh, que habría que repetir para cada una de las cinco destilaciones realizadas.

Tabla 2.4

x	$\frac{1}{y-x}$

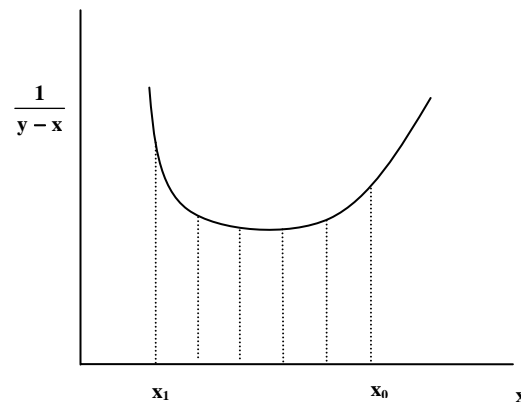


Figura 2.2.- Ejemplo gráfico para la determinación de la integral numérica de la ecuación de Lord Rayleigh.

Con los valores de n_0 y n_1 de la Tabla 2.3 y con los obtenidos por integración numérica se construye la Tabla 2.4, que nos permite comparar ambos miembros de la ecuación objeto de estudio. Para ello se calcula la diferencia absoluta entre ambos y se divide por el que se supone tiene menos error, A , y al multiplicar por 100 obtenemos el porcentaje de error cometido en cada destilación. Finalmente, se determina el error obtenido para el conjunto de las destilaciones. Para ello se obtiene el logaritmo neperiano de la relación entre los moles de partida y los que quedan al final como residuo en el matraz y se suman los cinco valores de las integrales calculadas. El porcentaje de error se obtiene de forma similar a los casos anteriores.

Tabla 2.4.- Comprobación de la ecuación de Lord Rayleigh

$A = \ln \frac{n_0}{n_1}$	$B = \int_{x_1}^{x_0} \frac{dx}{y-x}$	% error = $\frac{ A-B }{A} \cdot 100$
Error entre ambos miembros de la ecuación para el total de las destilaciones		

2.6. CONCLUSIONES

2.7. BIBLIOGRAFÍA

