



UNIVERSIDAD NACIONAL DE LA AMAZONIA
PERUANA
FACULTAD DE INGENIERIA QUIMICA



***CÁLCULO DEL NÚMERO ETAPAS TEÓRICAS EN DESTILACIÓN
CONTINUA PARA SISTEMAS BINARIOS, MÉTODO COMBINADO:
McCABE-THIELE Y SOREL-LEWIS, UTILIZANDO HOJA DE CÁLCULO
EXCEL EN LA FIQ-UNAP***

TESIS

PARA OPTAR EL TÍTULO DE

INGENIERO QUÍMICO

PRESENTADO POR LOS BACHILLERES

ANA GREASE GRANDEZ CASADO

JHON JAKSON PACAYA TANGO

ASESOR:

ING. VICTOR GARCÍA PÉREZ

IQUITOS-PERU

2013

JURADO CALIFICADOR

Dr. JUAN MANUEL ROJAS AMASIFEN
Presidente

Ing. HUGO E. FLORES BERNUY Mgr
Miembro

Ing. JORGE SUAREZ RUMICHE
Miembro

AGRADECIMIENTO

Esta tesis, si bien ha requerido de esfuerzo y mucha dedicación por parte de los autores y su asesor de tesis, no hubiese sido posible su finalización sin la cooperación desinteresada de todas y cada una de las personas que nos apoyaron y muchas de las cuales han sido un soporte muy fuerte en momentos difíciles.

Primero y antes que nada, dar gracias a Dios, por estar con nosotros en cada paso que damos, por fortalecer nuestros corazones e iluminar nuestras mentes y por haber puesto en nuestro camino personas que nos brindaron su experiencia y nos dieron aliento para cumplir con nuestro proyecto de vida: nuestra profesión.

Agradecer hoy y siempre a nuestras familias por el gran amor que nos tienen, la paciencia, esperanza y fortaleza necesaria para seguir adelante

ANA Y JHON

INDICE

Dedicatoria	
Agradecimientos	
Índice	i
Índice de figuras	ix
Resumen	
I. INTRODUCCIÓN	xi
II. ANTECEDENTES	xi
III. OBJETIVOS	xv
GENERAL	xv
OBJETIVOS ESPECIFICOS	xvi
IV. JUSTIFICACION	xvi

CAPÍTULO I

DATOS TERMODINAMICOS

1.1.	Datos de equilibrio líquido vapor	1
1.2.	Valores de K y volatilidad relativa	1
1.3.	Sistemas ideales y no ideales	4
1.4.	Efecto de la temperatura, presión, y composición sobre los valores de K y la volatilidad relativa	6
1.5	Efecto de la temperatura y presión	7
1.6	Efecto de la composición	8
1.7.	Diagrama de fase	11
1.8.	Diagrama temperatura composición	11
1.9.	Cálculos del punto de burbuja y punto de rocío	12
1.10.	Formación de azeótropo	13

CAPÍTULO II

EQUILIBRIO LIQUIDO VAPOR

2.0.	Naturaleza del equilibrio	16
2.1.	Regla de fase: teorema de Duhem	17
2.2.	Equilibrio líquido vapor: comportamiento cualitativo	18
2.3.	Equilibrio homogéneo y heterogeneo	18
2.4.	Métodos de cálculo del equilibrio líquido vapor	19
2.5.	Ecuaciones de estado	20
2.6.	Soluciones líquidas ideales	22
2.7.	Soluciones líquidas no ideales	24
2.8.	Fugacidades y coeficientes de fugacidad: especies puras	24

CAPITULO III

DESTILACIÓN

3.1.	Introducción	26
3.2.	Etapas teóricas	27
3.2.1.	Etapas ideales y no ideales	27
3.3.	Balance de materia y energía	34
3.4.	Diagrama de McCabe Thiele: Fundamentos	36
3.5.	Flujo molar constante y otras asunciones	39
3.6.	Diagrama de McCabe-Thiele: Ecuaciones de línea	40
3.7.	Relación de reflujo mínimo	46
3.8.	Desorción mínima	49
3.9.	Reflujo total y mínimo número de etapas	50
3.10.	Cálculos analíticos de multietapas por el método Sorel Lewis	51

CAPITULO IV
CALCULO DEL NUMERO DE ETAPAS UTILIZANDO HOJA
DE CÁLCULO

4.1.	Pasos para el cálculo analítico según el método: Sorel-Lewis.	52
4.2.	Funciones lógicas de Excel empleadas en el método: Sorel Lewis.	53
4.2.1.	Función lógica SI	53
4.2.2.	Función lógica Y	54

CAPITULO V
APLICACIÓN PRÁCTICA DEL CALCULO DEL NUMERO
DE ETAPAS TEÓRICAS EN DESTILACIÓN PARA
SISTEMAS BINARIOS, UTILIZANDO MÉTODO
COMBINADO: Mc Cabe Thiele y Sorel Lewis

5.1.	Introducción	55
5.2.	Enunciado del problema	55
5.3.	Diagrama de flujo de la columna	56
5.4.	Variables de entrada (flujo másico)	56
5.5.	Variables de entrada (flujo molar)	
5.6.	Cálculo del número de moles del destilado y residuo, aplicando el balance de materia	58
5.7.	Cálculo del ajuste de los datos de la curva de equilibrio	59
5.8.	Intersección de la curva de alimentación con la curva de equilibrio	61
5.9.	Cálculo del reflujo	62
5.10.	Representación de las rectas operativas en el diagrama Mc Cabe-Thiele	62

5.11.	Cálculo de la recta de alimentación	65
5.12	Representación en el diagrama del número de platos teóricos	66
5.13.	Cálculo de las composiciones de cada etapa teórica	68
	CONCLUSIONES	132
	RECOMENDACIONES	132
	REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS	135

INDICE DE FIGURAS

CAPÍTULO I

FIGURA 1.1 Concepto de volatilidad relativa. (a) concentración del componente más volátil CMV en el vapor. (b) efecto de la volatilidad relativa sobre la concentración del CMV en el vapor	4
FIGURA 1.2 Efecto de la presión y temperatura sobre los valores-K	7
FIGURA 1.3 Efecto de la composición sobre los coeficientes de actividad del líquido. (a) para sistemas con desviación positiva n-propanol agua a 1 atm; (b) para sistemas con desviación negativa acetona-cloroformo a 1 atm	9
FIGURA. 1.4 Razones de coeficientes de actividad (a) en sistema con desviación positiva n-propanol-agua; (b) en sistema con desviación negativa, acetona cloroformo	10
FIGURA 1.5 Diagrama temperatura composición	12
FIGURA 1.6 Sistemas sin formación de azeótropo	14
FIGURA 1.7 Formación de azeótropo con punto de ebullición mínimo	15
FIGURA 1.8. formación de azeótropo con punto de ebullición máximo	15
FIGURA 1.9. Formación de azeótropo con heterogéneo	15
FIGURA 1.10. Formación de azeótropo no heterogéneo	15

CAPITULO III

FIGURA 3.1 Concepto de etapa de destilación. (a) Presentación general de una etapa de destilación (b) y (c) Producto de fase simple (no son etapas ideales de destilación); (d) y (e) Productos en dos fases (etapas ideales de destilación).	28
FIGURA 3.2 Etapas ideales y no ideales en sistemas de destilación. (a) y (b) Arreglos de rehervidor tipo termosifón; (c) y (d) Arreglos de platos de fraccionamiento; (e), (f) Arreglos de ínter condensadores. Los arreglos (b), (d) y (f) son etapas ideales. Los arreglos (a), (c) y (e) son etapas no ideales.	31
FIGURA 3.3 Arreglos de etapas múltiples (a) Desorción, (b) Rectificación (c) Fraccionamiento	33
FIGURA 3.4 Secciones de Desorción (agotamiento “stripping”) y Enriquecimiento (“rectificación”)	35
FIGURA 3.5 Flujos de entrada y salida en un plato ideal	35
FIGURA 3.6 Balances de materiales. (a) Sección de rectificación; (b) Sección de desorción; (c) Total	36

FIGURA 3.7 Balances de componentes. (a) Condensador total, (b) condensador parcial	40
FIGURA 3.8 La línea- q y sus implicaciones. (a) la línea- q como una función del estado térmico de la alimentación; (b) efecto de q sobre la línea de balance de componentes de la sección de agotamiento a razón de reflujo constante	44

I. INTRODUCCION

La destilación es un método para separar los componentes de una solución; depende de la distribución de las sustancias entre una fase gaseosa y una líquida, y se aplica a los casos en que todos los componentes están presentes en las dos fases. En vez de introducir una nueva sustancia en la mezcla, con el fin de obtener la segunda fase (como se hace en la absorción o desorción de gases) la nueva fase se crea por evaporación o condensación a partir de la solución original.

El diseño de los modelos de separación se ha visto acelerado gracias al avance en la construcción de computadoras cada vez más poderosas. En 1960 el diseño de los equipos de separación tales como absorbedores, extractores y columnas de destilación se realizaba mediante cálculos manuales que consideraban el balance de materia y energía. El diseño de entonces dependía demasiado de la experiencia del ingeniero y se fundamentaba principalmente en datos obtenidos por experimentación en plantas piloto⁽³⁾

Así surgieron algunos métodos que pretendían ahorrar el trabajo en las operaciones de diseño y que, a la vez, fueron más comprensibles para los estudiantes de Ingeniería Química. Métodos que se apoyaban de recursos gráficos que aproximaban muy bien los procesos reales, por ejemplo el método de destilación de McCabe – Thiele. Con estos métodos se diseñaron la mayoría de las columnas de destilación de aquella época⁽⁶⁾.

Actualmente, se dispone de computadoras que pueden realizar los cálculos termodinámicos más sofisticados en poco tiempo y con una precisión asombrosa. Los nuevos métodos de diseño se fundamentan ahora en la potencia de los métodos numéricos y han sustituido las aproximaciones gráficas. Existen compañías dedicadas a la elaboración de software especializado y se han creado, de esta manera, simuladores de procesos muy potentes como Chemcad, Hysys, Pro II⁽²⁾.

Sin embargo, es necesario decir que tales programas son demasiados caros y es muy difícil que los estudiantes de Ingeniería Química tengan acceso a ellos.

Además, son paquetes que implementan una gran diversidad de cálculos y diseños orientados a la investigación de nuevos productos en las industrias y que el estudiante no utilizará con frecuencia.

En el presente trabajo se explica el método analítico Sorel Lewis y, además, se presenta un programa en hoja electrónica, con el cual se puede comprender mejor dicho método.

En este trabajo, solo se estudian mezclas binarias. En la vida práctica se necesitan separar mezclas formadas de varios componentes y existen métodos analíticos disponibles para entender el estudio de los métodos de separación, sin embargo el método descrito por Sorel Lewis, se fundamenta en el análisis para calcular el número de platos⁽⁶⁾.

II. ANTECEDENTES

Las relaciones de equilibrio líquido vapor, son necesarias en la solución de muchos problemas de Ingeniería Química. Los datos necesarios para estas relaciones pueden ser y, de hecho son obtenidos por experimentación. Tales mediciones son, en sí, sencillos para sistemas binarios, y empiezan a dificultarse a medida que se incrementa el número de componentes. Este es el incentivo para la aplicación de la termodinámica en el cálculo de las relaciones de equilibrio de fases. Sin embargo, la termodinámica no proporciona más que una cuantas ecuaciones que relacionan las propiedades de los materiales y, sin datos de ninguna clase y otras relaciones termodinámicas, sería incapaz de servir como herramienta en la solución de problemas⁽⁷⁾.

El nivel a la cual la termodinámica participa en la solución de un problema particular de equilibrio líquido vapor, depende de la naturaleza del sistema considerado y del tipo de datos disponibles, ya sea de experimentos o de predicciones.

El problema general del equilibrio líquido vapor involucra un sistema multicomponente de m componentes, para el cual las variables independientes son temperatura y presión, $m-1$ fracciones mol de la fase líquida y $m-1$ fracciones mol de la fase vapor. De esta forma existen $2m$ variables independientes, y la aplicación de la regla de las fases establece que, exactamente m de estas variables deben ser conocidas para establecer el estado intensivo del sistema. Esto significa que una vez que se hayan especificado las m variables, las restantes m variables pueden ser determinadas mediante una solución simultánea de m relaciones de equilibrio, donde la fugacidad en la fase vapor debe ser igual a la fugacidad en la fase líquida⁽⁷⁾.

En la práctica, uno especifica, usualmente, ya sea la temperatura o presión y cualquiera de las composiciones de las fases líquida o vapor, así se tienen $1+(m-1)=m$ variables independientes. Las restantes m variables son materia de cálculo, proporcionando los datos suficientes que permitan la determinación de todas las propiedades termodinámicas.

Los principales tipos de destilación son:

- Destilación continúa (por fraccionamiento)

Los procesos de separación alcanzan sus objetivos mediante la creación de dos o más zonas que coexisten y tienen diferencias de temperatura, presión, composición o fase. Cada especie molecular de la mezcla que se va a separar reaccionará de un modo único ante los ambientes presentes en esas zonas. En consecuencia conforme el sistema se desplaza hacia el equilibrio, cada especie establecerá una concentración diferente en cada zona dando como resultado una separación entre las especies

- Destilación por lotes (“batch”)

Aunque sin uso amplio ni tan sofisticada como la destilación continua, la destilación por lotes “batch” juega un rol importante en las industrias de procesos químicos. Las destilaciones “batch” son típicamente usadas

1. Cuando las composiciones de los materiales a ser separados varían sobre amplios rangos
2. Cuando la separación solamente necesita ser realizada de manera no frecuente tal como en operaciones de planta piloto
3. Cuando los materiales a ser separados son producidos en relativamente pequeñas cantidades, tal como en facilidades comerciales a pequeña escala
4. Cuando el producto principal contiene relativamente solo pequeñas cantidades de impurezas ligeras y/o pesadas

- Destilación extractiva

La destilación por extracción se refiere a los procesos en que se agrega en un plato de la columna un disolvente de punto de ebullición elevado para modificar las volatilidades relativas de los componentes en una mezcla de alimentación principal en la columna.

La alteración de las volatilidades es necesaria cuando:

- 1) Existen similitudes en las presiones de vapor de los componentes de la alimentación
- 2) La presencia de un azeotropo.

El disolvente hierve por lo común a una temperatura tan lejos, por encima de los componentes de la alimentación de tal manera que la formación de nuevos azeotropos es imposible. Así mismo, cualquier azeotropo problemático presente en la alimentación no tratada sale en presencia del solvente. La ausencia de azeótropos además del hecho de que el solvente puede ser recuperado por

destilación simple hace a la destilación extractiva un proceso de destilación menos complejo y más extensamente usado antes que la destilación azeotrópica.

- Destilación de equilibrio (“flash”)

También se le denomina destilación en equilibrio o destilación instantánea.

El vapor y el líquido se mantienen en contacto y están en equilibrio

En los antecedentes, no se tiene registrado trabajos similares, por lo que no se incluyó en el presente trabajo.

III. OBJETIVOS

3.1 OBJETIVO GENERAL

Calcular el número de etapas teóricas en destilación continua para sistemas binarios, empleando el método combinado: Mc Cabe-Thiele y Sorel Lewis, utilizando hoja de cálculo Excel en la FIQ-UNAP.

3.2 OBJETIVOS ESPECIFICOS

1. Ajustar los datos de equilibrio, de acuerdo a la volatilidad relativa del sistema
2. Cálculo analítico de las rectas de operación (sección de rectificación y agotamiento), así como de la recta de alimentación
3. Representar gráficamente el sistema binario, empleando el método Mc Cabe Thiele.
4. Calcular analíticamente el número de etapas teóricas, utilizando el método Sorel Lewis.

IV. JUSTIFICACIÓN

El desarrollo del presente trabajo se justifica por lo siguiente:

La destilación es un método de separación de mezclas basadas en las diferencias en sus volatilidades en una mezcla de líquido en ebullición.

La destilación es una operación utilizada con frecuencia para la purificación y aislamiento de líquidos orgánicos. La destilación aprovecha las volatilidades y puntos de ebullición de los componentes líquidos a separar.

La destilación depende de parámetros como: El equilibrio líquido vapor, temperatura, presión, composición, energía.

- ✓ El equilibrio entre el vapor y el líquido de un compuesto está representado por la relación de moles de vapor y líquido a una temperatura determinada, también puede estudiarse este equilibrio a partir de sus presiones de vapor.
- ✓ La temperatura influye en las presiones de vapor y en consecuencia de la cantidad de energía proporcionada al sistema, también influye en la composición del vapor y el líquido ya que esta depende de las presiones del vapor.
- ✓ La presión tiene directa influencia en los puntos de ebullición de los líquidos orgánicos y por tanto en la destilación.
- ✓ La composición es una consecuencia de la variación de las presiones de vapor, de la temperatura que fijan las composiciones en el equilibrio.
- ✓ Puntos de ebullición, son aquellos puntos o temperaturas de compuestos puros a las que sus presiones de vapor igualan a la presión atmosférica, produciéndose el fenómeno llamado ebullición.

Todos estos conocimientos, se deben tener en cuenta para poder calcular el número de etapas teóricas en una columna de destilación binaria.

Además el presente trabajo contribuye a innovar el cálculo de etapas teóricas de columnas de destilación, utilizando una potente herramienta de cálculo, como es el Excel.

RESUMEN

CÁLCULO DEL NÚMERO ETAPAS TEÓRICAS EN DESTILACIÓN CONTINUA PARA SISTEMAS BINARIOS, MÉTODO COMBINADO: McCABE-THIELE Y SOREL-LEWIS, UTILIZANDO HOJA DE CÁLCULO EXCEL EN LA FIQ-UNAP

Autores:

**Ana Grease Grández Casado
Jhon Jakson Pacaya Tangoa**

Asesor: Ing. Víctor García Pérez

El objetivo general del proyecto es, calcular el número de etapas teóricas en destilación continua para sistemas binarios, empleando el método combinado: McCabe-Thiele y Sorel Lewis, utilizando hoja de cálculo Excel en la FIQ-UNAP.

Además el presente trabajo contribuye a innovar el cálculo de etapas teóricas de columnas de destilación, utilizando una potente herramienta de cálculo, como es el Excel.

En el Capítulo I, se menciona la importancia de los datos termodinámicos para el diseño de equipos o análisis de columnas de destilación, indicando la importancia de esta operación, para lo cual es importante conocer los datos del equilibrio líquido vapor, sobre todo se debe conocer la constante de equilibrio y la volatilidad relativa de los componentes a separar, se hace mención a sistemas ideales y no ideales y la forma como estos se desvían de la ley de Raoult, así como la temperatura, presión, composición; tienen efecto sobre los valores de la constante de equilibrio y la volatilidad relativa. Además se menciona la formación de azeótropo (mezclas de punto de ebullición constante), con punto de ebullición mínimo y máximo.

En el Capítulo II, se explica brevemente el equilibrio líquido vapor, el comportamiento cualitativo, así como el equilibrio homogéneo y heterogéneo;

asimismo, se mencionan las ecuaciones de estado, indicando que cuando se va a diseñar equipos, se debe tener en cuenta datos de entalpía, densidades, relaciones de equilibrio entre fases.

En el Capítulo III, se introduce el concepto de destilación, mencionando los dos métodos, como son: destilación simple y destilación con sistema de rectificación (sistema con reflujo), además se indica las herramientas necesarias para la destilación binaria, así como para la destilación de mezclas multicomponentes; siendo estos: Datos de equilibrio líquido-vapor, balance de materia, balance de energía; también se mencionan los métodos para calcular gráficamente el número de platos ideales, como son el Método McCabe-Smith y el método Ponchon-Savarit; además se menciona el método Sorel Lewis, para el cálculo analítico de multietapas, basándose en el cálculo piso a piso, composiciones y entalpías; que corresponden a las dos corrientes que salen de cada piso, mediante el empleo alternativo de los balances de materia y energía y de las relaciones de equilibrio.

En el Capítulo IV, se realiza el cálculo del número de etapas, utilizando hoja de cálculo, indicando los pasos analíticos, según el método Sorel Lewis; para esto se emplean funciones lógicas, como son: Función lógica SI y función lógica Y.

En el Capítulo V, se realiza la aplicación práctica para calcular el número de etapas teóricas en destilación para sistemas binarios, utilizando el método combinado: Mc Cabe Thiele y Sorel Lewis; se escogió el sistema Benceno Tolueno, por no presentar desviación de la ley de Raoult, es decir no hay formación de azeótropo; se inicia con los datos de equilibrio, se elabora el diagrama de flujo en hoja Excel, se realiza el balance de materia; realizamos el ajuste de los datos de la curva de equilibrio, calculamos la intersección de las líneas de ambas secciones (agotamiento y rectificación), con la línea de alimentación y, representamos el número de etapas teóricas, empleando las funciones lógicas de Excel, así como las composiciones en cada etapa.

CAPITULO I

DATOS TERMODINAMICOS

1.1. Datos de equilibrio líquido vapor

Datos Termodinámicos confiables son esenciales para la exactitud del diseño o del análisis de columnas de destilación. Defectos en los equipos para operar a los niveles especificados son a menudo atribuidos, al menos en parte, al error en los datos de ELV.

La destilación es probablemente el proceso de separación y purificación más importante usado en la industria química, y son necesarios datos (ELV) confiables para estimar el número de etapas teóricas requeridas para una operación dada.

Es difícil, por no decir imposible repasar el tópico de ELV en una pequeña cantidad de espacio. Así mismo, es difícil discutir sobre destilación sin conocer algo de las implicancias del ELV sobre el diseño.

1.2 Valores K y Volatilidad Relativa

$$K_i = \frac{\text{Fracción molar del componente } i \text{ en la fase vapor}}{\text{Fracción molar del componente } i \text{ en la fase líquida}} = \frac{y_i}{x_i} \quad (1.1)$$

El valor K es una medida de la tendencia del componente i a vaporizarse.

Si el valor K es alto, el componente tiende a concentrarse en el vapor; si es bajo, tiende a concentrarse en el líquido. Si el valor K es la unidad, el componente se dividirá igualmente entre el vapor y el líquido.

El valor K es una función de la temperatura, presión y composición. En el equilibrio, si se fijan dos de estas tres variables, se fija la tercera. Entonces el valor

K puede considerarse como una función de la presión y composición, o temperatura y composición (o temperatura y presión)

La volatilidad relativa de componentes **i, j** se define como:

$$\alpha_{ij} = \frac{\text{Valor } K \text{ del componente } i}{\text{Valor } K \text{ del componente } j} \quad (1.2.)$$

Convencionalmente, la volatilidad relativa es definida como la razón de los valores **K** del componente más volátil al menos volátil, por lo cual la volatilidad relativa siempre será mayor o igual a la unidad.

La destilación es una técnica de separar componentes de acuerdo a su volatilidad relativa, la cual es una medida de la facilidad de separación y está dada por la razón entre la tendencia a vaporizar de dos componentes. Si la volatilidad relativa es alta, un componente tiene una tendencia mucho mayor a vaporizar (es más volátil) que el otro, y será fácil separarlos uno del otro mediante la vaporización de uno (destilación). De otro lado cuando la tendencia a vaporizar de los componentes es similar, la volatilidad relativa se acercará a la unidad y será difícil separar los componentes por destilación. Si la volatilidad relativa es la unidad, cada componente es tan volátil como el otro, y no pueden separarse por destilación

Para un sistema binario, $y_2 = (1 - y_1)$, $x_2 = (1 - x_1)$, además de las Ec. (1.1) y (1.2) se tiene:

$$\alpha_{i2} = \frac{K_1}{K_2} = \frac{y_1(1-x_1)}{x_1(1-y_1)} \quad (1.3)$$

$$y_1 = \frac{\alpha_{1,2} x_1}{1 + (\alpha_{1,2} - 1)x_1} \quad (1.4)$$

La Ec. (1.4) expresa la fracción molar del componente más volátil (CMV) en el vapor como una función de la fracción molar del CMV en el líquido y la volatilidad relativa. Esta relación se grafica en la Fig. 1.1

La Fig. 1.1a es una gráfica llamada **diagrama x – y**. Los ejes x e y muestran la concentración del CMV en el líquido y en el vapor respectivamente. La diagonal de 45° representa puntos a los cuales las composiciones del vapor y el líquido son las mismas. La curva de la Fig. 1.1a es una relación de equilibrio. La Fig. 1.1a muestra como el CMV se concentra en el vapor. Una mezcla líquida conteniendo una fracción molar x_1 de CMV (**$x_1 = 0,45$ en la Fig. 1.1a**) está en equilibrio con un vapor conteniendo una fracción molar y_1 de CMV (**$y_1 = 0,71$ en Fig. 1.1a**) si este vapor es recogido y condensado se obtiene una mezcla en la cual la fracción molar de CMV se ha enriquecido de 0,45 a 0,71

La Fig. 1.1b ilustra el efecto de la volatilidad relativa sobre la tendencia del CMV para concentrarse en el vapor. Cuando la volatilidad es alta, el enriquecimiento es grande.

Por ejemplo cuando la volatilidad relativa es 10, una mezcla líquida conteniendo una fracción molar de 0,45 de CMV está en equilibrio con vapor conteniendo una fracción molar de 0,88 de CMV; esto deberá requerir solo unas cuantas etapas para convertir la mezcla líquida en componentes puros. Contrariamente, cuando la volatilidad relativa es muy baja tal como 1,1 una mezcla líquida conteniendo una fracción molar de 0,45 del CMV está en equilibrio con vapor conteniendo una fracción molar de 0,47 del CMV. Bajo estas condiciones, se necesita un número grande de etapas para separar la mezcla en los componentes puros.

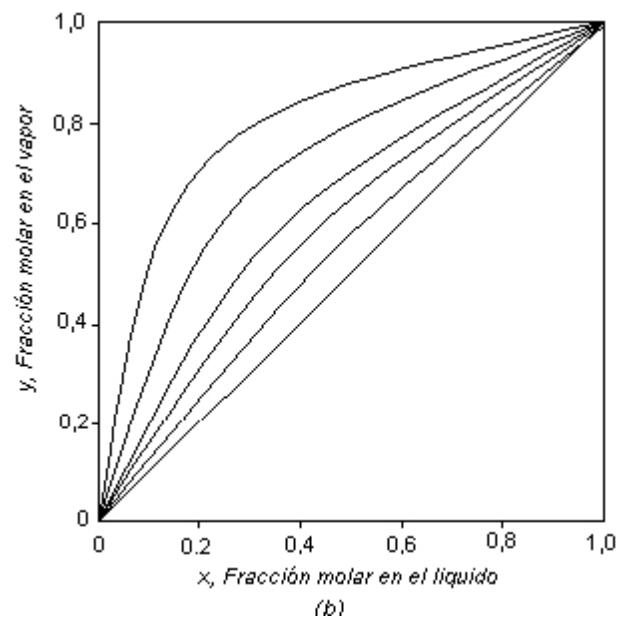
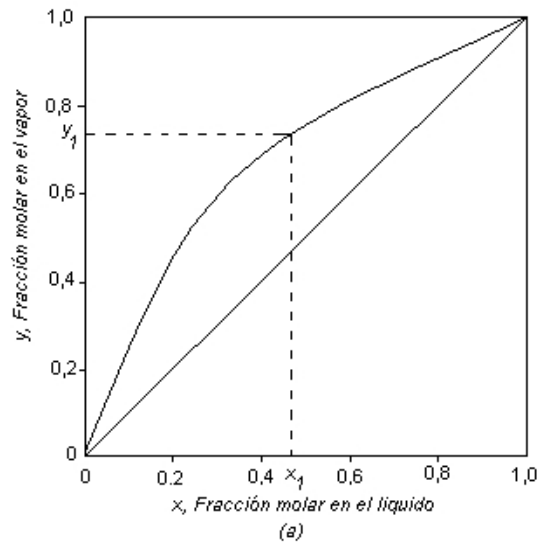


Fig. 1.1 Concepto de volatilidad relativa. (a) concentración del componente más volátil CMV en el vapor. (b) efecto de la volatilidad relativa sobre la concentración del CMV en el vapor

1.3. Sistemas Ideales y No ideales

Un sistema ideal es aquel donde el vapor obedece la ley del gas ideal y el líquido obedece la ley de Raoult.

Una mezcla ideal de gases obedece la ley de Dalton:

$$p_i = y_i P \quad (1.5)$$

Una solución ideal obedece la ley de Raoult, la cual establece que la presión parcial de un componente en la solución es igual al producto de su fracción molar y la presión de vapor del componente puro, luego:

$$p_i = y_i P_i^1 \quad (1.6)$$

A partir de las Ecs. (1.5) y (1.6), y la definición de los valores K , se obtiene

$$K_i = \frac{y_i}{x_i} = \frac{P_i^1}{P} \quad (1.7)$$

Para sistemas no ideales, la fugacidad del componente i en el vapor y en el líquido juegan el mismo rol que la presión parcial del componente en el vapor y la presión de vapor del componente en el líquido. La fugacidad puede ser considerada como una presión termodinámica. En el equilibrio, la fugacidad del vapor es igual a la fugacidad del líquido

$$f_i^v = f_i^L \quad (1.8)$$

$$f_i^v = \phi_i^v (P y_i) \quad (1.9)$$

Igualmente, la fugacidad del líquido puede definirse como una presión de vapor corregida, dada por

$$f_i^L = \phi_i^L \gamma_i \psi_i (x_i P_i^0) \quad (1.10)$$

Donde:

ϕ_i^V : Coeficiente de fugacidad del vapor. Explica el efecto de la no-idealidad del vapor sobre la fugacidad del mismo. Es usualmente estimado a partir de una ecuación de estado y está basado en la temperatura, presión y fracción molar del sistema.

ϕ_i^L : Coeficiente de fugacidad del líquido. Explica el efecto de la no-idealidad del vapor sobre la fugacidad del líquido. Este coeficiente es estimado de manera similar al coeficiente de fugacidad del vapor, pero está basado en la temperatura del sistema y en la presión de vapor del componente puro.

ψ_i : Factor de corrección de Poyting. Explica el efecto de la presión sobre la fugacidad del líquido. Como ϕ_i^L es evaluado a la presión de vapor del componente puro, ψ_i es usado para corregir la diferencia entre la presión de vapor del componente puro y la presión de la mezcla. Este efecto es pequeño y puede ser despreciado a bajas presiones, pero es importante a presiones altas.

γ_i : Coeficiente de actividad del líquido. Corrige la fugacidad del líquido para los efectos de composición. Este valor depende de cuan similar sean los componentes. Para dos componentes similares, tal como una mezcla de i-butano y n-butano, el coeficiente de actividad del líquido es cercano a la unidad. Si los componentes son diferentes, el coeficiente de actividad se desvía de la unidad.

Combinando las Ecs. (1.1), (1.8), (1.9) y (1.10) se tiene:

$$K_i = \frac{y_i}{x_i} = \frac{\phi_i^L}{\phi_i^V} = \gamma_i \psi_i \frac{P_i^0}{P} \quad (1.11)$$

1.4. Efecto de la Temperatura, Presión y Composición sobre los Valores de K y la volatilidad.

La Ec. (1.11) se simplifica omitiendo el factor de corrección de Poyting, el cual es usualmente pequeño a bajas presiones. Combinando la Ec. (1.11) con la definición de volatilidad relativa, Ec. (1.2) se tiene:

$$\alpha_{ij} = \frac{K_i}{K_j} = \phi_r \gamma_r P_r^0 \quad (1.12)$$

Donde:

$$P_i^0 = \frac{P_i^0}{P_j} \quad (1.13)$$

$$\gamma_r = \frac{\gamma_i}{\gamma_j} \quad (1.14)$$

$$\phi_r = \frac{\phi_i^L \phi_j^V}{\phi_i^V \phi_j^L} \quad (1.15)$$

El valor más importante en las ecuaciones para los valores- K y la volatilidad relativa es el término de la presión de vapor.

1.5. Efecto de la temperatura y presión

Efecto de la temperatura y presión. La presión de vapor se incrementa con la temperatura. Por esta razón, el valor- K para cada componente se incrementa linealmente con la temperatura.

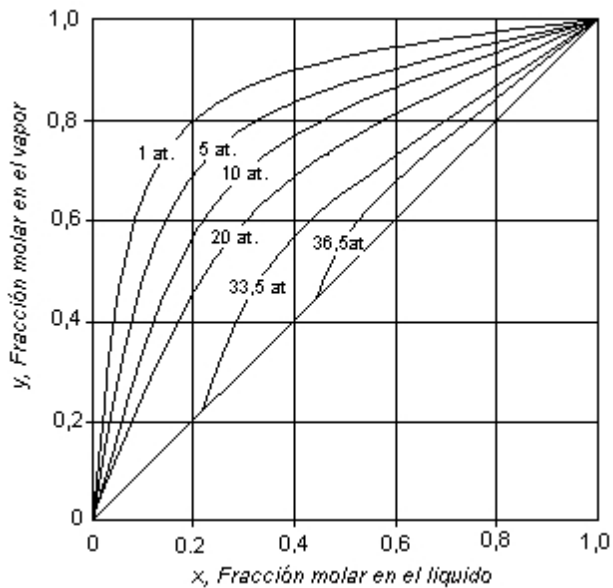


Fig. 1.2 Efecto de la presión y temperatura sobre los valores- K

En general para miembros de una serie homologa, la presión de vapor del componente menos volátil se incrementa más rápido con la temperatura que la presión de vapor de los componentes más volátiles. Esto causa que $0 r P$ en la Ec. (1.13) disminuya a medida que se incrementa la temperatura. Así, se alcanza un punto crítico cuando $0 r P$ se aproxima a la unidad. Aplicando la Ec. (1.12), la

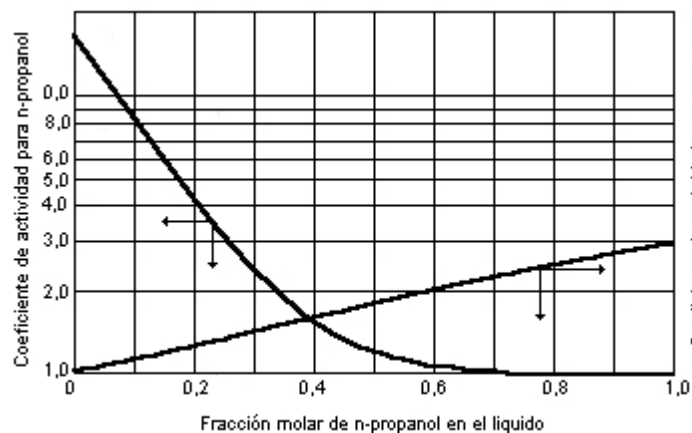
volatilidad relativa disminuye a medida que la temperatura aumenta, hasta que esta se aproxime a la unidad a medida que se alcanza el punto crítico.

Para componentes que no son miembros de una serie homologa, puede ocurrir lo contrario de lo visto anteriormente sobre un rango de temperatura, sin embargo si la temperatura se incrementa por sobre este rango aparecerá el punto crítico de la mezcla.

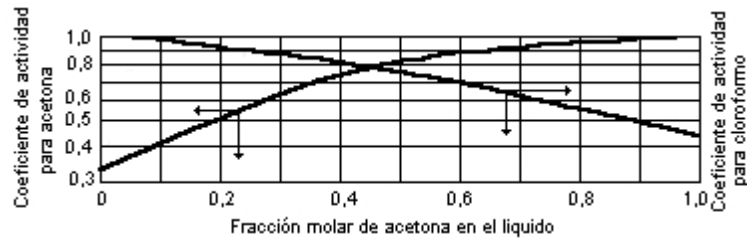
El efecto de la temperatura (o presión) sobre la volatilidad relativa se ilustra en la Fig. 1.2. Este diagrama muestra claramente una reducción en la volatilidad relativa a medida que la presión aumenta, e ilustra que la volatilidad relativa de la mezcla se aproxima a la unidad a medida que se alcanza el punto pseudo crítico de la mezcla.

1.6. Efecto de la composición

Efecto de la composición. El principal efecto de la composición sobre los valores- K y las volatilidades relativas es un resultado del efecto de la composición sobre el coeficiente de actividad del líquido. La composición también tiene un efecto sobre el coeficiente de fugacidad el último efecto es generalmente pequeño a presiones bajas.



(a)

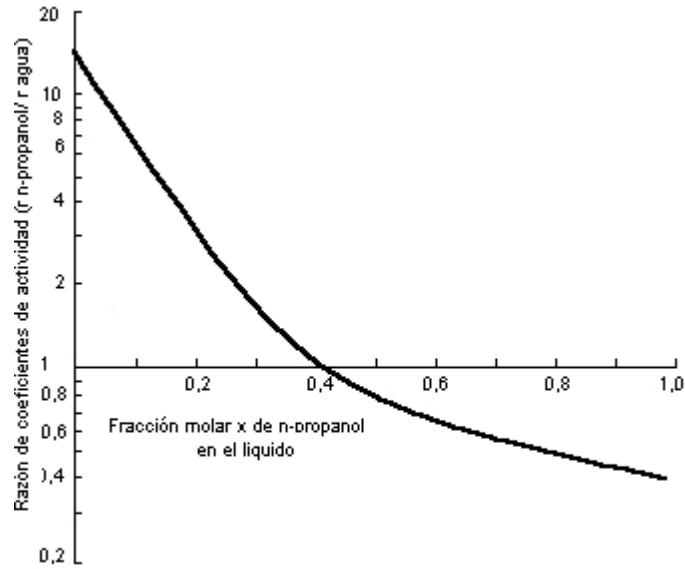


(b)

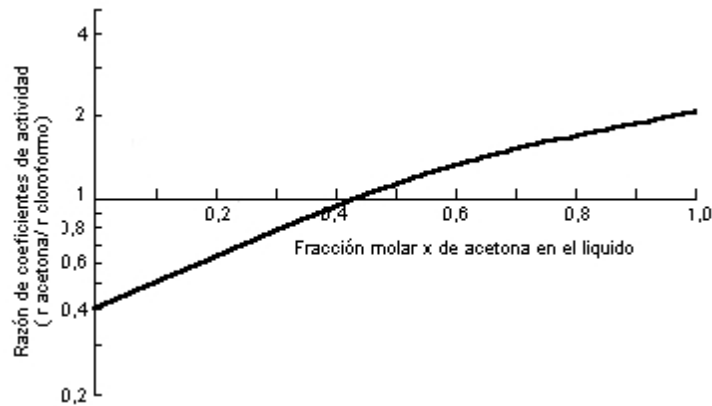
Fig. 1.3 Efecto de la composición sobre los coeficientes de actividad del líquido. (a) para sistemas con desviación positiva n-propanol agua a 1 atm; (b) para sistemas con desviación negativa acetona-cloroformo a 1 atm.

Los coeficientes de actividad son clasificados de acuerdo a la naturaleza de su desviación de la Ley de Raoult. Esto depende del calor de mezcla de los componentes. Si se necesita adicionar calor a la mezcla para conseguir la solución “el componente prefiere estar solo” antes que en solución, la desviación es positiva (Fig. 1.3a). Las desviaciones positivas dan coeficientes más grandes que la unidad y valores $-K$ más grandes que los predichos a partir de ley de Raoult. Si se desprende calor de la solución, se aplica lo contrario (Fig 1.3b); las desviaciones son negativas y los valores- K son menores que los obtenidos por la Ley de Raoult.

La magnitud de las desviaciones de la ley de Raoult se incrementa con la diferencia de la naturaleza de los componentes. Por lo tanto el sistema de n-propanol y agua (Fig. 1.3a) y el sistema acetona-cloroformo (Fig. 1.3b) muestran grandes coeficientes de actividad siendo el mas alto 13. De otro lado, el coeficiente de actividad más alto en una mezcla de i-butano y n-butano los cuales son similares uno del otro, es menor que 1,1 (a alrededor de 100 psia).



(a)



(b)

Fig. 1.4 Razones de coeficientes de actividad (a) en sistema con desviación positiva n-propanol-agua; (b) en sistema con desviación negativa, acetona cloroformo.

Las Figs. 1.4a y 1.4b muestran los efectos de la composición sobre la razón de los coeficientes de actividad. De acuerdo a la Ec. 1.12, esta razón representa el principal efecto de la composición sobre la volatilidad relativa. Cuando un sistema muestra desviación positiva, la volatilidad relativa disminuye a medida que la concentración del CMV se incrementa. Lo contrario se aplica para sistemas con

desviación negativa A bajas presiones ϕ_i se puede tomar como 1 y omitiendo el factor de corrección de Poyting.

1.7. Diagramas de fase

Los diagramas de fase son usados para describir sistemas binarios graficando dos de las tres variables (composición, temperatura, y presión) a un valor constante de la otra. Las más populares de estas gráficas son los diagramas T - x y x - y . El diagrama x - y se ha descrito claramente en la Sec. 2.1, Fig. 1.1.

1.8. Diagramas Temperatura Composición

Diagramas Temperatura-composición (T - x) (Fig. 1.5). La curva ABC muestra la relación composición-temperatura para el líquido saturado. A temperatura T_1 y composición de líquido x_1 , el punto B es la condición a la cual el líquido está listo para iniciar la ebullición. El punto B es definido como *el punto de burbuja*

Cuando el líquido comienza a hervir a temperatura T_1 (punto B), el primer vapor formado tiene una composición y_1 y está por consiguiente a su punto de rocío. En este punto, el vapor es rico en componente ligero. A medida que la temperatura se incrementa, se evapora más componente pesado. La cantidad de vapor formado se incrementa, pero la fracción molar de componente ligero en el vapor y el líquido disminuye. A temperatura T_2 , la composición del líquido es x_2 y la composición del vapor y_2 . Algo de la carga inicial es ahora vapor y algo líquido. Un posterior incremento de la temperatura a T_3 vaporizará el resto de líquido. La composición del vapor será ahora x_1 , y la última gota de líquido vaporizado tendrá una composición x_3 . el líquido siempre se moverá a través de su curva de punto de burbuja (BEH) mientras que el vapor se moverá siempre a través de su curva de punto de rocío (DFG). Entonces, en destilación, el punto de burbuja del líquido está siempre en equilibrio con el punto de rocío del vapor.

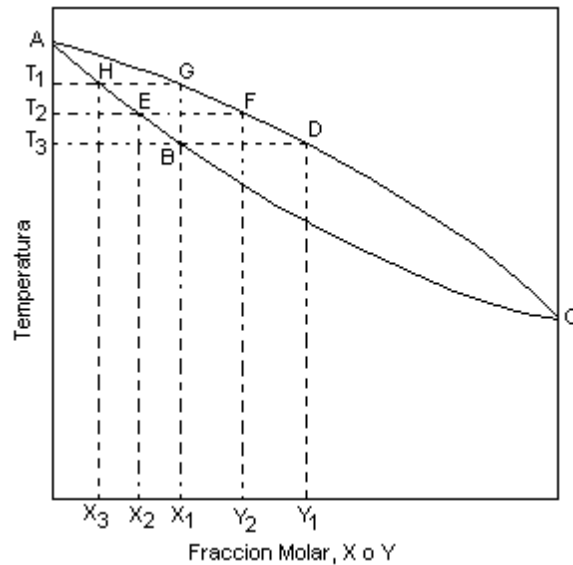


Fig. 1.5 Diagrama temperatura composición

El concepto de punto de rocío y punto de burbuja es útil en la construcción de diagramas x - y (Fig. 1.1). Cuando los puntos de burbuja y los puntos de rocío pueden ser fácilmente calculados para una mezcla de componentes, las curvas de líquido saturado y vapor saturado pueden ser graficadas para sistemas como en la Fig. 1.5. A partir de estos datos se pueden obtener valores de x y y para diferentes temperaturas y usados para construir el diagrama x - y . Similarmente, cálculos del punto de burbuja proporcionan el equilibrio del vapor, dando los valores de x y y . Estos también pueden derivarse de manera similar a partir de cálculos de punto de rocío.

1.9. Cálculos de puntos de burbuja y rocío

El punto de burbuja de una mezcla se calcula de

$$\sum_{i=1}^c K_i x_i = 1.0 \quad (1.16)$$

El punto de rocío de una mezcla se calcula de

$$\sum_{i=1}^c \frac{y_i}{K_i} = 1.0$$

(1.17)

El método de cálculo (a presión constante) es como sigue:

1. Suponer una temperatura.
2. Calcular los valores- K .
3. Calcular la suma del lado izquierdo de la Ec. (1.16) para cálculos del punto de burbuja. Si es menor que la unidad, incrementar la temperatura. Si es mayor que la unidad disminuir la temperatura. Repetir los pasos 2 y 3 hasta conseguir convergencia.

Alternativamente, se obtiene el lado izquierdo de la Ec. (1.17) para cálculos del punto de rocío. Si es menor que la unidad, disminuir la temperatura. Si es mayor que la unidad, incrementar la temperatura. Repetir los pasos 2 y 3 hasta conseguir convergencia.

1.10. Formación de azeótropos

Las Figuras 1.1 y 1.5 son diagramas de fases para sistemas “normales”. En tales sistemas, a medida que la concentración del componente menos volátil se incrementa así lo hacen el punto de rocío y el punto de burbuja.

Si los componentes exhiben fuerte interacción física o química, los diagramas de fases pueden ser diferentes de los mostrados en las Figs. 2.1 y 2.5 y más claramente son mostrados en la Fig. 2.6. En estos sistemas existe una composición crítica (el punto de intersección de la curva de equilibrio con la diagonal de 45° para el cual las composiciones del vapor y el líquido son idénticas. Cuando se alcanza esta composición del vapor y el líquido, los componentes no pueden ser separados a la presión dada. Tales mezclas son denominadas *azeotropos*.

Un azeotropo de punto de ebullición mínimo, hierve a temperatura menor que cualquiera de los componentes puros. Cuando se destila un sistema de estos componentes, el producto del tope es el azeotropo. El producto del fondo es el componente de mayor punto de ebullición cuando el CMV está presente a concentraciones bajas. De otro lado, cuando el componente de menor punto de ebullición está presente a altas concentraciones, el producto del fondo es el CMV. Un azeotropo de punto de ebullición máximo hierve a temperatura mayor que la de los componentes puros y por lo tanto siempre sale por el fondo de la columna.

El producto del tope es el componente de más alto punto de ebullición cuando el CMV está en concentraciones bajas. El producto del tope es el CMV cuando este está a altas concentraciones.

Si ocurre una separación en fase líquida, la temperatura de ebullición de la mezcla así como la composición de la fase vapor permanece constante hasta que una de las fases de líquido desaparece. Bajo tales condiciones, una mezcla de dos líquidos saldrá por el tope de la columna mientras que otra saldrá por el fondo, dependiendo de la composición.

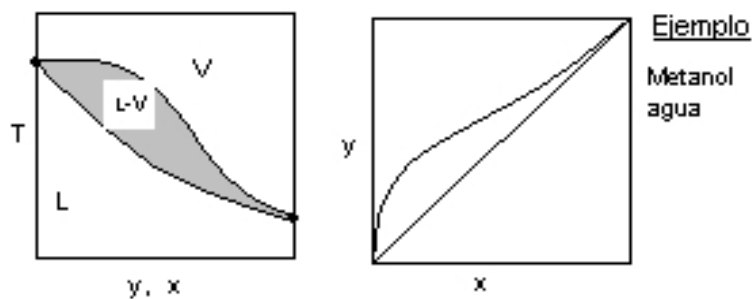


Fig. 1.6 Sistemas sin formación de azeótropo

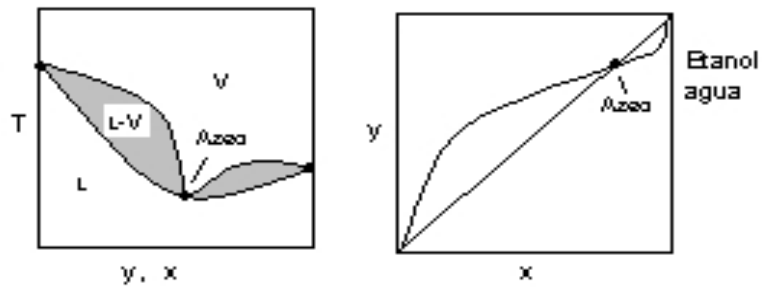


Fig. 1.7 Formación de azeótropo con punto e ebullición mínimo

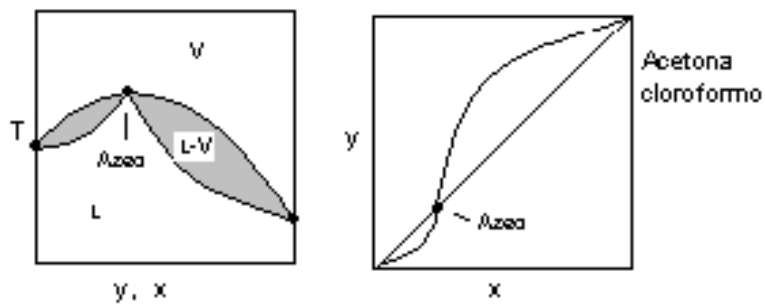


Fig. N° 1.8. formación de azeótropo con punto de ebullición máximo

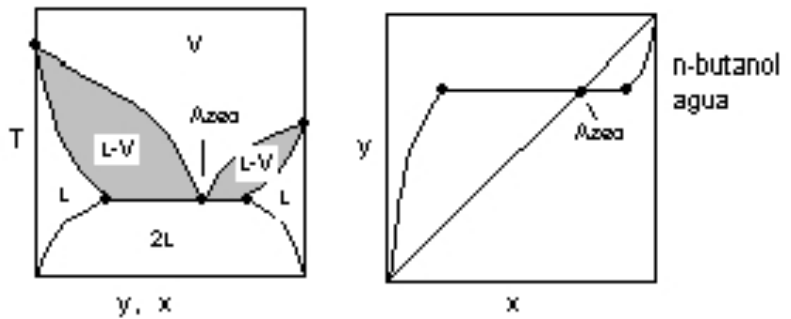


Fig. N° 1.9 formación de azeótropo con heterogéneo

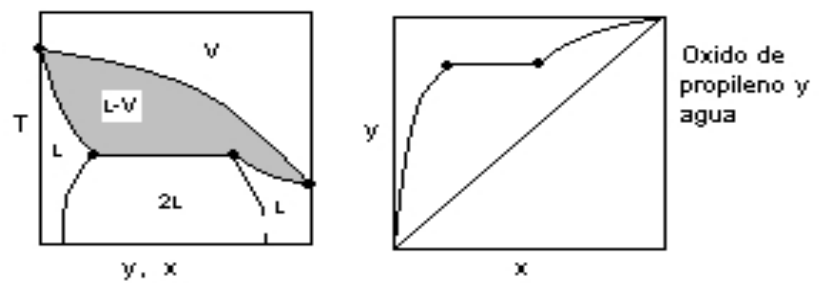


Fig. N° 1.10. formación de azeótropo no heterogéneo

CAPITULO II

EQUILIBRIO LÍQUIDO VAPOR

2.0. Naturaleza del equilibrio

Se reconoce al equilibrio como una condición estacionaria donde, con el tiempo no ocurre cambio alguno en las propiedades macroscópicas de un sistema, lo cual implica un balance de todos los potenciales que pueden ocasionar un cambio. En la práctica de la ingeniería, la suposición de equilibrio se justifica solo cuando conduce a resultados de exactitud satisfactoria. Por ejemplo en el rehervidor de una columna de destilación, por lo general se supone el equilibrio entre las fases de vapor y líquido. Para cantidades de vaporización finitas esto es una aproximación, de cualquier modo no introduce un error significativo en los cálculos técnicos.

Un sistema aislado que consta de las fases en contacto estrecho líquido y vapor, con el tiempo alcanza un estado final en donde no existe tendencia para que suceda un cambio dentro del mismo. La temperatura, la presión y las composiciones de fase logran los valores finales que en adelante permanecen fijos. El sistema se halla en equilibrio. A pesar de eso, en el nivel microscópico no son estacionarias las condiciones. Las moléculas contenidas en una fase en un instante dado son diferentes a las que después ocupan la misma fase. Las moléculas con velocidades lo suficiente altas próximas a la zona interfacial superan las fuerzas superficiales y atraviesan a la otra fase. De cualquier modo, la rapidez promedio de intercambio de moléculas es igual en ambas direcciones, sin que ocurra transferencia neta de material a través de la zona interfacial.

2.1. Regla de Fase: Teorema de Duhem

La regla de fase para sistemas sin reacción, resulta de la aplicación de una regla algebraica. De este modo, el número de variables que se fijan en forma independiente en un sistema en equilibrio es la diferencia entre el número total de variables que caracterizan el estado intensivo del sistema y el número de ecuaciones independientes que se escriben al relacionar las variables.

El estado intensivo de un sistema **PVT** con **N** especies químicas y π fases en equilibrio se caracteriza por las variables intensivas, temperatura **T**, presión **P** y **N-1** fracciones mol para cada fase. El número de estas variables de la regla de fase son: **2 + (N-1)(π)**. Las masas de las fases no son variables según la regla de fase, porque no tienen influencia sobre el estado intensivo del sistema.

Es posible escribir una ecuación de equilibrio de fase independiente, que relacione las variables intensivas para cada uno de las N especies por cada par de fases presentes. De esta manera, el número de ecuaciones de equilibrio de fase independiente es $(\pi - 1)(N)$. La diferencia entre el número de variables de la regla de fase y de ecuaciones independientes que las relacionan, es el número de variables que es posible fijar en forma independiente. Y se le conoce como grados de libertad del sistema F, el número es:

$$F = 2 + (N - 1)(\pi) - (\pi - 1)(N)$$

(2.1)

Después de simplificarla, ésta será la regla de las fases:

$$F = 2 - \pi + N$$

(2.2)

Teorema de Duhem

Este teorema es otra regla, parecida a la regla de la fase. Dicha regla se aplica a sistemas cerrados en equilibrio, para los cuales se fijan los estados extensivo e intensivo del sistema. Se dice que el estado de tal sistema está completamente

determinado, y se caracteriza no solo por las $2 + (N-1)\pi$ variables intensivas de la regla de la fase, sino además por las π variables extensivas representadas por las masas (o de número de moles) de las fases. De esta forma, el número total de variables es:

$$2 + (N - 1)\pi + \pi = 2 + N\pi$$

(2.3)

Si el sistema es cerrado y se forma por cantidades determinadas de las especies químicas presentes, resulta viable escribir una ecuación de balance de material para cada una de las N especies químicas, las cuales además de las $(\pi-1)N$ ecuaciones de equilibrio de fase, proporcionan un número total de ecuaciones independientes igual a:

$$(\pi - 1)N + N = N\pi$$

(2.4)

Por lo tanto, la diferencia entre el número de variables y el de ecuaciones es:

$$2 + N\pi - \pi N = 2$$

(2.5)

De acuerdo con este resultado, el teorema de Duhem se establece como sigue:

Para cualquier sistema cerrado, que se forma originalmente por las masas conocidas de especies químicas prescritas, el estado de equilibrio se determina por completo cuando se fijan dos variables independientes cualesquiera.

2.2. Equilibrio Líquido-Vapor: Comportamiento Cualitativo.

Se considera al equilibrio vapor/líquido (EVL) como el estado de coexistencia de las fases vapor y líquido. El presente análisis cualitativo se limita a estudiar los sistemas constituidos de dos especies químicas, ya que los sistemas de mayor complejidad no se representan adecuadamente en forma gráfica.

2.3. Equilibrio homogéneo y heterogéneo

Si una mezcla formada por dos o más componentes posee todas sus propiedades físicas y químicas uniformes, se dice que es un sistema homogéneo o de una sola fase. Sin embargo, si un sistema consta de dos o más partes que tienen diferentes propiedades y que están separadas entre sí por superficie límite, de forma que las fases son mecánicamente separables, el sistema es heterogéneo. Cuando entre las distintas partes del sistema existe equilibrio, esta condición se denomina equilibrio heterogéneo.

Los métodos de destilación se aplicarán con éxito si se comprenden los equilibrios que existen entre la fase vapor y líquido de las mezclas encontradas. Por lo tanto, es esencial analizar dichos equilibrios.

- a) Que los componentes líquidos se disuelven en cualquier proporción para formar soluciones homogéneas, las cuales no son necesariamente ideales, y
- b) Que no hay complicación alguna en los puntos de ebullición máximos o mínimos.

2.4. Métodos de cálculo del equilibrio líquido vapor

Para el diseño de cualquier proceso químico, los datos termodinámicos, tales como las solubilidades, presiones de vapor, densidades, etc, son requeridos para todos los componentes de interés y sus mezclas. De particular importancia son los datos de una fase de mezclado, por que de ellos dependen los procesos de separación. Debido a que es prácticamente difícil obtener datos experimentales para cada mezcla presente, la información relacionada con las propiedades termodinámicas se obtiene típicamente de modelos o correlaciones.

Las relaciones de equilibrio líquido-vapor (asi como otras relaciones de equilibrio de fases) son necesarias en la solución de muchos problemas en Ingeniería Química. Los datos necesarios para estas relaciones pueden ser y, de hecho, son obtenidos experimentalmente. Tales mediciones son en si sencillas para sistemas binarios, y empiezan a dificultarse a medida que se incrementan el número de componentes. Este es el incentivo para la aplicación de la termodinámica en el

cálculo de las relaciones del equilibrio de fases. Sin embargo, la termodinámica no proporciona más que unas cuantas ecuaciones que relacionan las propiedades de los materiales y, sin datos de ninguna clase u otras relaciones termodinámicas, sería incapaz de servir como herramienta en la solución de problemas. El nivel al cual la termodinámica puede participar en la solución de un problema particular de equilibrio líquido-vapor, depende de la naturaleza del sistema considerado y del tipo de datos disponibles, ya sea de experimentos o de predicciones.

El problema general del equilibrio líquido-vapor involucra un sistema multicomponente de m componentes, para el cual las variables independientes son T y P , $m-1$ fracciones mol de la fase líquida y $m-1$ fracciones mol de la fase vapor.

2.5. Ecuaciones de Estado

Cuando vamos a diseñar equipos, donde estén involucradas operaciones de separación, debemos tener en cuenta datos de entalpía, densidades, relaciones de equilibrio entre fases. La termodinámica clásica proporciona medios para obtener estas magnitudes, a partir de relaciones de presión, volumen, temperatura; que se conocen generalmente como ecuaciones de estado. Si bien existen un gran número de ellas, relativamente pocas resultan adecuadas para los cálculos prácticos de diseño.

Se pueden ver ahora algunas ecuaciones térmicas de estado:

1. Gas ideal. Para los gases, $\delta W = -PdV$, con $X = -P$, e $Y = V$.

La ecuación térmica de estado es, $PV = NRT$. Esta es una ecuación de estado característica de un gas a altas temperaturas y bajas presiones. Si el gas es monoatómico (Helio, Neón, Argón, etc.), entonces $CV = 3N R/2 \Rightarrow U = U(T) = U_0 + 3N RT/2$. Si el gas es diatómico (H_2 , O_2 , N_2 , etc.), entonces $CV = 5N R/2 \Rightarrow U = U(T) = U_0 + 5N RT/2$, por lo que su energía interna solo depende de la temperatura y no del volumen: es un sistema ideal. Además $CP - CV = TV \alpha^2/kT =$

$N R$ y esta diferencia es constante, lo que no siempre ocurre en los sistemas ideales

2. Ecuación de Clausius. Por consideraciones microscópicas, se tiene en cuenta que las partículas del gas ocupan un cierto volumen, por lo que la ecuación de estado del gas ideal se modifica para tenerlo en cuenta. Así $P(V - N b) = N R T$, donde $N b$ es el mínimo volumen que puede alcanzar el sistema.

3. Ecuación de van der Waals. Esta ecuación representa muy bien el comportamiento de un gas real, incluso a presiones altas y bajas temperaturas. Aunque puede obtenerse por consideraciones de Mecánica Estadística, Johannes D. van der Waals la obtuvo mediante consideraciones microscópicas. Es de la forma:

$$\left(P + \frac{N^2 A}{V^2}\right)(V - N b) = N R T \quad (2.6)$$

Donde:

a y b son constantes características del gas. Desarrollada, esta ecuación es

$$V^3 - \left(b + \frac{R T}{P}\right) u^2 + \frac{a}{P} u - \frac{a b}{P} = 0 \quad (2.7)$$

Con el volumen molar $u = V/N$. Para ciertos valores de (P, T) , temperaturas bajas y presiones moderadas, se pueden tener tres volúmenes molares que cumplen la ecuación anterior.

4. Ecuación de Dieterici: Debido a que en ciertos intervalos de presión y volumen, y a temperaturas por debajo de la temperatura crítica, esta ecuación de van der Waals presenta un coeficiente de compresibilidad negativo, ésta no siempre es adecuada. Igualmente, debido a que para ciertos valores de temperatura y volumen se pueden obtener presiones negativas, la ecuación de

van der Waals no es siempre válida. Cuando se utiliza, algunos cálculos termodinámicos dan resultados que carecen de sentido físico.

Una ecuación muy semejante a esta, pero con mejores fundamentos teóricos, es la *ecuación de Dieterici*,

$$P = \frac{RT}{(V-b)} \exp\left(-\frac{a}{VT}\right) \quad (2.8)$$

5. Desarrollo del Virial.

Una forma muy práctica de la ecuación de estado es el denominado desarrollo del virial, el cual tiene una base teórica. En este desarrollo, la ecuación térmica de estado se pone como:

$$Pv = RT \left[1 + \frac{B_2T}{v} + \frac{C(T)}{v^2} + \frac{D(T)}{v^3} + \dots \right] \quad (2.8)$$

Donde:

$B_2(T)$, $C(T)$, $D(T)$, etc. son los coeficientes del desarrollo del virial. Para las ecuaciones anteriores, los correspondientes términos del desarrollo se obtienen mediante desarrollos en serie

2.6. Soluciones líquida ideales

Cuando una fase líquida se puede considerar ideal, la presión parcial en el equilibrio de un gas en la solución puede ser calculado sin necesidad de determinaciones experimentales:

Hay cuatro características significativas de las soluciones ideales, todas relacionadas entre sí:

1. Las fuerzas intermoleculares promedio de atracción y repulsión en la solución no cambian al mezclar los componentes.
2. El volumen de la solución varía linealmente con la composición.

3. No hay absorción ni evolución de calor al mezclar los componentes. Sin embargo, en el caso de gases que se disuelven en líquidos, este criterio no incluye el calor de condensación del gas al estado líquido.

4. La presión total de vapor de la solución varía linealmente con la composición expresada en fracción mol.

En realidad no existen soluciones ideales y las mezclas reales sólo tienden a ser ideales como límite. La condición ideal requiere que las moléculas de los componentes sean similares en tamaño, estructura y naturaleza química; tal vez la aproximación más cercana a dicha condición sea la ejemplificada por las soluciones de isómeros ópticos de compuestos orgánicos. Sin embargo, prácticamente muchas soluciones se encuentran tan cerca de ser ideales que para fines de Ingeniería se pueden considerar como tales. En particular, los miembros adyacentes o casi adyacentes de una serie homóloga de compuestos orgánicos pertenecen a esta categoría. Así, por ejemplo, las soluciones de benceno en tolueno, de alcohol etílico y propílico o las soluciones de gases de hidrocarburos parafínicos en aceites de parafina pueden generalmente considerarse como soluciones ideales.

Una solución líquida o gaseosa ideal es aquella en la que el coeficiente de actividad es la unidad. Hay muy pocos sistemas líquidos que se comportan en forma ideal a cualquier presión. La consideración del comportamiento líquido ideal es, por lo general, correcta únicamente para los elementos de una serie homóloga que estén muy cercanos en el peso molecular. Sin embargo, la suposición del comportamiento líquido ideal es buena desde un punto de vista ingenieril práctico o concentraciones de soluto diluidas.

A baja presión, la fase vapor de una mezcla alcanza el comportamiento ideal y sigue la ley de los gases ideales. La presión para esta suposición varía, pero por lo regular, se encuentra en el rango de 30 a 50 pies. Para estas condiciones,

podemos igualar la fugacidad con la presión parcial, y la fugacidad en el estado estándar del líquido llega a ser igual a la presión de vapor.

Cuando la mezcla gaseosa, en equilibrio con una solución ideal líquida, sigue también la ley de los gases ideales, la presión parcial p_i de un soluto gaseoso i es igual al producto de su presión de vapor P_i^0 a la misma temperatura por su fracción mol en solución x_i . Esta es la ley de Raoult:

$$P_1 = P_i^0 x_i \quad (2.10)$$

Además, a baja presión, es aplicable la ley de Dalton para la fase vapor, y

$$P_1 = P y_i \quad (2.11)$$

Donde:

P : Presión total

y_i : Fracción mol del componente i en la fase vapor,
combinando las ecuaciones anteriores se tiene:

$$y_i = \frac{P_i^0 x_i}{P} \quad \dots\dots\dots (2.12)$$

Con esta ecuación, solamente es preciso conocer las presiones de vapor de los componentes puros para establecer la relación de equilibrio líquido-vapor.

2.7. Soluciones líquidas no ideales

Para las soluciones líquidas que no son ideales, la ecuación de la ley de Raoult, dará resultados muy incorrectos.

2.8. Fugacidad y coeficiente de fugacidad: especies puras

A partir de la ecuación

$$\mu_i^\alpha = \mu_i^\beta = \dots \mu_i^\pi \quad (2.13)$$

Resulta claro que el potencial químico μ_i , proporciona el criterio fundamental para el equilibrio de fase, lo cual también es cierto para el equilibrio en reacción química. No obstante, presenta características que desalientan su uso: La energía de Gibbs, y por lo tanto μ_i , se define con relación a la energía interna y la entropía. Porque se desconocen los valores absolutos de la energía interna, también se desconocen para μ_i . Por otra parte la ecuación

$$\mu_i^{ig} = G_i^{ig} = \Gamma_i(T) + RT \ln(y_i P) \quad (2.14)$$

Esta ecuación indica que μ_i^{ig} se aproxima hacia el infinito negativo cuando cualquiera P o y_i se aproxima a cero: En realidad esto no aplica para cualquier gas, sino solo para gases ideales. Aunque estas características no impiden el uso de los potenciales químicos, la aplicación del criterio de equilibrio se facilita mediante la introducción de la fugacidad, una propiedad que toma el papel de μ_i pero que no muestra sus características menos deseables.

El origen del concepto de fugacidad reside en la ecuación:

$$G_i^{ig} = \Gamma_i(T) + RT \ln(P) \quad (2.15)$$

Donde: $\Gamma_i(T)$, la constante de integración a T constante depende de la especie y es una función únicamente de la temperatura.

Esta ecuación es válida solo para la especie pura i en el estado del gas ideal. Para un fluido real se escribe una ecuación análoga que define a f_i como la fugacidad de la especie pura i.

$$G_i = \Gamma_i(T) + RT \ln(f_i) \quad (2.16)$$

Esta propiedad nueva f_i , con unidades de presión, sustituye a P en la ecuación anterior.

CAPITULO III

DESTILACION

3.1. Introducción

En la práctica, la destilación puede llevarse a cabo según dos métodos principales. El primer método se basa en la producción de vapor mediante la ebullición de la mezcla líquida que se desea separar y condensación de los vapores sin permitir que el líquido retorne al calderín. Es decir, no hay reflujo.

El segundo método se basa en el retorno de una parte del condensado a la columna, en unas condiciones tales que el líquido que retorna se pone en íntimo contacto con los vapores que ascienden hacia el condensador. Cualquiera de los dos métodos puede realizarse de forma continua o por cargas. La primera sección de este capítulo trata de los procesos de destilación continua en estado estacionario, incluyendo vaporización parcial en una sola etapa sin reflujo (destilación de flash) y destilación continua con reflujo (rectificación). La destilación por cargas es un proceso de destilación en estado no estacionario que sólo se trata brevemente, debido a que no se utiliza tan ampliamente como la destilación continua y a que los cálculos son más complicados.

Las herramientas necesarias para la destilación binaria, así como para la destilación de mezclas multicomponentes son:

1. Datos de equilibrio líquido – vapor
2. Balance de materia
3. Balance de energía

La destilación es una de las operaciones más utilizadas en la industria química, petroquímica, alimentaria, farmacéutica y, perfumería; para la separación de los componentes que forman mezclas líquidas miscibles. La destilación es una operación unitaria de transferencia de masa tal como la absorción o la cristalización.

En los últimos años del siglo XIX, Hausbrand (1893) y Sorel (1899), presentaron los primeros estudios matemáticos aplicados al diseño de las columnas de fraccionamiento. Sorel (1889) desarrolló y aplicó relaciones matemáticas para la separación fraccionada de mezclas binarias, primero a las que tenían agua y alcohol, e introdujo en sus cálculos los conceptos de entalpía molar, pérdida de calor, composiciones, reflujo y gastos.

En 1925, W. L. McCabe y E. W. Thiele presentaron un trabajo ante la American Chemical Society, que presentaba un nuevo método sencillo, rápido e ilustrativo para calcular gráficamente el número de platos teóricos necesarios para la separación de los componentes de una mezcla binaria en una columna de rectificación. La aportación original de McCabe a este problema fue un gran paso en el diseño científico de unidades de destilación y demostró ser un gran progreso cuando pasaron a primer nivel los nuevos sistemas de “cracking” hacia 1936.

Posteriormente, Ponchon y Savarit (1922) diseñaron un método para el cálculo de columnas de destilación para mezclas binarias, el cual no requería las simplificaciones del método de McCabe y que podría aplicarse a mezclas no ideales.

El estudio de sistemas azeotrópicos permitió también que se pudiera diseñar columnas que pudieran separar estas mezclas, para obtener productos puros, tales como alcohol a partir de una mezcla alcohol – agua.

3.2. ETAPAS TEORICAS

3.2.1 Etapas ideales y no ideales

La etapa ideal de destilación es un mecanismo que aplica estos criterios:

1. Opera en el estado estacionario y tiene un producto líquido y un producto vapor.

2. Todo el vapor y el líquido en la etapa están íntimamente contactados y perfectamente mezclados.

3. El total de vapor saliendo de la etapa está en equilibrio con el total de líquido saliendo de la etapa.

La Fig. 3.1 ilustra el primer criterio. El sistema en la Fig.3.1a tiene un producto vapor y un producto líquido y por lo tanto obedecen este criterio. Los sistemas en las Figs. 3.1b y c no tiene producto vapor y por lo tanto no son etapas de equilibrio. Generando una fase vapor en estos sistemas (Figs. 3.1d y e) dan entonces etapas de equilibrio. Las Figs. 3.1c y e describen un condensador total y un condensador parcial respectivamente. El condensador total no es una etapa de equilibrio, mientras que el condensador parcial si.

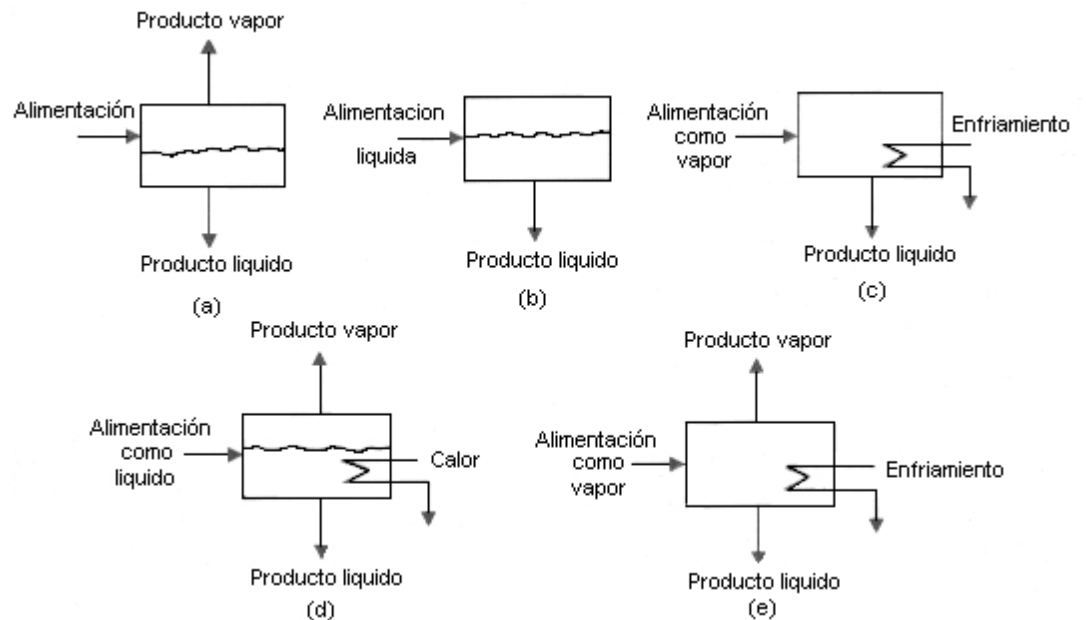


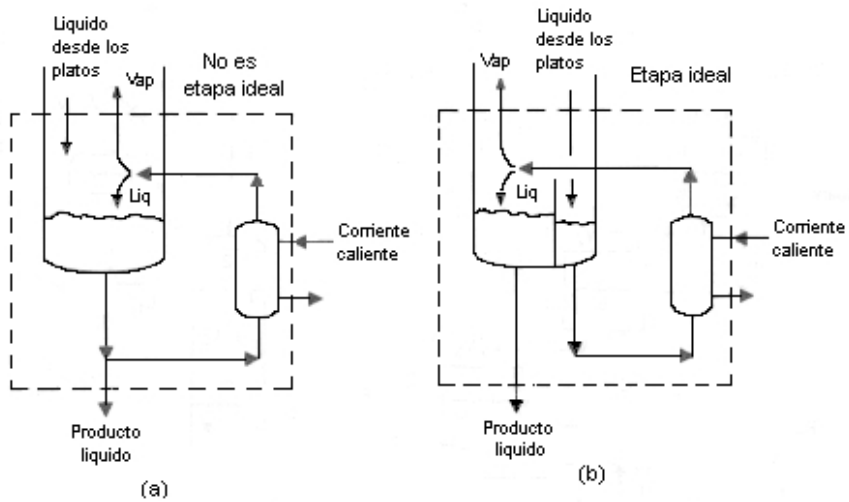
Fig. 3.1 Concepto de etapa de destilación. (a) Presentación general de una etapa de destilación (b) y (c) Producto de fase simple (no son etapas ideales de destilación); (d) y (e) Productos en dos fases (etapas ideales de destilación).

La Fig. 3.2 ilustra los arreglos comunes de las etapas de destilación. Todas satisfacen el criterio 1. los criterios 2 y 3 determinan cual arreglo es una etapa

ideal. Las etapas no ideales pueden modelarse usando el modelo de etapa ideal, pero se debe encontrar la no idealidad. Las Figs. 3.2a y b muestran los arreglos de un rehervidor tipo termosifón. El sistema de la Fig. 3.2a no es una etapa ideal. El producto líquido se obtiene del líquido saliendo del rehervidor y el líquido descendiendo del plato del fondo. Aunque el anterior está perfectamente mezclado con el vapor saliendo, el último no está en contacto con el vapor y no está en equilibrio con el mismo. El sistema de la Fig. 3.2b es una etapa ideal. Aquí el producto líquido se obtiene solamente del líquido saliendo del rehervidor. Este líquido está en equilibrio con el vapor saliendo del rehervidor, el cual es el vapor producto de la etapa.

Las Figs. 3.2c y d muestran los arreglos de las etapas de destilación. El sistema en la Fig. 3.2c es típico. Este no satisface el criterio 2, y por lo tanto, no es una etapa ideal.

Además, solo el vapor saliendo de la etapa en el punto B puede estar en equilibrio con el líquido saliendo de la etapa. El vapor saliendo de la etapa en el punto A puede estar solamente en equilibrio con el líquido entrando a la etapa, pero no con el líquido saliendo de la etapa. El sistema de la Fig. 3.2d es raramente encontrado, pero satisface el criterio 2, aquí la composición del líquido a través de la etapa es uniforme e igual a la composición del líquido saliendo de la etapa. El vapor en los dos puntos A y B está en contacto con la corriente de producto líquido. Dando suficiente tiempo y área para el contacto líquido vapor, se establecerá el equilibrio. El criterio 3 se satisface haciendo un arreglo en la etapa ideal 3.2d.



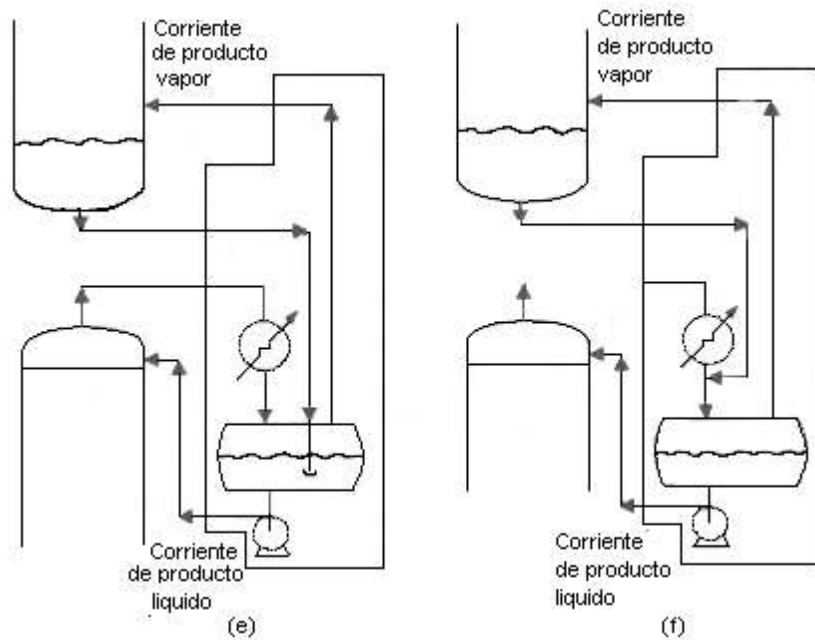


Fig. 3.2 Etapas ideales y no ideales en sistemas de destilación. (a) y (b) Arreglos de rehervidor tipo termosifón; (c) y (d) Arreglos de platos de fraccionamiento; (e), (f) Arreglos de ínter condensadores. Los arreglos (b), (d) y (f) son etapas ideales. Los arreglos (a), (c) y (e) son etapas no ideales.

Las Figs. 3.2e y f muestran arreglos de ínter condensadores. El sistema de la Fig. 3.2e no es una etapa ideal. El líquido saliendo de la etapa se obtiene del vapor condensado en el ínter condensador y el líquido del tope de la columna. Mientras el condensado esta en equilibrio con el vapor saliendo de la etapa, el líquido desde la columna no está mezclado con el vapor y no esta en equilibrio con este. Mezclando el líquido de la columna con la mezcla liquido-vapor saliendo del condensador (Fig. 3.2f) se convierte la etapa no ideal en ideal.

Desorción o agotamiento (“Stripping”), Rectificación y Fraccionamiento

El vapor saliendo de una etapa de destilación es más rico en componentes más volátiles que la alimentación. El líquido saliendo de la etapa es más rico en componentes menos volátiles que la alimentación. En razón de mejorar la separación, se usan múltiples etapas.

Las *etapas de desorción* (Fig. 3.3a) concentran al elemento menos volátil en una corriente líquida. Una corriente de vapor vaporiza (“despoja”) a los componentes más volátiles desde el líquido. Para generar el reciclo de vapor se suministra calor para vaporizar una porción del líquido de la etapa del fondo. Este vapor es denominado *vapor ascendente*.

Las *etapas de rectificación* (Fig. 3.3b) concentran al componente más volátil en una corriente de vapor. Un reciclo líquido condensa a los componentes menos volátiles a partir del vapor ascendente. Para generar el reciclo de líquido, se aplica enfriamiento para condensar una porción de vapor del tope. El reciclo de líquido es denominado *reflujo*.

Las etapas de desorción y rectificación mostradas en las Figs. 3.3a y b pueden combinarse en un proceso de separación simple con reciclo interno (Fig. 3.3c). Este proceso es denominado *fraccionamiento*.

En un fraccionador de alimentación simple, las etapas sobre la alimentación son la *rectificación* y las por debajo son la *desorción* (Fig. 3.3c). En fraccionadores con múltiples alimentaciones el criterio más preciso y funcional usado para distinguir las secciones de rectificación y desorción es el siguiente.

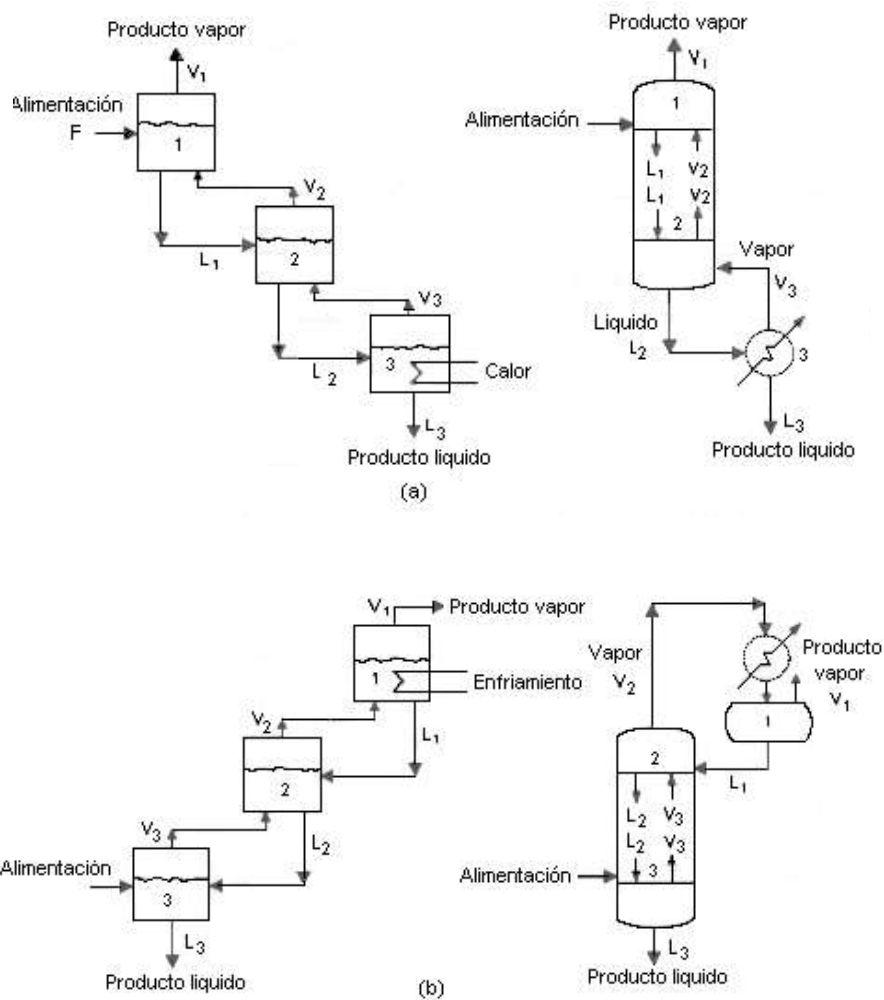
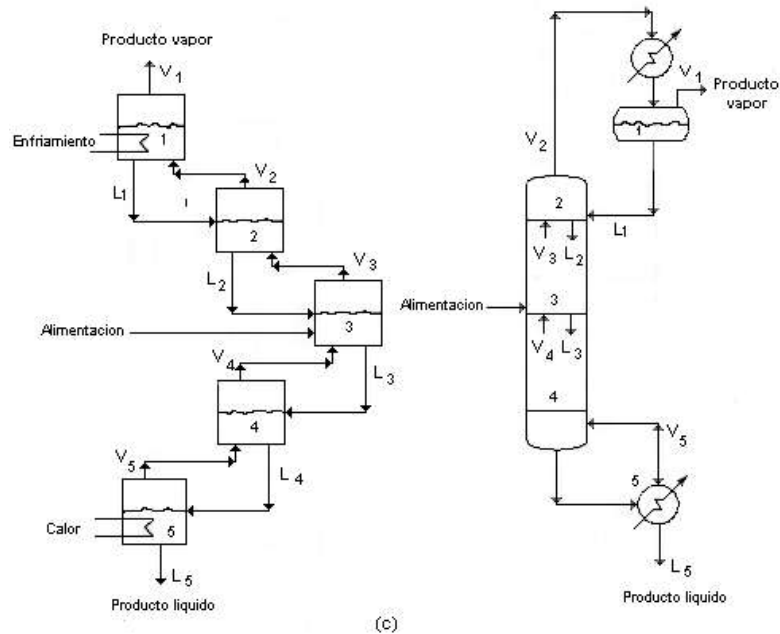


Fig. 3.3 Arreglos de etapas múltiples (a) Desorción, (b) Rectificación (c) Fraccionamiento

La sección de desorción tiene un flujo descendente neto de material. El vapor sirve solamente como una corriente de reciclo para remover los ligeros desde el líquido. Por lo tanto, la cantidad de líquido excede a la cantidad de vapor en la sección de desorción. Lo opuesto se aplica en la sección de rectificación. Esta sección tiene un flujo neto ascendente de material, y la cantidad de vapor excede a la cantidad de líquido.

La Fig. 3.4 muestra un fraccionador con alimentaciones múltiples. Las tres secciones del tope tienen un flujo neto ascendente de material y por lo tanto son la rectificación. Las tres secciones del fondo tienen un flujo neto descendente de material, y por lo tanto son la desorción.



3.3 Balances de materia y energía

Para una etapa de destilación simple binaria (Fig. 3.5 a) se aplican las siguientes ecuaciones:

Balance total de materia

$$F_n + V_{n+1} + L_{n-1} = V_n + L_n \quad (3.1)$$

Balance por componente

$$F_n Z_n + V_{n+1} Y_{n+1} + L_{n-1} X_{n-1} = V_n Y_n + L_n X_n \quad (3.2)$$

Balance de energía

$$\Delta H_n + F_n H_{f,n} + V_{n+1} H_{v,n+1} + L_{n-1} H_{L,n-1} = V_n H_{v,n} + L_n H_{L,n} \quad (3.3)$$

Relación de equilibrio

$$Y_n = K X_n \quad (3.4)$$

En destilación de múltiple componentes de j componentes, hay $j - 1$ balances de componentes y $j - 1$ ecuaciones que describen las relaciones de equilibrio.

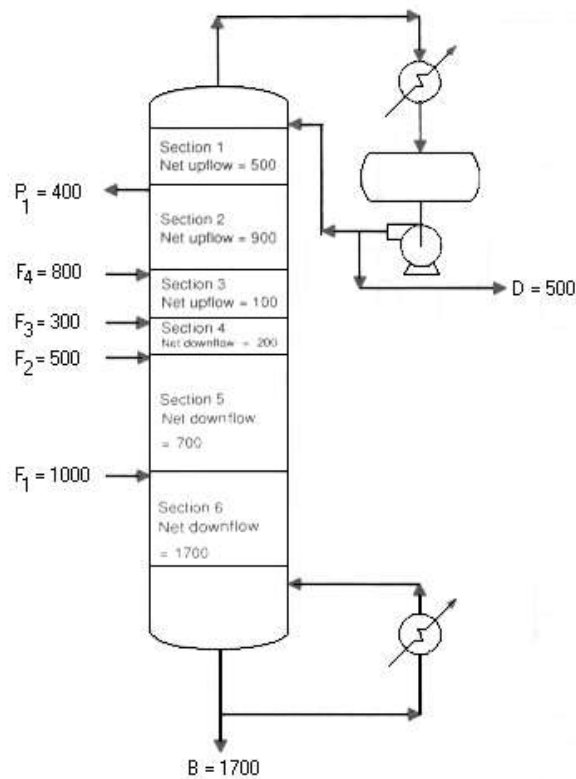


Fig. 3.4 Secciones de Desorción (agotamiento "stripping") y Enriquecimiento ("rectificación")

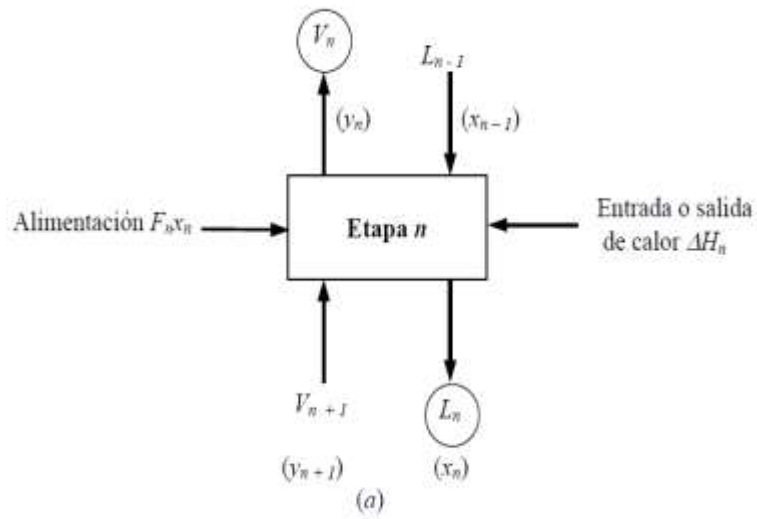


Fig. 3.5 Flujos de entrada y salida en un plato ideal

3.4. Diagrama de McCabe-Thiele: Fundamentos

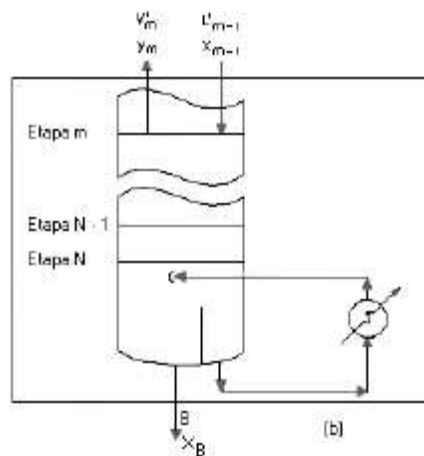
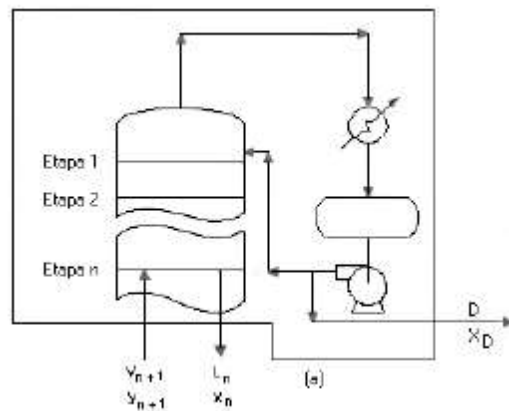


Fig. 3.6 Balances de materiales. (a) Sección de rectificación; (b) Sección de desorción; (c) Total

Un balance de masa para el sistema mostrado en la Fig. 3,6a en cualquier plato n de la sección de rectificación, dará

$$V_{n+1} = L_n + D \quad (3.5)$$

De manera similar, un balance por componente dará

$$V_{n+1}Y_{n+1} = L_nX_n + DX_D \quad (3.6)$$

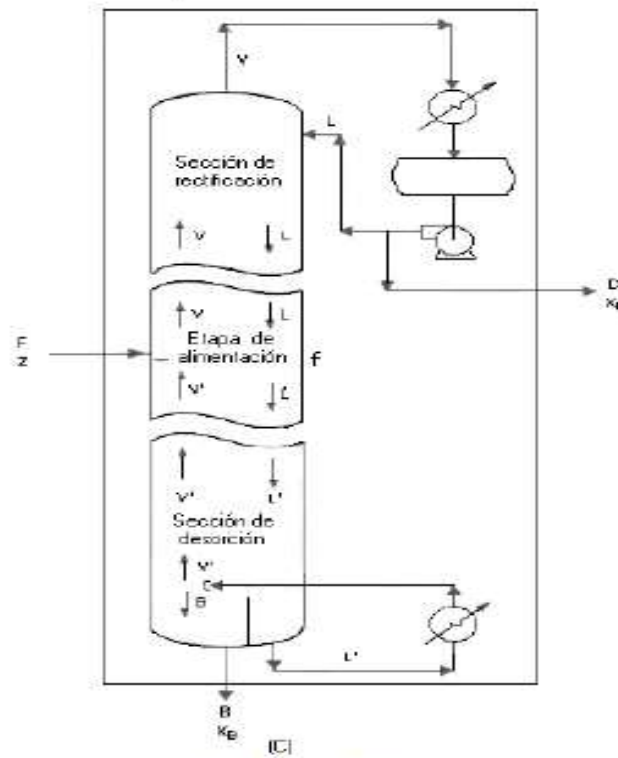


Fig. 3.6 (Continuación)

Para un balance de energía, el método de McCabe–Thiele asume flujo molar constante. Matemáticamente, esta asunción significa

$$L_0 = L_1 = L_2 = L_3 = \dots = L_n = L \quad (3.7)$$

De las Ecs. (3.5) y (3.7) se deduce que

$$V_1 = V_2 = V_3 = \dots = V_n = V_{n+1} = V \quad (3.8)$$

Estas ecuaciones simplifican la Ec. (3.6) a

$$Y_{n+1} = \frac{L}{V} X_n + \frac{D}{V} X_D \quad (3.9)$$

$$Y_m = \frac{L'}{V'} X_{m-1} + \frac{B}{V'} X_B \quad (3.10)$$

Las Ecs. (2.9) y (2.10) son la base para los diagramas de McCabe –Thiele. Las Ecs. (3.7) y (3.8) también simplifican la Ec. (3.5) a

$$V = L + D \quad (3.11)$$

Una derivación similar para la sección de desorción da

$$V' = L' - B \quad (3.12)$$

Un balance de masa para toda la columna da

$$F = B + D \quad (3.13)$$

Combinando las Ecs. (3.11), (3.12), y (3.13) se tiene una relación que también puede derivarse a partir de un balance de masa en la etapa de alimentación (Fig. 3.6c)

$$V' - V = (L' - L) - F \quad (3.14)$$

Un balance por componente para toda la columna da

$$DX_D + BX_B = F_Z \quad (3.15)$$

La definición de razón de reflujo es

$$R = \frac{L}{D} \quad (3.16)$$

De manera similar, la relación de desorción es

$$S = \frac{V'}{B} \quad (3.17)$$

3.5. Flujo molar constante y otras asunciones

Flujo molar constante. Esta asunción es una sustitución para los balances de energía. Esto establece que la mezcla tiene un calor de vaporización constante y que los efectos de calor sensible y calor de mezcla son despreciables. Las Ecs. (3.7) y (3.8) dan una expresión matemática de esta asunción.

Generalmente, la asunción de flujo molar constante, trabaja bien para sistemas donde los componentes son similares en naturaleza y pesos moleculares, y donde los efectos de calor de disolución no son significantes.

Otras asunciones. Dos asunciones adicionales son inherentes en el método del diagrama $x - y$.

1. La separación es a presión constante. Esta asunción es usualmente buena a menos que la columna opere al vacío. Para sistemas al vacío, se debe ajustar la curva para las variaciones de presión.

2. La corriente de alimentación se mezcla con los fluidos en la etapa de alimentación antes de cualquier separación. Esta asunción es buena para alimentación en una fase simple, pero menos satisfactoria para una alimentación parcialmente vaporizada.

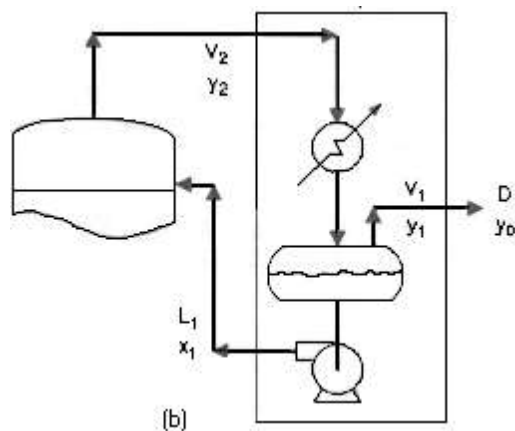
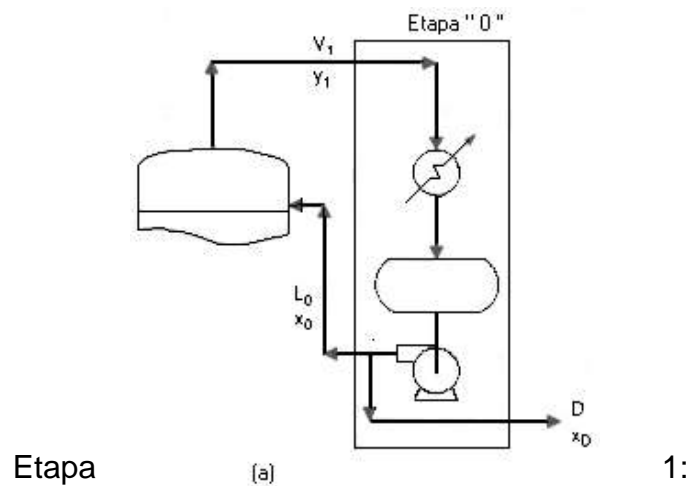


Fig. 3.7 Balances de componentes. (a) Condensador total, (b) condensador parcial

3.6. Diagramas de McCabe-Thiele: Ecuaciones de líneas Curva de equilibrio (Figs. 2.1a y 3.9b). Esta curva es el lugar de todos los puntos de equilibrio. Para una composición dada de líquido x_n , da la composición de equilibrio del vapor, y_n , y viceversa. Una etapa n de equilibrio es representada como un punto (x_n, y_n) sobre la curva de equilibrio donde x_n y y_n son las composiciones del líquido y el vapor saliendo de la etapa.

Línea diagonal de 45° (Fig. 3.9b). Esta línea es el lugar de todos los puntos donde:

$$Y_{n+1} = X_n \quad (3.18)$$

Línea de balance de componente (operacional) (Fig. 3.9b). Las ecuaciones de balance de componente, Ecs. (3.9) y (3.10), se pueden representar como líneas rectas sobre un diagrama $x - y$. La línea de balance de componente en la sección de rectificación es el lugar de los puntos que obedecen el balance de componente en la sección de rectificación, Ec. (3.9). Igualmente, la línea de balance de componente en la sección de desorción es el lugar de los puntos que obedecen el balance de componente de la sección de desorción, Ec. (3.10). Desafortunadamente, las líneas de balance de componente son conocidas como “*Líneas de operación*”. El autor opina que líneas de operación es una opción pobre

de palabras, desde que declara poco sobre la naturaleza física de estas líneas. El término *línea de balance de componente* es lejos más descriptivo y apropiado.

Pendientes de las líneas de balance de componente (operación). Las Ecs. (3.9) y (3.10) indican que las pendientes de las líneas de balance de componente son L/V y L'/V' para las secciones de rectificación y agotamiento respectivamente. Como $L < V$ [Ec. (3.11)] y $L' > V'$ [Ec. (3.12)], la pendiente de la línea de balance de componente en la sección de rectificación es menor que la unidad, mientras que de la línea de balance de componente de la sección de agotamiento es mayor que la unidad.

Cuando el calor latente varía de etapa a etapa, sucede lo mismo con las razones L/V y L'/V' . Por estas razones, cuando no se aplica la asunción de flujo molar constante, las relaciones de balance de componente devienen en una curva antes que en una línea recta.

Intersección de las líneas de balance de componente (operacional) con la diagonal.

El punto donde la línea de balance de componente de la sección de rectificación intercepta a la línea diagonal de 45° satisface las Ecs. (3.9) y (3.18). Resolviendo estas simultáneamente y luego usando la Ec. (3.11) se tiene

$$Y_{n+1} = X_n = \frac{DX_D}{V-L} = X_D \quad (3.19)$$

Ambas Ecs. (3.9) y (3.19) son para una columna equipada con un condensador total (Fig. 3.7a). Debido a que el condensador total no es una etapa de equilibrio (Sec. 3.1.1), la primera etapa de equilibrio está dentro de la columna. Si el condensador es parcial (Fig. 3.7b), entonces este es la primera etapa de equilibrio.

En este caso, y_D reemplaza a x_D en la Ec. (3.9), D es idéntica a V_1 y L_o es cero. Reemplazando en la Ec. (3.9) se tiene

$$Y_{n+1} = Y_D \quad (3.20)$$

Por consiguiente, la línea de balance de componente de la sección de rectificación interseca a la línea diagonal de 45° en el punto $x = x_D$ y $x = y_D$ para un condensador total y parcial respectivamente. El punto de intersección puede ser expresado como $x = y =$ composición del producto.

Una derivación similar para la sección de agotamiento muestra que la línea de balance de componente para la sección de agotamiento interseca a la línea diagonal de 45° en el punto $x = y =$ composición del producto del fondo.

Intersección de dos líneas de balance de componente (de operación).

La intersección se realiza en el punto (x_i, y_i) que satisface las Ecs. (3.9) y (3.10). Multiplicando los dos lados de la Ec. (3.9) por V y los dos lados de la Ec. (3.10) por V' y restando una de la otra da

$$(V - V')Y_i = (L - L')X_i + DX_D + BX_B \quad (3.21)$$

Usando la Ec. (3.15), esta se simplifica a

$$(V - V')Y_i = (L - L')X_i + F_Z \quad (3.22)$$

Haciendo

$$\frac{L' - L}{F} = q \quad (3.23)$$

Dividiendo los dos lados de la Ec. (2.14) por F , y sustituyendo la Ec. (2.25) da

$$\frac{V'-V}{F} = q - 1 \quad (3.24)$$

Sustituyendo las Ecs. (3.25) y (3.26) en la Ec. (3.24) y dividiendo ambos lados por $(q - 1)F$

$$y_i = \frac{q}{q-1} x_i - \frac{z}{q-1} \quad (3.25)$$

La Ec. (3.27) representa la ubicación de los puntos en los cuales la línea de balance de componente de la sección de rectificación interseca la línea de balance de componente de la sección de agotamiento. Esta línea es denominada la *ecuación de la línea- q* . La línea- q se ilustra en la Fig. 3.9b.

Intersección de la línea- q con la diagonal de 45°. Si $x_i = z_i$, entonces la Ec. (3.27) dará $y_i = x_i = z$. Por consiguiente, la línea- q interseca a la diagonal de 45° en el punto (z, z) .

Pendiente de la línea- q . La pendiente es $q/(q - 1)$, de la Ec. (3.27). La Ec. (3.25), la cual define q , puede describirse como

$$L' - L = qF \quad (3.26)$$

De esta ecuación, la cantidad q es la fracción de la alimentación que es líquida. El producto qF es la cantidad de líquido contenido en la alimentación. Esta cantidad se une al líquido descendiendo de la sección de rectificación para proporcionar el líquido para la sección de agotamiento. Igualmente, $(1 - q)F$ es la cantidad de vapor en la alimentación; este vapor se une al vapor ascendiendo de la sección de

agotamiento para proporcionar el flujo de vapor en la sección de rectificación. La Tabla 3.1 resume las relaciones entre q , la condición térmica de la alimentación, la pendiente de la línea- q para cada una de estas condiciones. La Fig. 2.8b ilustra el efecto de la pendiente de la línea de balance de componente, asumiendo que la línea de balance de componente de la sección de rectificación (y por lo tanto la relación de reflujo) es fija.

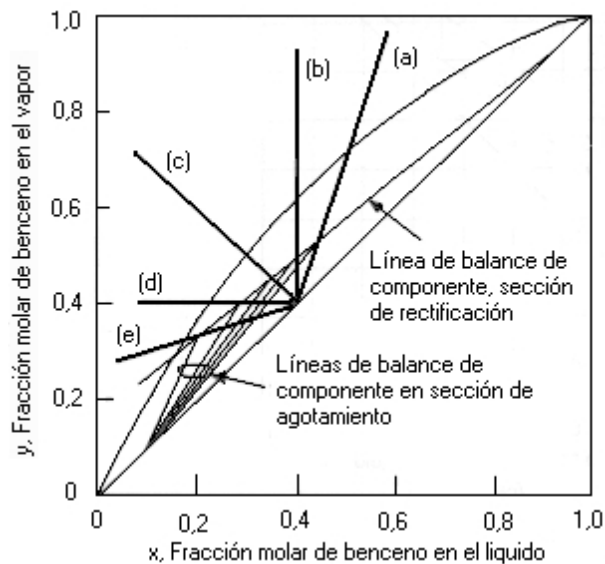


Fig. 3.8 La línea- q y sus implicaciones. (a) la línea- q como una función del estado térmico de la alimentación; (b) efecto de q sobre la línea de balance de componentes de la sección de agotamiento a razón de reflujo constante.

En razón de dibujar una línea recta en un diagrama $x - y$, se debe determinar la pendiente de la línea y un punto. Las siguientes derivaciones permiten determinar la pendiente y un punto en las líneas.

1. La línea de balance de componente (operación) de la sección de rectificación.

2. La línea de balance de componente (operación) de la sección de agotamiento.

3. La línea- q

En cada caso el punto definido es la intersección de la línea con la diagonal de 45° . Las pendientes y puntos de intersección de cada una de estas líneas son resumidas en la Tabla 3.2. En adición, se ha demostrado que la línea de balance de componente de la sección de rectificación se junta con la línea- q .

Tabla 3.1 Relaciones entre q , línea- q , y flujos de la columna

Condición de la alimentación	q	Como calcular q	Pendiente De línea q	Relaciones entre		Línea en la fig. 2.8a
				L y L'	V y V'	
Líquido frío	>1	$q = 1 + \frac{C_{pL}(T_{BP} - T_f)}{H_v}$	+ve	$L' > L$	$V' > V$	(a)
Líquido saturado	1	$q = 1$	X	$L' > L$	$V' > V$	(b)
Mezcla L - V	$0 < q < 1$	$q =$ fracción molar del líquido alimentado	-ve	$L' > L$	$V' < V$	(c)
Vapor Saturado	0	$q = 0$	0	$L' = L$	$V' < V$	(d)
Vapor recalenta.	<0	$q = \frac{-C_{pL}(T_f - T_{DP})}{H_v}$	+ve	$L' < L$	$V' < V$	(e)

Tabla 3.2 Líneas del diagrama de McCabe-Thiele

Línea	Cual línea describe	Pendiente	Punto a través del cual pasa la línea
1. Línea de balance de componente de la sección de rectificación (operación)	Balance de componente en sección de rectificación	L/V	(x_D, x_D) si es condensador total (y_D, y_D) si es condensador parcial
2. Línea de balance de componente de la sección de agotamiento (operación)	Balance de componente en sección de agotamiento	L'/V'	(x_B, x_B)
3. Línea q	Localización de los puntos de intersección de las líneas de balance de componentes de las secciones de agotamiento y rectificación	$q/q-1$	(z, z)
4. Líneas diagonales de 45°	Ubicación de los puntos donde $x=y$ A reflujo total, representa las líneas de balance de componentes	1.0	$(0,0)$ y $(1,0 ; 1,0)$

3.7. Relación de reflujo mínimo

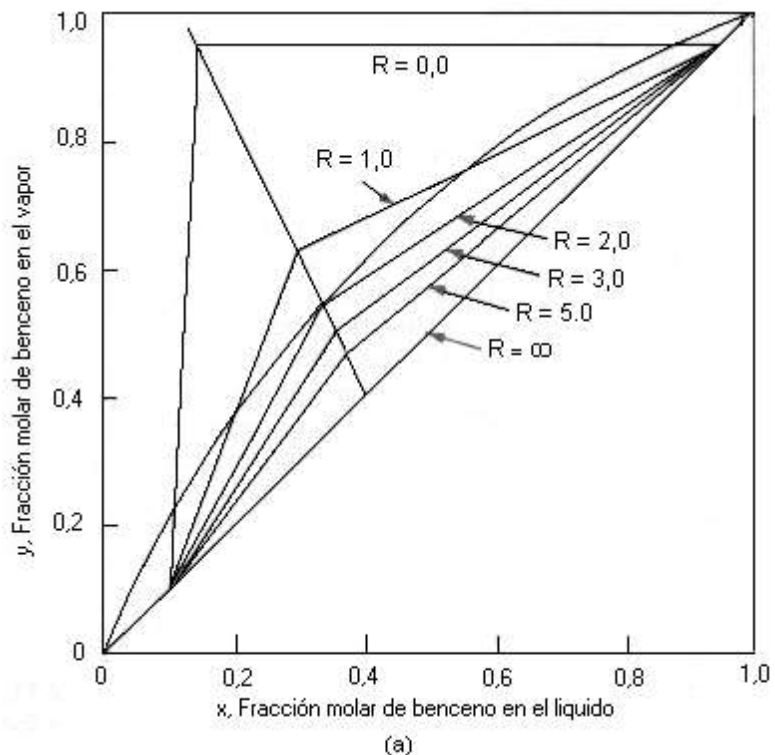
Usando las Ecs. (3.11) y (3.16), la Ec. (3.9) para la línea de balance de componente de la sección de rectificación se puede expresar en términos de la relación de reflujo.

$$y_{n+1} = \frac{R}{R+1}x_n + \frac{x_D}{R+1} \quad (3.27)$$

Cuando la razón de reflujo disminuye, también disminuye la pendiente de la línea de balance de componente. El efecto de la relación de reflujo sobre las líneas de balance de componente se ilustra en la Fig. 3.11, usando el sistema benceno-tolueno.

Toda separación práctica requiere que las líneas de balance de componente se intersecten debajo de la curva de equilibrio, así para una relación de reflujo de 3,0 en la Fig. 3.11a. La construcción de McCabe –Thiele correspondiente a esta razón es mostrada en la Fig. 3.9c. Si se proporciona insuficiente reflujo, las líneas de balance de componente se intersectan por sobre la curva de equilibrio, como para una relación de reflujo de 1,0 en la Fig. 3.11a. La construcción de McCabe –Thiele para estas condiciones (Fig. 3.11b) muestra que aún con un número infinito de etapas no se puede conseguir la separación.

La separación es teóricamente posible si las líneas de balance de componente se intersectan inmediatamente debajo de la curva de equilibrio. La relación de reflujo correspondiente es denominada *reflujo mínimo*. La separación a reflujo mínimo requiere un número infinito de etapas. En la Fig. 3.11, la razón mínima de reflujo es 2,0. La construcción de McCabe –Thiele para esta relación se muestra en la Fig. 3.11c.



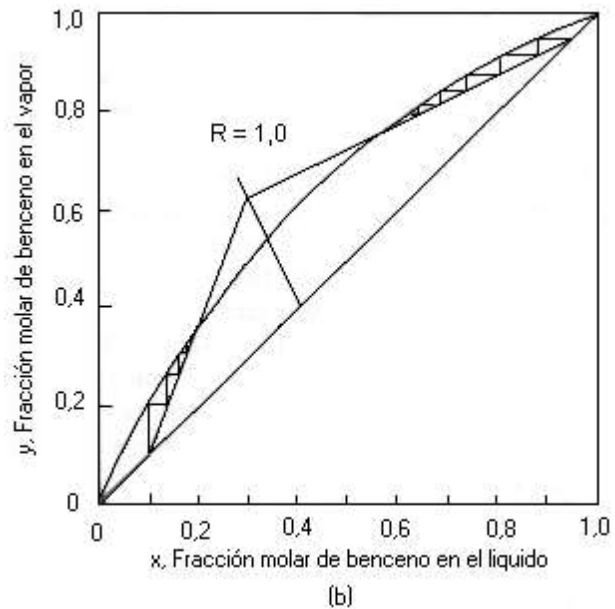


Fig. 3.11 Efecto de la relación de reflujo sobre la línea de balance de componente.
 (a) Total; (b) $R < R_{min}$, operación imposible; (c) $R = R_{min}$ reflujo mínimo;
 (d) $R = \infty$, reflujo total.

Para determinar el reflujo mínimo, construir la línea- q e identificar su punto de intersección con la curva de equilibrio. Luego dibujar una línea desde el punto de composición del producto sobre la línea diagonal de 45° a este punto de intersección. De la Ec. (3.29), la pendiente de la línea es $R_{min}/(R_{min} + 1)$, y la intersección de esta línea con el eje y es $x_D/(R_{min} + 1)$. El reflujo mínimo se puede determinar de cualesquiera de estos puntos.

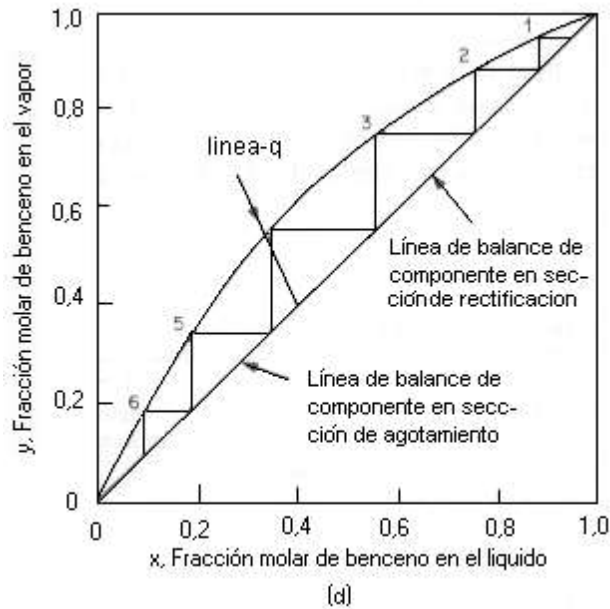
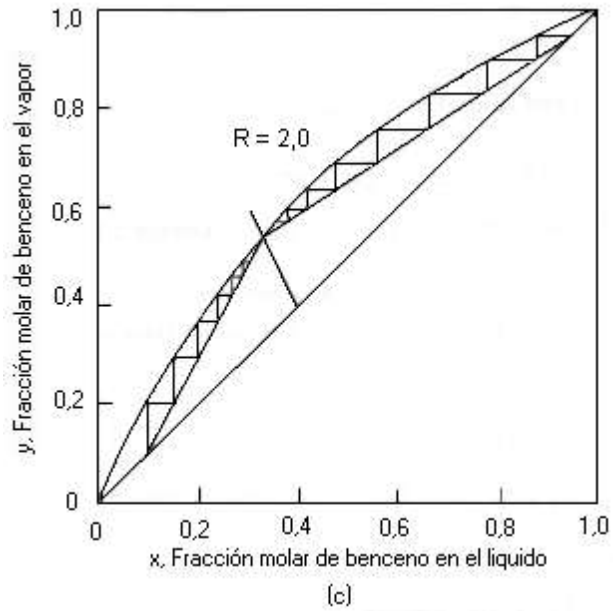


Fig. 3.11 (continuación)

Ninguna columna puede operar a reflujo mínimo ya que necesitaría un número infinito de etapas, lo cual es físicamente imposible. Sin embargo, una operación se puede aproximar a reflujo mínimo cuando la columna contiene un exceso grande de etapas.

3.8. Desorción mínima

Usando las Ecs. (3.12) y (3.17), la línea de balance de componente de la sección de agotamiento [Ec. (3.10)] se puede expresar en términos de la relación de desorción.

$$y_m = \frac{1+S}{S}x_{m-1} - \frac{x_B}{S} \quad (3.28)$$

La desorción mínima es análoga al reflujo mínimo. La discusión de la Sec. 3.7 también es válida para la desorción mínima. Para determinar la desorción mínima, dibujar una línea desde el punto de composición del fondo sobre la línea diagonal de 45° hasta el punto de intersección de la línea- q con la curva de equilibrio. De la Ec. (3.30), la pendiente de esta línea es $(1 + S_{min})/S_{min}$ y la intersección en el eje y es $-x_B / S_{min}$.

3.9. Reflujo total y mínimo número de etapas

A medida que la razón de reflujo aumenta, también lo hace la pendiente de la línea de balance de componente. El efecto de aumentar la razón de reflujo sobre las líneas de balance de componente se ilustra en la Fig. 3.11, usando el sistema benceno-tolueno. En el límite, donde la razón de reflujo se aproxima a infinito, la línea de balance de componente de la sección de rectificación [Ec. (3.27)] se reduce a

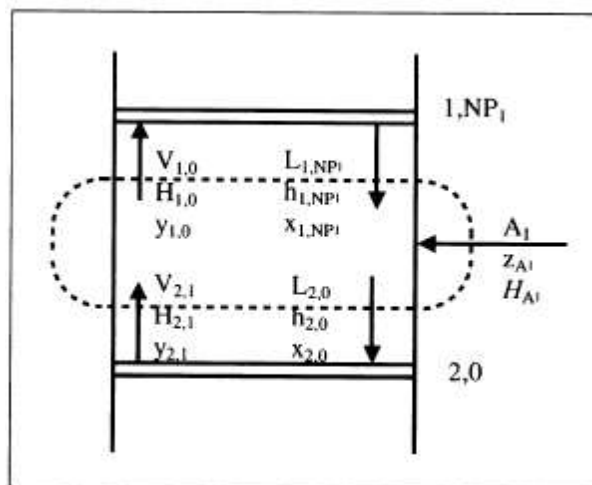
$$y_{n+1} = x_n \quad (3.29)$$

y la línea de balance de componente se vuelve la línea diagonal de 45°. La razón de reflujo se puede aproximar al infinito solamente si la cantidad de producto D se aproxima a cero, de igual manera, cuando la razón de desorción se aproxima al infinito, la línea de balance de componente de la sección de agotamiento [Ec. (3.328)] se reduce a $y_m = x_m - 1$ y la línea de balance de componente se vuelve la diagonal de 45°. La razón de desorción [Ec. (3.17)] se puede aproximar al infinito solamente cuando la cantidad de producto del fondo B se aproxima a cero.

La condición donde las razones de reflujo y desorción se aproximan al infinito se denomina reflujo total. No entra alimentación a la columna y no salen productos. Las dos líneas de balance de componente coinciden con la diagonal de 45°. El reflujo total establece un número mínimo de etapas requeridas para la separación

3.10. Cálculos analíticos de multietapas por el método Sorel Lewis

Se basa en el cálculo piso a piso de los caudales, composiciones y entalpías (o temperaturas) que corresponden a las dos corrientes que salen de cada piso, mediante el empleo alternativo de los balances de materia y energía y de las relaciones de equilibrio. Se representa en la Figura siguiente.:



siendo $V_{1,0}$ el caudal molar de vapor que sale del entorno considerado. Este caudal no coincide necesariamente con el que sale del piso a, a no ser que el alimento se introduzca líquido a su temperatura de burbuja.

CAPITULO IV

CALCULO DEL NUMERO DE ETAPAS UTILIZANDO HOJA DE CÁLCULO

4.1. Pasos para el cálculo analítico según el método: Sorel-Lewis.

- ✓ Obtenemos los datos para curva de equilibrio
- ✓ Ubicación de los puntos de la composición del destilado, alimentación y residuo
- ✓ Dibujar la diagonal (45°)
- ✓ Representar los datos de equilibrio del sistema de componentes presentes en la columna de rectificación
- ✓ Representación del ajuste de los datos de equilibrio
- ✓ Representar la recta de alimentación y señalar las composiciones de vapor y líquido en equilibrio con la alimentación
- ✓ Dibujar la recta operativa de enriquecimiento
- ✓ Trazar la recta operativa de agotamiento
- ✓ Trazar la recta de la alimentación
- ✓ Representar los platos en el diagrama
 - En este paso se representa el primer plato, que es la horizontal que va desde (x_D, x_D) , hasta la curva de equilibrio
(cada piso de la columna está representado por una línea horizontal en el dibujo de los platos del diagrama)
 - Posteriormente se dibuja el segundo plato: dibujamos la línea vertical desde el primer plato y después la línea horizontal hasta la curva de equilibrio. (cada plato de la columna está representado por una línea horizontal en el dibujo de los platos del diagrama)
 - Posteriormente se dibuja el tercer plato

- Posteriormente se dibuja el cuarto plato
- Posteriormente se representa el quinto plato
- Representamos el sexto plato, mediante la recta operativa de alimentación (el sexto plato corresponde al plato de alimentación, es decir al plato que está por encima del cual se introduce la corriente de alimentación)
- Representamos el séptimo plato, mediante la recta operativa de agotamiento (En la representación de los platos, solo es posible apoyarse una vez en la recta operativa de alimentación)
- Representación del octavo plato
- Representación del noveno piso
- Representación del décimo plato
- Representación del plato número once
- Representación del plato número doce (En este plato, que es el último plato teórico de la columna, ya que la línea horizontal representada llega a una composición menor a la composición especificada de la corriente de residuo, este último plato, representa el calderín parcial de la columna de rectificación)

4.2. Funciones lógicas de Excel empleadas en el método: Sorel Lewis

Las funciones lógicas de la hoja de cálculo Excel, que se pueden emplear en el cálculo de columnas de rectificación binaria, empleando el método Sorel Lewis son:

4.2.1. Función lógica SI.

Prueba_lógica Obligatorio. Cualquier valor o expresión que pueda evaluarse como VERDADERO o FALSO. Por ejemplo, $A10=100$ es una expresión lógica; si el valor de la celda A10 es igual a 100, la expresión se evalúa como VERDADERO. De lo contrario, se evaluará como FALSO. Este argumento puede utilizar cualquier operador de comparación.

La función lógica **SI** es de gran utilidad cuando la fórmula que debemos utilizar para calcular el valor de una celda depende de que se dé o no una determinada circunstancia. Para saber si se da o no una determinada circunstancia utilizamos una expresión lógica que toma el valor lógico VERDADERO cuando se cumple la circunstancia y el valor lógico FALSO cuando no se cumple dicha circunstancia.

4.2.1. Función Lógica Y.

Devuelve VERDADERO si todos los argumentos se evalúan como VERDADERO; devuelve FALSO si uno o más argumentos se evalúan como FALSO.

Un uso común de la función **Y** es expandir la utilidad de otras funciones que realizan pruebas lógicas. Por ejemplo, la función **SI** realiza una prueba lógica y, luego, devuelve un valor si la prueba se evalúa como VERDADERO y otro valor si la prueba se evalúa como FALSO. Con la función **Y** como argumento *prueba_lógica* de la función **SI**, puede probar varias condiciones diferentes en lugar de sólo una.

A veces, para identificar una alternativa hace falta que se cumplan varias condiciones a la vez. La función lógica **Y** devuelve el valor lógico VERDADERO cuando todos sus argumentos, admite hasta treinta, toman el valor VERDADERO y el valor lógico FALSO cuando algún argumento toma el valor FALSO. Su sintaxis es:

Y(valor_lógico1;valor_lógico2; ...)

CAPITULO V

APLICACIÓN PRÁCTICA DEL CALCULO DEL NUMERO DE ETAPAS TEÓRICAS EN DESTILACIÓN PARA SISTEMAS BINARIOS, UTILIZANDO MÉTODO COMBINADO: Mc Cabe Thiele y Sorel Lewis

5.1. Introducción

Para el desarrollo del presente problema, se seleccionó el sistema benceno-tolueno; la columna de rectificación, se diseñará teniendo en cuenta los siguientes pasos:

1. Variables de entrada

- ✓ Se ajustarán las unidades de las variables de entrada

2. Desarrollo del problema:

- ✓ Se uniformizarán las unidades de la alimentación que está expresada en kg, a moles, porque los datos de la curva de equilibrio están expresadas en fracción mol
- ✓ Cálculo de los caudales del producto de cabeza (destilado) y del producto de cola (residuo)
- ✓ Se ajustarán los datos de la curva de equilibrio
- ✓ Cálculo de la intersección de la recta de alimentación con la curva de equilibrio.
- ✓ Cálculo de las rectas de las secciones de rectificación y agotamiento
- ✓ Cálculo de la recta operativa de la alimentación
- ✓ Representación gráfica del sistema empleando el método McCabe-Thiele.
- ✓ Cálculo analítico del número de platos teóricos, utilizando el método Sorel Lewis..

5.2. Enunciado del problema.

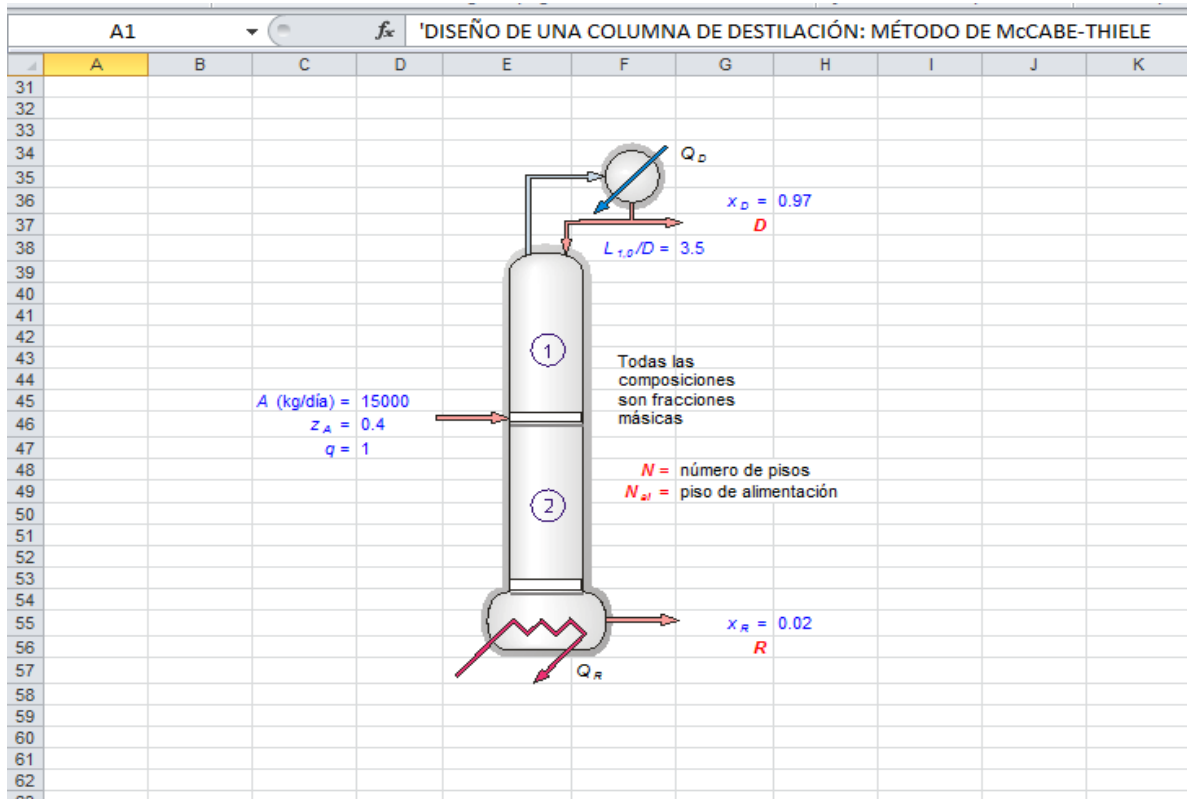
Ha de proyectarse una columna de rectificación para separar 15000 kg/día de una mezcla de 40% de benceno y 60% de tolueno en un destilado conteniendo 97% de benceno y un residuo con 98% de tolueno. Todos los porcentajes son en masa. Se usará una razón de reflujo de 3,5 moles por cada mol de destilado. Utilizando el método de McCabe-Thiele:

- a) Calcular los caudales molares de producto destilado y residuo,
- b) determina el número de pisos ideales y la posición del de alimentación si el alimento entra en la columna como líquido a su temperatura de ebullición.
- Se proporcionan los datos de equilibrio para el sistema benceno-tolueno (x = fracción molar de benceno en el líquido, y = fracción molar de benceno en el vapor). Se propone ajustar los datos de equilibrio en función de la volatilidad relativa media (a):

$$y = \frac{\alpha x}{1 + x(\alpha - 1)}$$

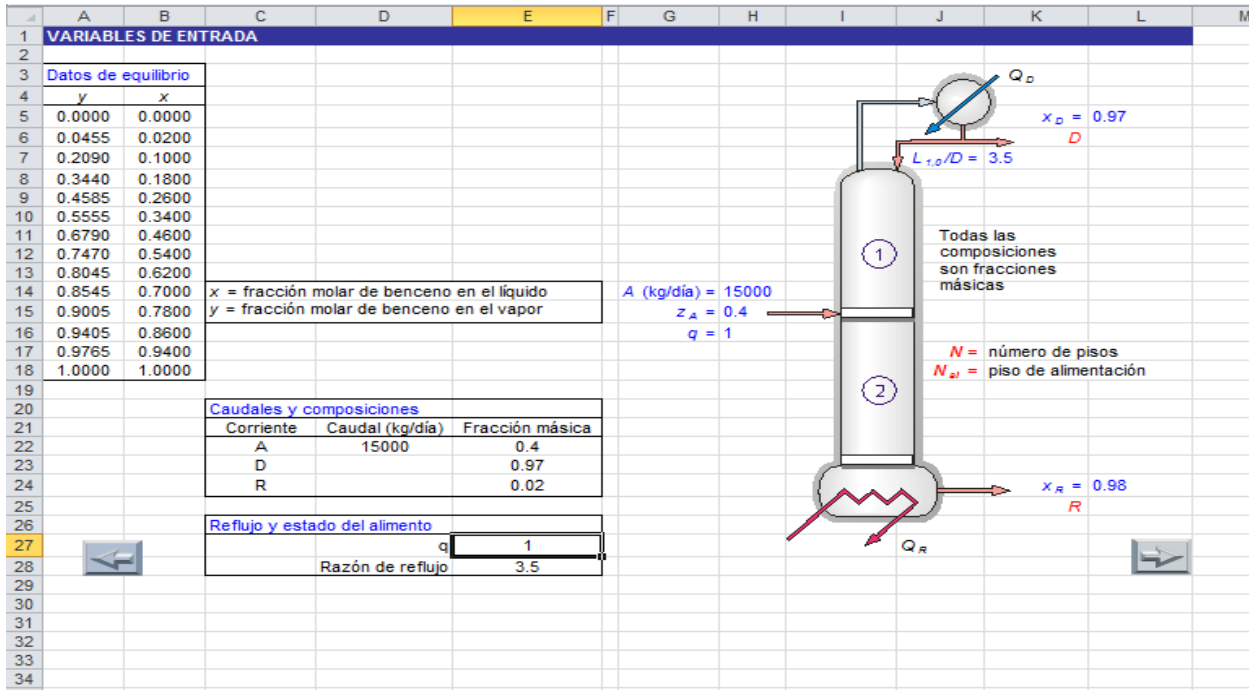
Datos de equilibrio	
y	X
0.000	0.0000
0.0455	0.0200
0.2090	0.1000
0.3440	0.1800
0.4585	0.2600
0.5555	0.3400
0.6790	0.4600
0.7470	0.5400
0.8045	0.6200
0.8545	0.7000
0.9005	0.7800
0.9405	0.8600
0.9765	0.9400
1.0000	1.0000

5.3. Diagrama de flujo de la columna



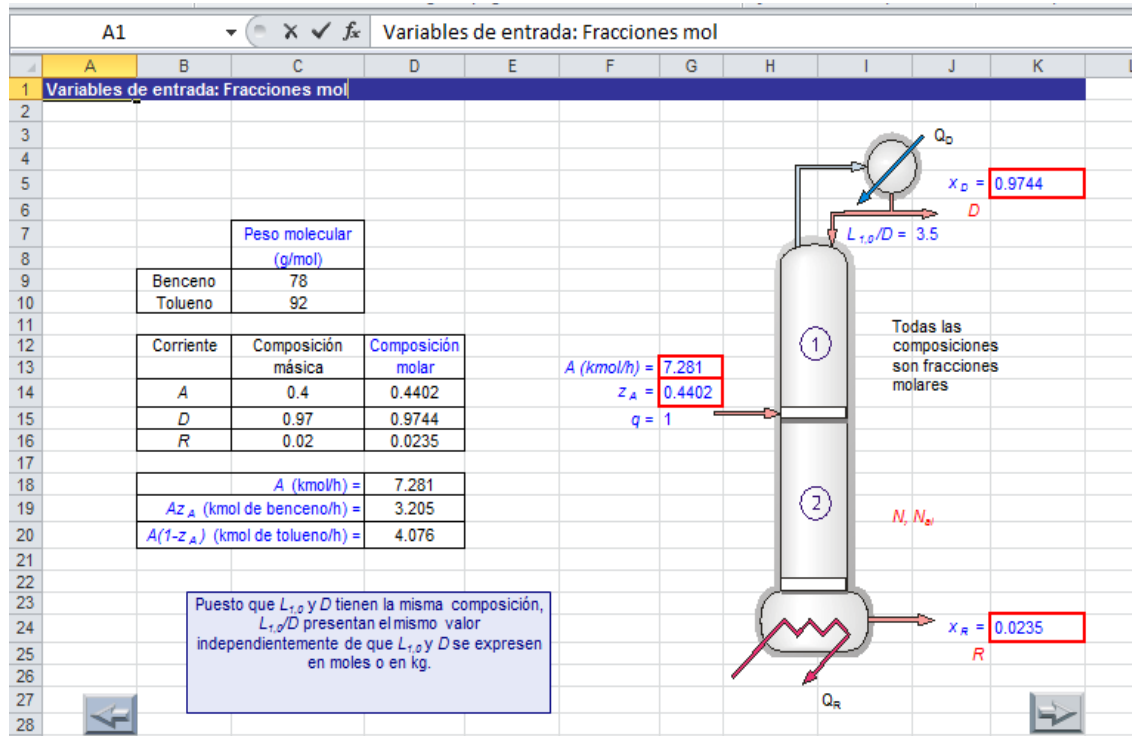
5.4. Variables de entrada (Flujo másico)

Las fracciones de entrada: flujo másico, fracciones másicas de la alimentación, destilado y residuo



5.5. Variables de entrada (flujo molar)

Conversión del flujo másico de la alimentación a moles, así como de las fracciones másicas de la alimentación, destilado y residuo a Fracción mol

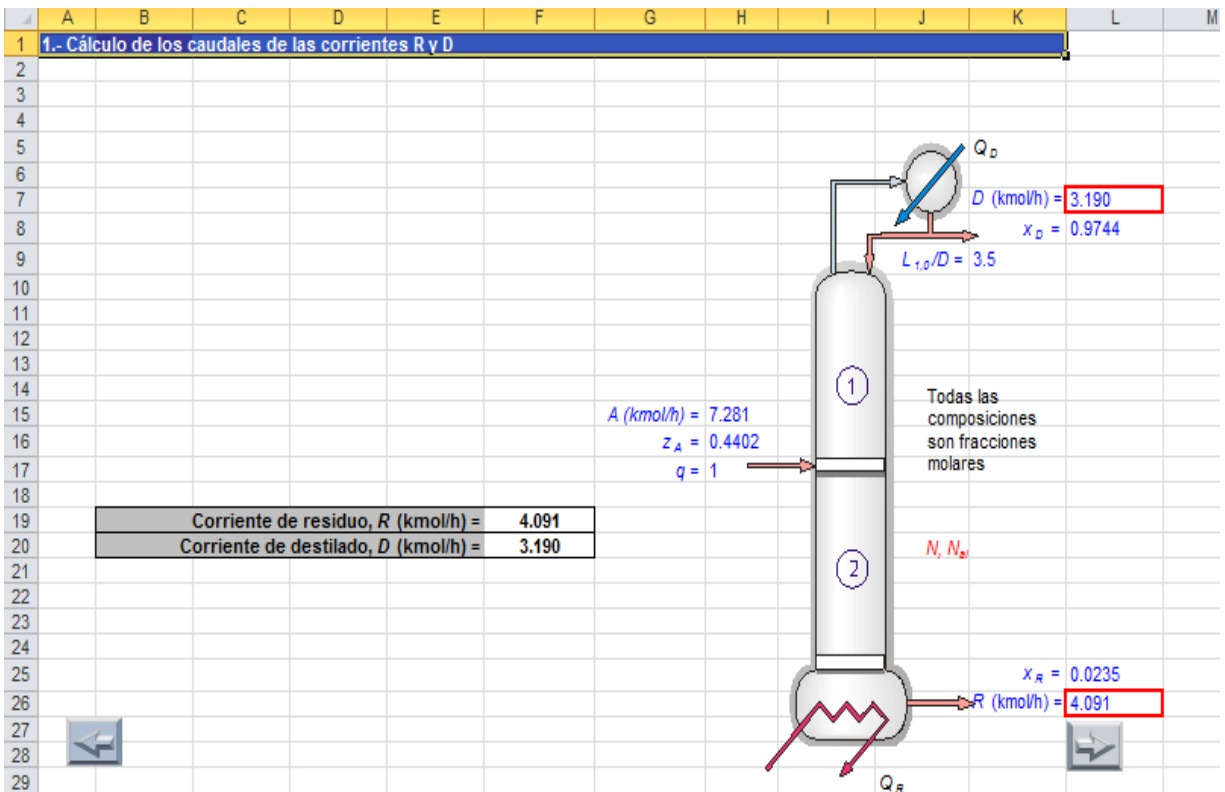


5.6. Cálculo del número de moles del destilado y residuo, aplicando el balance de materia

$$A = D + R$$

$$R = \frac{Az_A - Ax_D}{x_R - x_D}$$

$$D = A - R$$



5.7. Cálculo del Ajuste de los datos de la curva de equilibrio

Los datos para la curva de equilibrio, se ajustarán teniendo en cuenta la volatilidad relativa media del sistema, de acuerdo a la ecuación:

$$y = \frac{\alpha x}{1 + x(\alpha - 1)}$$

Esta ecuación se ajusta la variable y (composición del vapor con respecto al componente más volátil) en función de la variable x (composición del componente más volátil en la fase líquida). Por lo tanto se debe realizar el ajuste de los datos de equilibrio donde se calcule la composición x en función de la composición y .

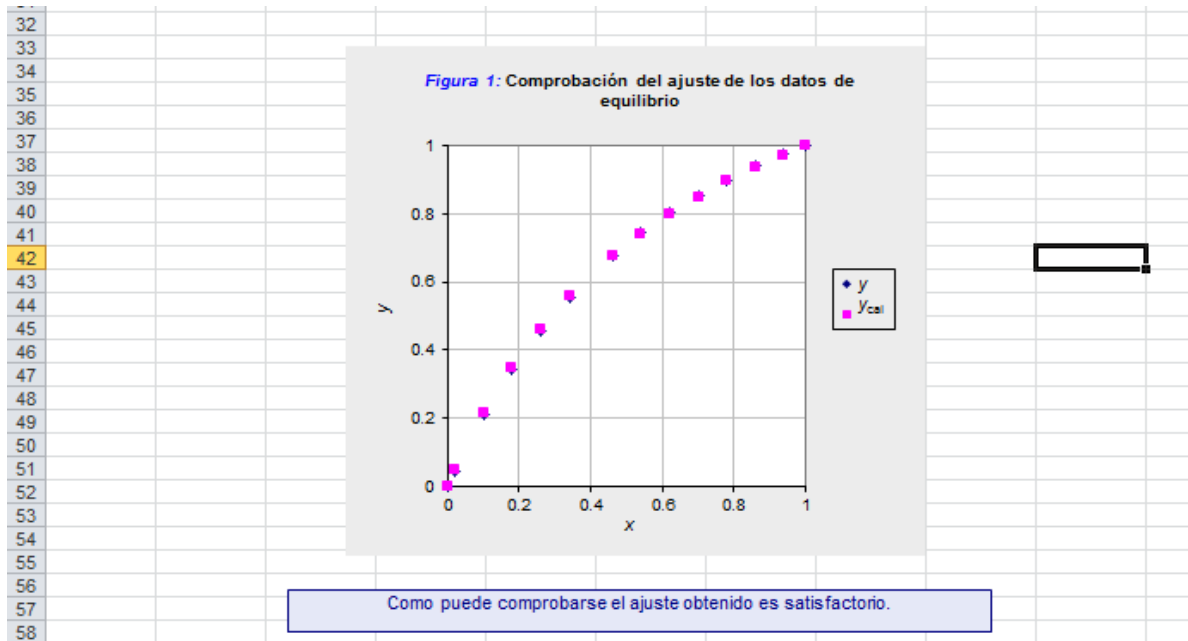
Despejando x de la ecuación anterior, tenemos:

$$x = \frac{y}{y + \alpha(1 - y)}$$

El valor de x , será empleada para calcular el número de platos ideales:

	y	x	y_{ca}	$(y - y_{ca})^2$	
8					
9					
10	Ajuste de los datos para la curva de equilibrio				
11					
12					
13					
14					
15					
16	0.0000	0.0000	0.0000	0.000E+00	$a = 2.4462$
17	0.0455	0.0200	0.0475	4.200E-06	
18	0.2090	0.1000	0.2137	2.223E-05	
19	0.3440	0.1800	0.3494	2.886E-05	Función Objetivo = 1.755E+01
20	0.4585	0.2600	0.4622	1.382E-05	
21	0.5555	0.3400	0.5576	4.233E-06	
22	0.6790	0.4600	0.6757	1.071E-05	
23	0.7470	0.5400	0.7417	2.795E-05	
24	0.8045	0.6200	0.7996	2.354E-05	
25	0.8545	0.7000	0.8509	1.281E-05	
26	0.9005	0.7800	0.8966	1.506E-05	
27	0.9405	0.8600	0.9376	8.383E-06	
28	0.9765	0.9400	0.9746	3.723E-06	
29	1.0000	1.0000	1.0000	0.000E+00	
30					

A continuación se representa los datos de equilibrio experimental y los datos de equilibrio calculado (**Figura 1**).

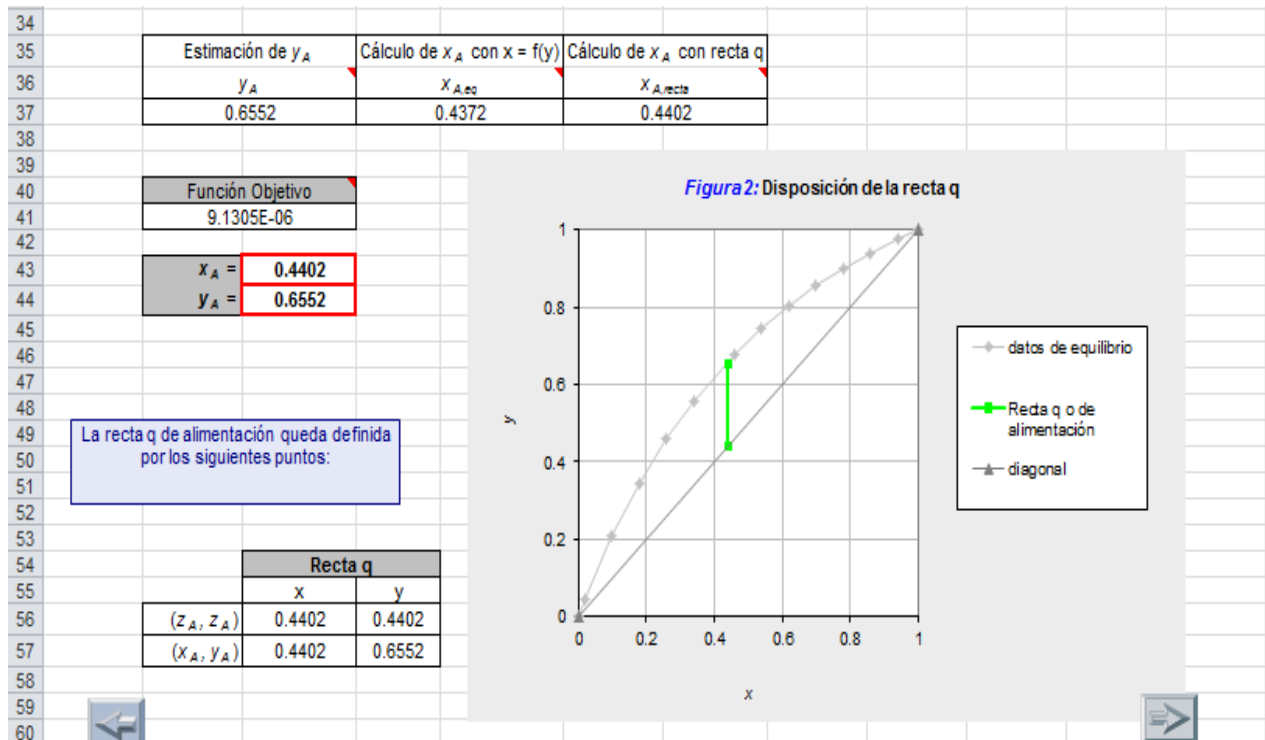


5.8. Intersección de la curva de alimentación con la curva de equilibrio

Calculamos la intersección de la recta de alimentación q con la curva de equilibrio (punto x_A , y_A en la gráfica).

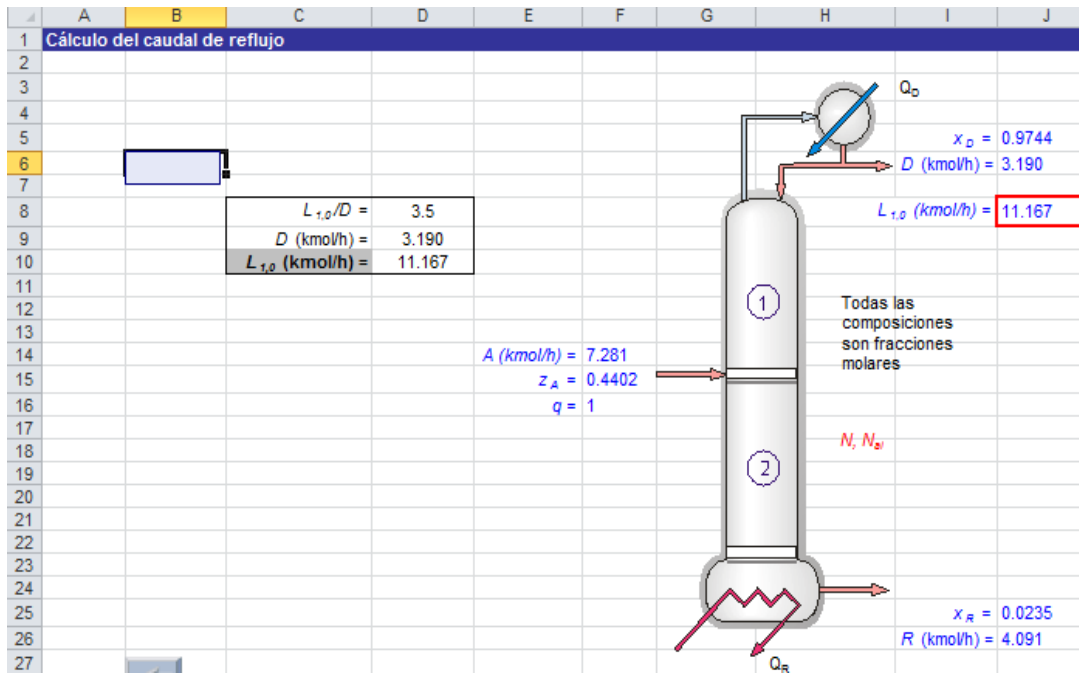
Tenemos en cuenta la pendiente de la recta q : $-q/(1-q)$, y su **ordenada en el origen**, $z_A/(1-q)$.

Recta de alimentación: q	
Pendiente	Infinito
Ordenada en origen	Infinito



5.9. Cálculo del reflujo

A partir de la relación de reflujo y el caudal de destilado, se puede calcular el caudal de reflujo $L_{1,0}$.



5.10. Representación de las rectas operativas en el diagrama Mc Cabe-Thiele

A continuación se calculan las **rectas operativas** de los sectores en los que se divide la columna. Al tratarse de una columna convencional, con una alimentación, la columna se divide en dos sectores:

- el sector superior a la introducción de la alimentación o de enriquecimiento (sector 1)
- y el sector inferior a la introducción de la alimentación o de agotamiento (sector 2)

Se aplican las siguientes expresiones para el cálculo de la pendiente y ordenada en el origen de las rectas operativas de enriquecimiento y agotamiento:

	Enriquecimiento	Agotamiento
Pendiente	$\frac{L_{1,0}}{L_{1,0} + D}$	$\frac{L_{1,0} + qA}{L_{1,0} + D - (1 - q)A}$
Ordenada en el origen	$\frac{Dx_D}{L_{1,0} + D}$	$\frac{Dx_D - Az_A}{L_{1,0} + D - (1 - q)A}$

32					
33					
34		Sector de enriquecimiento	Sector de agotamiento		
35		0.7778	1.2849	= Pendiente	
36		0.2165	-0.0067	= Ordenada en el origen	
37					

El punto de corte de las rectas operativas de enriquecimiento y agotamiento pertenece siempre a la recta q, y se puede hallar resolviendo el sistema de ecuaciones formado por las ecuaciones de dichas rectas operativas.

Posteriormente calculamos la intersección de las rectas de operativas de enriquecimiento y agotamiento, con la finalidad de ver que pertenece a la recta q

(recta de alimentación). Este punto no es necesario para dibujar el diagrama de McCabe-Thiele, pero **es muy útil para comprobar que los cálculos se están desarrollando de forma correcta.**

Si se llama m_1 y n_1 a la pendiente y la ordenada en el origen de la operativa de enriquecimiento respectivamente y m_2 y n_2 a la pendiente y ordenada en el origen de la operativa de agotamiento, la coordenada x de la intersección de ambas rectas operativas viene dada por:

La coordenada y se obtiene sustituyendo la coordenada x hallada en la recta operativa de enriquecimiento o de agotamiento.

54				
55		Coordenadas de la intersección de las Rectas	$x = 0.4402$	
56		Operativas de Enriquecimiento y Agotamiento	$y = 0.5589$	
57				
58				
59				

Conociendo la intersección de las rectas operativas y que el punto de corte con la diagonal de cada recta es:

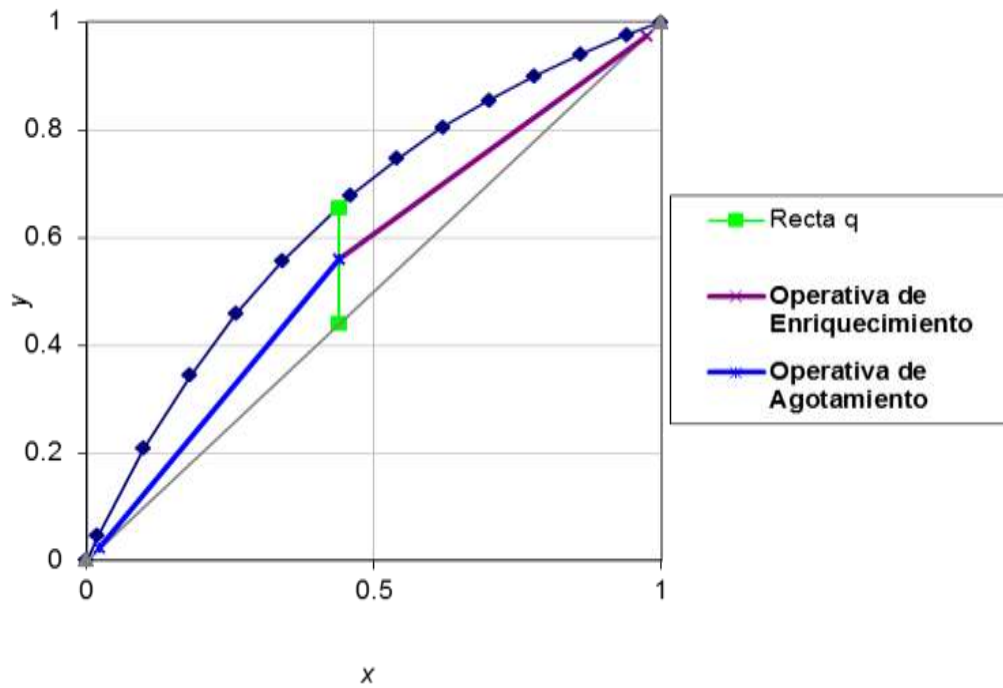
$$x = y = x_D \text{ recta operativa de enriquecimiento}$$

$$x = y = x_R \text{ recta operativa de agotamiento}$$

Se representan estas rectas operativas en el diagrama de McCabe-Thiele (**Figura 3**).

75				
76				
77		Recta Operativa de Enriquecimiento		
78		x	y	
79		0.9744	0.9744	$= (x_D, x_D)$
80		0.4402	0.5589	Int. Operativas
81				
82		Recta Operativa de Agotamiento		
83		x	y	
84		0.0235	0.0235	$= (x_R, x_R)$
85		0.4402	0.5589	Int. Operativas
86				

Figura 3: Rectas Operativas de Enriquecimiento y de Agotamiento



5.11. Cálculo de la recta de alimentación

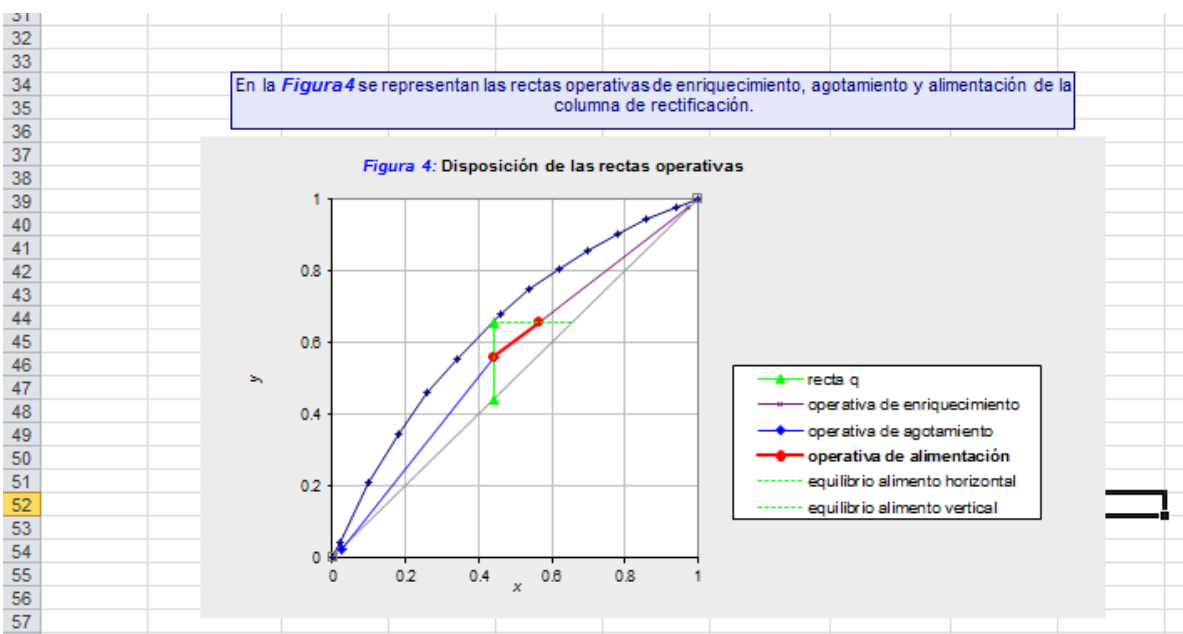
Una vez calculada la pendiente y la ordenada en el origen de las rectas operativas, se puede calcular la composición correspondiente a la **intersección** de cada recta **con la recta operativa del piso de alimentación**:

- ✓ La intersección de la recta de alimentación, con la recta operativa de enriquecimiento se produce en $y = y_A$

11					
12					
13		Recta Operativa de Enriquecimiento		Recta Operativa de Agotamiento	
14		pasa por (x_D, x_D) y (x_{OPTIMA}, y_A)		pasa por (x_R, x_R) y (x_A, y_{OPTIMA})	
15		x	y	x	y
16		$(x_D, x_D) =$	0.9744	0.9744	$= (x_R, x_R)$
17		$(x_{optime}, y_A) =$	0.5640	0.6552	$= (x_A, y_{optime})$
18					
19					
20					
21		Recta Operativa de Alimentación			
22		x	y		
23		$(x_{OPTIMA}, y_A) =$	0.5640	0.6552	
24		$(x_A, y_{OPTIMA}) =$	0.4402	0.5589	
25					
26					
27				Recta Operativa de Alimentación	
28				pendiente =	7.7778E-01
29				ordenada en el origen =	2.1654E-01

Finalmente se calcula la pendiente y la ordenada en el origen de la recta operativa de alimento con los puntos: (x_{OPTIMA}, y_A) y (x_A, y_{OPTIMA})

- ✓ La intersección con la recta operativa de agotamiento se produce en $x = x_A$

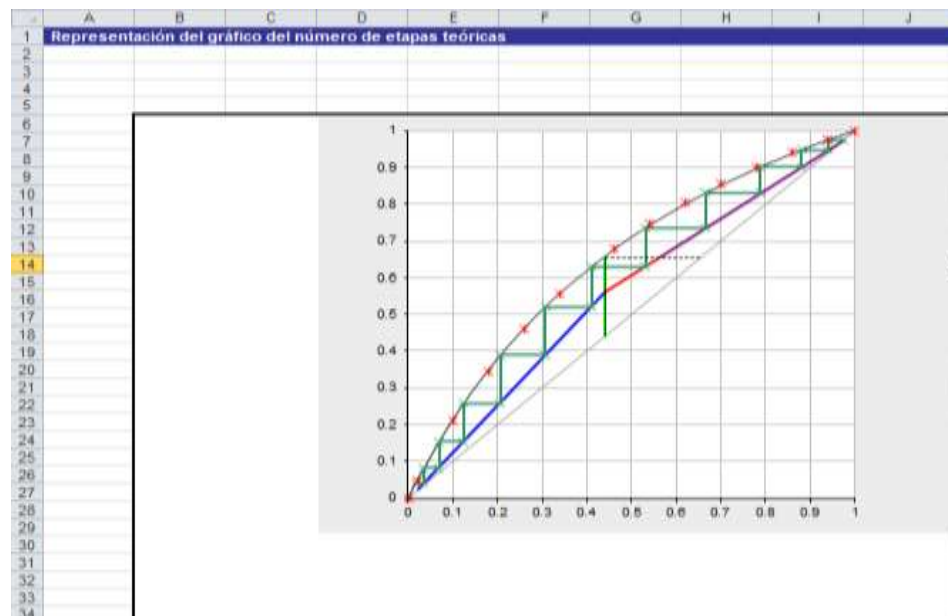


5.12. Representación en el diagrama del número de platos teóricos

El número de platos o etapas teóricas en la columna de rectificación, es equivalente al número de segmentos horizontales.

Cada etapa teórica, se caracteriza por un punto sobre la curva de equilibrio, que corresponde a la composición de las corrientes que abandonan dicho piso

La representación del gráfico de McCabe-Thiele supone dibujar, sobre el diagrama de equilibrio $y = f(x)$, todas las rectas operativas, así como la recta q , y a continuación trazar los pisos entre las rectas operativas y la curva de equilibrio



Ajuste datos de equilibrio		Recta de enriquecimiento		Diagonal		Pisos		
x	y	x	y	x	y	x	y	
0.0000	0.0000	0.9744	0.9744	1	1	piso 1	0.9744	0.9744
0.0200	0.0475	0.5640	0.6552	0	0	piso 2	0.9397	0.9744
0.1000	0.2137					piso 3	0.8805	0.9474
0.1600	0.3494					piso 4	0.8005	0.9014
0.2600	0.4622					piso 5	0.7689	0.9014
0.3400	0.5576					piso 6	0.7689	0.8301
0.4600	0.6757					piso 7	0.6664	0.8301
0.5400	0.7417					piso 8	0.6664	0.7348
0.6200	0.7996					piso 9	0.5312	0.7348
0.7000	0.8509					piso 10	0.5312	0.6297
0.7800	0.8966					piso 11	0.4100	0.6297
0.8600	0.9376					piso 12	0.4100	0.5202
0.9400	0.9746					caldera	0.3071	0.5202
1.0000	1.0000						0.3071	0.3879
							0.2057	0.3879
							0.2057	0.2577
							0.1243	0.2577
							0.1243	0.1530
							0.0688	0.1530
							0.0688	0.0816
							0.0351	0.0816
							0.0351	0.0384
							0.0160	0.0384

El cambio del sector de enriquecimiento al de la alimentación si el valor de x es menor o igual a 0.5640.

El cambio del sector de alimentación al sector de agotamiento se produce cuando el valor de x es menor o igual a 0.4402.

El valor final de la columna, se produce cuando el valor de x es menor o igual a 0.0235, valor que corresponde al valor del residual (composición molar del benceno en el residuo)

5.13. cálculo de las composiciones de cada etapa teórica

$x_{REFERENCIA}$	y	x_{eq}	sector	piso
0.9744486	0.9744486	0.9397227	enriquecimiento	1
0.9397227	0.9474396	0.880508	enriquecimiento	2
0.880508	0.9013837	0.788873	enriquecimiento	3
0.788873	0.830112	0.6663832	enriquecimiento	4
0.6663832	0.7348422	0.5311549	enriquecimiento	5
0.5311549	0.6296646	0.410047	alimentación	6
0.410047	0.520182	0.3070861	agotamiento	7
0.3070861	0.3878851	0.2057461	agotamiento	8
0.2057461	0.2576709	0.1242637	agotamiento	9
0.1242637	0.1529722	0.0687516	agotamiento	10
0.0687516	0.0816433	0.0350678	agotamiento	11
0.0350678	0.0383622	0.0160461	agotamiento	12
0.0160461				

Se ha obtenido que la columna tiene:

11 pisos más una caldera parcial, de los cuales:

5 pisos son del sector de enriquecimiento (si se utiliza un condensador total)

y 6 pisos son del sector de agotamiento más una caldera parcial

CONCLUSIONES

5. Se ajustaron los datos de la curva de equilibrio, de acuerdo a la volatilidad relativa del sistema binario tomado como ejemplo.
6. Se calcularon las curvas de la sección de rectificación y agotamiento, empleando las ecuaciones para ambas secciones, todo esto se hizo en hoja Excel
7. Se representó gráficamente el sistema binario, empleando el método Mc Cabe Thiele.
8. El número de etapas teóricas, se determinaron utilizando el método Sorel Lewis, utilizando hoja Excel, empleando funciones lógicas SI y la función lógica Y.

RECOMENDACIONES

1. Aplicar la hoja de cálculo Excel a sistemas binarios, flujo continuo régimen permanente, que no tengan formación de azeótropos
2. Determinar el número de platos teóricos, a sistemas intermitentes y semiintermitentes
3. Emplear hoja de cálculo Excel a otros métodos de cálculo del número de etapas teóricas, como por ejemplo el método Ponchon Savarit
4. Aplicar la hoja de cálculo en las diferentes asignaturas en la Facultad de Ingeniería Química.

BIBLIOGRAFIA

D. Kern, **“Procesos de Transferencia de Calor”**, Compañía Editorial Continental S.A, México (1980).

Felder R, Rousseau R.W. Principios elementales de los procesos químicos. México: Addison-Wesley Iberoamericana S.A.; 2004, 750p.

Foust, A.; Wenzel, L; Maus, L. y Bryce, L., **“Principios de Operaciones Unitarias”**, Compañía Editorial Continental S.A, México (1979).

Henley, E. y Seader, J. **“Operación de Separación por Etapas de Equilibrios en Ingeniería Química”**, Reverté Ediciones, S.A. DE C.V., México (2000).

J. Ocon, y G. Tojo, **“Problemas de Ingeniería Química, Operaciones Unitarias”**, Colección Ciencia y Técnica–Aguilar, Tercera Edición, Tomo I, Madrid (1978).

Marcilla Gomis, A: Introducción a las Operaciones de Separación. Cálculo por etapas de Equilibrio. Edición a cargo de Compobell, S.L. Murcia. España. (2006)

McCabe-Thiele: Operaciones Unitarias en Ingeniería Química. Editorial McGraw Hill, Cuarta Edición. México 2006

Perry, R. Green D. y Maloney, J. **“Manual del Ingeniero Químico”**. Editorial McGraw–Hill, 6° Edición, Vol. III, México (1992).

Treybal, R. “**Operaciones de Transferencia de Masa**”, Editorial McGraw- Hill, segunda edición, México (2004).

VAN W. Destilación: Editorial McGraw Hill, Nueva York, 1968.

WANKAT, Phillip: “**Ingeniería de Procesos de Separación**”, Editorial Pearson Prentice Hall, segunda edición, México (2008).