

# Fundamentos y método de la destilación. Determinación experimental del E.L.V.

PEDRO SUSIAL  
BADAJOZ

## 1. INTRODUCCIÓN

La destilación es una operación de la ingeniería química cuya finalidad es separar mezclas líquidas de sustancias, para ello, se modifica la fase de una fracción de la mezcla suministrando energía. La fracción de mezcla es vaporizada y como consecuencia del proceso, pero también de las diferentes propiedades físico-químicas de las sustancias, se produce una desigual distribución de la composición de las sustancias en las fases.

Este procedimiento conocido desde la antigüedad y utilizado artesanalmente, es en la actualidad considerado en toda su importancia por las industrias químicas, al permitir la obtención de sustancias puras

(destilación de oxígeno y nitrógeno del aire) y la separación de las sustancias de mezclas complejas de productos (destilación de hidrocarburos).

No obstante, la industria química precisa conocer como se comportan las sustancias en las mezclas y por tanto, la variación de las composiciones de las mismas al modificar las condiciones de operación, lo cual representa conocer las condiciones óptimas de funcionamiento para la obtención del producto deseado y además, evaluar las más adecuadas características del equipo que ha de ser utilizado, ya que ello, influye notoriamente en la disminución de los costes fijos de la operación industrial. Por ello, es preciso conocer la óptima distribución de las composiciones en las fases líquida y vapor, es decir, las condiciones del equilibrio entre ambas fases.

Actualmente, aunque es posible, en algunos casos conocer de forma aproximada, mediante los métodos de contribución por grupos, que posteriormente serán comentados, las composiciones de las fases del equilibrio líquido-vapor (ELV), sin

embargo, los cálculos cada vez más precisos y exigentes requeridos por las industrias al ingeniero químico, obligan a determinar muy rigurosamente dichas composiciones del ELV, las cuales deben ser obtenidas experimentalmente.

Es por ello, que reconociendo la importancia, no sólo para el conocimiento científico general, sino también, para las industrias químicas, de la evaluación del ELV, en los Laboratorios de Termodinámica de la E.T.S.I.I. de la Universidad de Las Palmas de Gran Canaria, se vienen desde hace algunos años [1], determinando experimentalmente, analizando y validando termodinámicamente, prediciendo y estudiando [2] el comportamiento de las mezclas líquidas de compuestos orgánicos de importancia e interés para las industrias químicas (farmacéuticas, pinturas, polímeros, bebidas,...). En particular se ha trabajado con mezclas binarias de ésteres/alcoholes y más concretamente se estudiaron, debido a la precaria cantidad de datos experimentales, las mezclas binarias ésteres de metilo/n-alcoholes [3] y ésteres de metilo/

i-alcoholes no descritos en la bibliografía científica (proyecto de investigación subvencionado por la Fundación Universitaria). De todos ellos, aquí se presenta el sistema isobárico butanoato de metilo/i-propanol [4], del cual se destaca la determinación y presentación por vez primera de la existencia de su azeótropo, punto singular que se establece por la igualdad de las composiciones de las fases líquida y vapor a temperatura y presión constantes, pero además, para esta mezcla binaria, Horsley [5] había previsto la ausencia de azeótropo en todo el rango de concentración.

## 2. SECCIÓN EXPERIMENTAL

### 2.1. Componentes puros

Todas las sustancias puras utilizadas siempre han de poseer una elevada pureza, por lo que son elegidas de las diferentes casas comerciales en función de sus mejores características y propiedades. A fin de comprobar la elevada pureza exigida al producto, se determinan diferentes propiedades físicas y estas son comparadas con aquellas que puedan ser encontradas en la bibliografía. Entre las propiedades físicas del butanoato de metilo se determinaron a 298.15 K las siguientes,

$$p/(kg \cdot m^{-3}) = 892.37; 892.9 [6]$$

$$\eta_p = 1.3851; 1.3847 [6]$$

además, su temperatura de ebullición a 101.32 kPa, resultó ser,  $T/K = 375.3; 375.9 [6]$  y para el i-propanol a 298.15 K se obtuvieron,

$$p/(kg \cdot m^{-3}) = 781.08; 781.26 [7]$$

$$\eta_p = 1.3752; 1.3752 [7]$$

siendo su temperatura de ebullición a 101.32 kPa,  $T/K = 355.26; 355.392 [7]$ .

Toda vez que han sido determinadas las propiedades físicas de las sustancias, puede ser evaluada la necesidad de ulteriores purificaciones o el tratamiento que habrá de serle aplicado al producto.

### 2.2. Equipos

Todos los equipos que fueron empleados (densímetros, termómetros, equipos de medida y control de la presión,...), así como sus características técnicas, han sido ampliamente descritos y discutidos en la bibliografía científica [1,8] por lo que no parece necesario abundar aquí sobre estos aspectos. No obstante, debido a sus facilidades didácticas, pero desde luego por sus cualidades técnicas, se describe el recinto de equilibrio (ebullómetro) utilizado y su modo de funcionamiento.

En el ebullómetro (figura 1), equipo realizado en vidrio de reducidas dimensiones y pequeña capacidad, se introduce la mezcla a destilar, la cual cubre la totalidad del vaso invertido de doble pared (A), quedando situada en su interior, en la cavidad del vaso invertido se introduce un elemento calefactor. El tubo de conexión (bomba Cottrell) (B) por el que ascenderá la mezcla de líquido y vapor facilitando el íntimo contacto de las dos fases, une el anterior elemento con la pantalla (C) cuya finalidad, es por un lado evitar que el vapor arrastre pequeñas go-

tas de líquido, pero también, actuar como cámara de equilibrio. Los puntos (D) representan el arrollamiento del hilo conductor de la resistencia calorífugadora que evitará condensaciones parciales del vapor. El líquido en equilibrio con el vapor procedente de la cámara de equilibrio goteará por la pantalla hacia el embudo (E) que lo canaliza al recipiente acumulador (F), este último cuando se encuentre lleno rebosará líquido, con lo cual se estará recirculando por la conexión (G) la fase líquida.

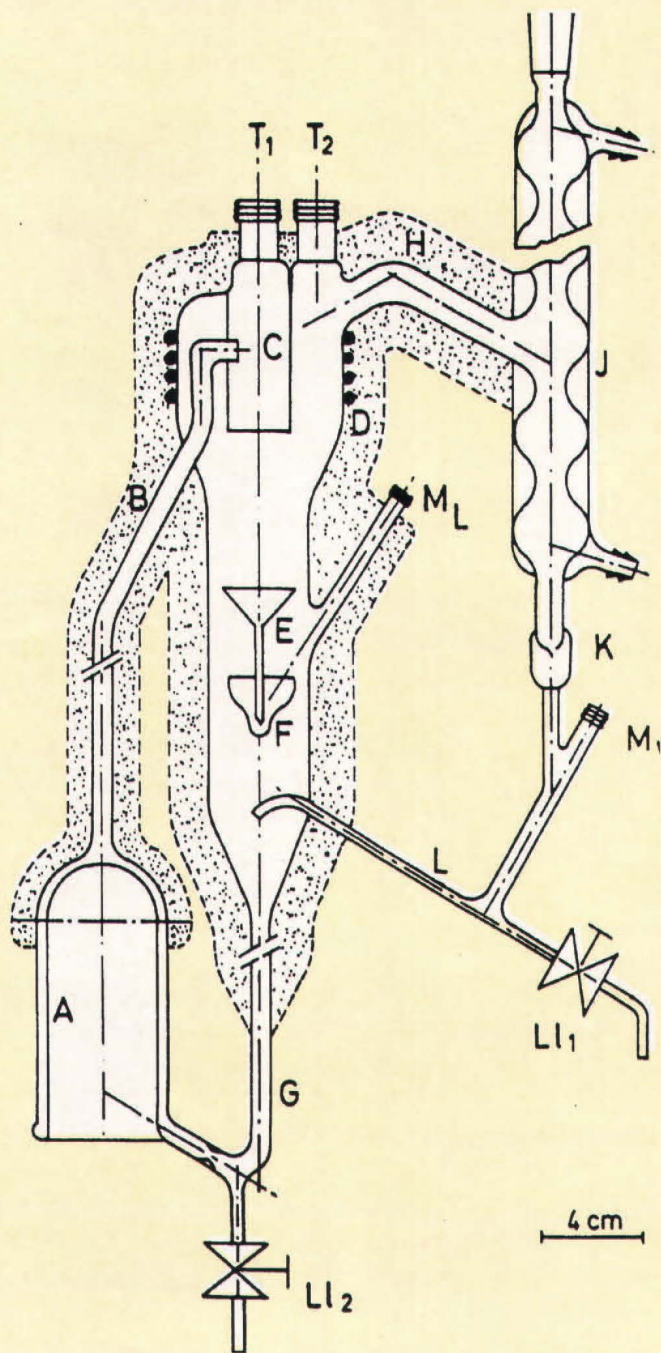
El vapor, en equilibrio con el líquido, circulará por la conexión (H) hacia el refrigerante (J) en el que será enfriado, originando su condensación, las gotas de líquido producidas por la condensación del vapor, se podrán contabilizar mediante el cuentagotas (K) y se almacenará en la conexión (L), la cual al completar su capacidad, rebosará el líquido, por lo que se estará recirculando por la conexión (G) la fase vapor.

Por las tubuladuras laterales  $M_L$  y  $M_V$  se extraerán las fracciones de líquido y vapor, respectivamente, para su posterior análisis. En las tubuladuras  $T_1$  y  $T_2$  se introducirán los termopares para medir las temperaturas del equilibrio líquido-vapor y de calorifugación, respectivamente, del sistema en estudio. Las llaves  $LL_1$  y  $LL_2$  permiten el vaciado del equipo y obsérvese que en la tubuladura (G) se dispone un estrechamiento en la misma para evitar el retroceso de la mezcla que se este calefactando.

Por tanto, se ha descrito que el ebullómetro permite la recirculación de las fases líquidas

FIGURA 1

Ebullómetro utilizado para la obtención experimental de las fases del equilibrio líquido-vapor



da y vapor, lo que favorece notablemente la consecución de estados globales de equilibrio entre fases en relativamente cortos períodos de tiempo, representando ello una excelente cuali-

dad y además faculta el empleo de moderadas cantidades totales de los productos, lo que no deja de ser ventajoso por lo costosos que resultan los productos de elevada pureza.

### 2.3. Análisis de las composiciones

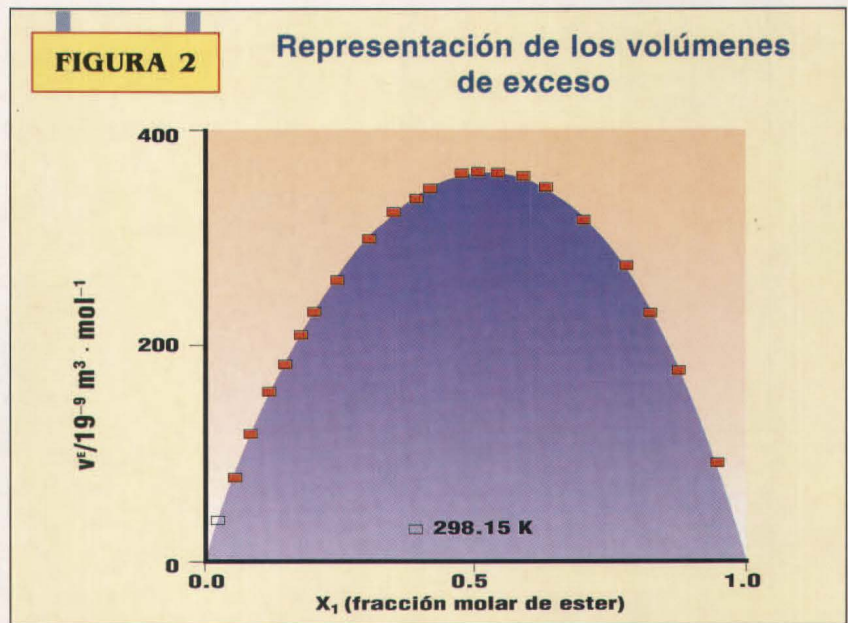
La técnica empleada para determinar las composiciones de las fases líquida y vapor extraídas del ebullómetro, está fundamentada en la medida de la densidad. No obstante, a fin de conocer la composición de las fases como fracciones molares, habrá de evaluarse la relación que existe entre estas últimas y la densidad. Para ello, se preparan previamente mezclas de las sustancias y se determina mediante pesada de cada una de ellas, la correspondiente fracción molar, a continuación tendrá que ser medida la densidad de cada una de estas mezclas preparadas. En esta forma, se dispone de una relación entre las fracciones molares y las densidades, de manera que cuando son obtenidas las fases líquida y vapor en equilibrio y extraídas del ebullómetro como se ha descrito, solo habrá de ser medida la densidad de ambas, pues desde la relación anteriormente indicada podrá, conocerse la correspondiente fracción molar de cada fase. No obstante, aunque el anterior procedimiento es adecuado, no es suficiente, ya que deberá conocerse la bondad de la correlación entre las fracciones molares y las densidades.

Se evaluó, por tanto, la adecuación de las correlaciones mediante el comportamiento volumétrico de las mezclas, es decir, fue calculado el volumen en exceso de la mezcla representativo del comportamiento no ideal. Al mezclar, por ejemplo, dos líquidos, el volumen total debe ser la suma de ambos (comportamiento ideal), sin embargo, generalmente el volumen total es una cierta cantidad mayor o

menor (comportamiento no ideal) que el que idealmente le correspondería, esta cantidad es la denominada por volumen en exceso y se determina mediante la expresión:

$$v^E = v - \sum x_i \cdot v_i \quad (1)$$

Los volúmenes en exceso, frecuentemente son valores pequeños (tabla 1), por tanto, permiten evaluar mejor la corrección de las parejas de valores fracción molar del éster-densidad, como queda reflejado en la figura 2, siendo estas las que posteriormente son correlacionadas, para como se indicó, conocida las densidades de las fases en equilibrio, mediante interpolación podrán también conocerse las fracciones molares de las mismas.



durante la determinación del ELV las sustancias en la mezcla serán destiladas a temperatura diferente a la que les corresponde como sustancias puras.

Luego como se indica, las presiones de vapor de las sustancias puras o sus correlaciones deben ser precisamente conocidas, ya que juegan un im-

### 3. RESULTADOS

#### 3.1. Medida de las presiones de vapor de las sustancias puras

Cada sustancia pura tiene una temperatura de ebullición a presión constante y diferente de una a otra sustancia. Las mezclas de las sustancias presentarán temperaturas de ebullición, que estarán en general comprendidas entre las temperaturas de ebullición de las sustancias puras, las cuales serán función de la composición de las mezclas.

Por tanto, será necesario conocer cómo varía la temperatura de ebullición de cada sustancia pura al modificar la presión (presión de vapor del componente puro), ya que en general

**TABLA 1**

**Tabla de valores composición-densidad**

$x_1$	$\rho$	$v^E$
0.02744	0.78483	0.03952
0.05445	0.78876	0.07827
0.08382	0.79294	0.11805
0.11956	0.79796	0.15657
0.14768	0.80184	0.18275
0.17870	0.80602	0.20959
0.20318	0.80923	0.23130
0.24534	0.81467	0.26084
0.27378	0.81830	0.27299
0.30718	0.82234	0.29902
0.35014	0.82745	0.32383
0.39581	0.83281	0.33597
0.41797	0.83531	0.34524
0.47751	0.84190	0.35966
0.50763	0.84516	0.36194
0.54509	0.84915	0.36015
0.59275	0.85407	0.35730
0.63389	0.85824	0.34730
0.70068	0.86487	0.31652
0.74545	0.86921	0.38741
0.78065	0.87245	0.27400
0.82682	0.87679	0.23066
0.87776	0.88147	0.17704
0.94658	0.88765	0.09169

portante papel en los cálculos del ELV. Por consiguiente, antes de proceder a la determinación experimental del ELV, fueron determinadas las presiones de vapor de los componentes puros, empleando el recinto de equilibrio anteriormente reseñado. Los valores experimentales de  $T - p_i^0$ , para las sustancias puras se presentan en las tablas 2-3.

Como es habitual el empleo de correlaciones, mejor que los datos experimentales, en los siguientes cálculos del equilibrio líquido-vapor, los valores experimentales  $T - p_i^0$  de las sustancias puras, fueron relacionados a la clásica ecuación de Antoine:

$$\log(p_i^0(\text{kPa}) = A - B/[(t/K) - C]$$

Los valores de las constantes **A, B, C**, de la ecuación (2) fueron determinados empleando el método simplex de Nelder-Mead [9] utilizado en anteriores trabajos [4,8] y los resultados se presentan en la tabla 4.

### 3.2. ELV de la mezcla butanoato de metilo/i-propanol

**S**e obtuvieron muestras de líquido y vapor a la temperatura de equilibrio manteniendo constante la presión (sistema isobárico) como anteriormente se indicó, por tanto, se midieron los valores  $T-x_1-y_1$  por experimentación directa, a la presión constante de 101.32 kPa (760 Torr), estando los mismos reflejados en la tabla 5.

Los datos obtenidos fueron chequeados con diferentes test

**TABLA 2**

#### Presiones de vapor experimentales del i-propanol

T/K	$p_i^0/\text{kPa}$
341.43	57.21
342.89	60.97
344.47	65.28
346.07	69.91
347.16	73.20
348.00	75.82
349.20	79.72
350.45	83.94
351.14	86.48
351.25	86.72
351.91	89.22
351.96	89.28
352.85	92.62
353.05	93.28
354.03	97.16
354.13	97.55
354.70	99.77
355.30	102.16
356.38	106.62
357.34	110.73
357.92	113.26
358.52	115.92
359.36	119.74
360.18	123.57
360.83	126.70
361.41	129.53
361.92	132.10
362.43	134.67
363.02	137.74
363.39	139.72
363.92	142.54
364.69	146.73
365.18	149.49
365.34	150.37
365.73	152.59

**TABLA 3**

#### Presiones de vapor experimentales del butanoato de metilo

T/K	$p_i^0/\text{kPa}$
349.87	43.72
349.91	43.76
352.43	47.92
355.31	53.01
357.88	57.98
360.03	62.35
361.87	66.29
364.12	71.47
364.90	73.35
365.18	74.06
366.53	77.23
367.21	79.08
368.03	81.23
368.69	82.97
369.70	85.69
370.52	87.69
371.26	90.03
371.80	91.54
372.42	93.28
372.89	94.69
373.41	96.20
373.84	97.51
374.12	98.39
374.53	99.63
374.80	100.54
375.03	101.20
375.30	102.06
375.93	104.02
376.36	105.39
377.04	107.67
377.78	110.11
378.26	111.84
378.77	113.46
379.41	115.66
379.90	117.30
380.42	119.12
381.01	121.16
381.47	122.92
382.06	125.07
382.62	127.10
382.98	128.46
383.21	129.32
383.63	130.90
383.95	132.24
384.84	135.66

**TABLA 4**

#### Constantes de la ecuación de Antoine y su comparación bibliográfica

Componente puro	Referencia	A	B	C	$s(p_i^0)$
i-propanol	[4]	7.1182	1510.57	59.63	0.05
	[7]	6.86618	1360.13	75.56	
butanoato de metilo	[4]	6.2808	1368.26	55.01	0.04
	[10]	6.10644	1271.06	65.94	

**TABLA 5**

**Datos experimentales del equilibrio líquido-vapor para el sistema butanoato de metilo/i-propanol a 101.32 kPa.**

<i>T</i>	<i>x</i> <sub>1</sub>	<i>y</i> <sub>1</sub>	<i>γ</i> <sub>1</sub>	<i>γ</i> <sub>2</sub>
355.26	0.0000	0.0000	----	1.0000
355.25	0.0205	0.0216	1.9501	0.9932
355.25	0.0294	0.0299	1.8818	0.9934
355.27	0.0617	0.0597	1.7903	0.9956
355.28	0.0674	0.0640	1.7564	0.9967
355.30	0.0795	0.0745	1.7324	0.9977
355.31	0.0850	0.0793	1.7242	0.9981
355.31	0.0894	0.0824	1.7035	0.9996
355.35	0.1141	0.1036	1.6762	1.0022
355.43	0.1438	0.1263	1.6175	1.0076
355.46	0.1582	0.1265	1.4711	1.0234
355.55	0.1787	0.1419	1.4567	1.0269
355.65	0.2013	0.1578	1.4335	1.0324
355.80	0.2292	0.1754	1.3927	1.0415
355.95	0.2558	0.1931	1.3672	1.0495
356.14	0.2779	0.2103	1.3621	1.0509
356.35	0.3072	0.2287	1.3309	1.0613
356.59	0.3458	0.2479	1.2717	1.0860
356.91	0.3747	0.2670	1.2509	1.0940
357.20	0.4063	0.2798	1.1975	1.1198
357.20	0.4083	0.2806	1.1951	1.1224
357.42	0.4317	0.2946	1.1782	1.1363
357.75	0.4597	0.3099	1.1515	1.1549
358.07	0.4816	0.3265	1.1461	1.1607
358.39	0.5083	0.3404	1.1204	1.1842
358.72	0.5368	0.3575	1.1024	1.2094
359.14	0.5650	0.3755	1.0853	1.2323
359.64	0.5939	0.3940	1.0660	1.2573
360.17	0.6256	0.4198	1.0600	1.2804
361.56	0.6884	0.4737	1.0397	1.3260
362.91	0.7390	0.5231	1.0247	1.3657
363.86	0.7708	0.5590	1.0189	1.3896
364.81	0.8022	0.5967	1.0144	1.4232
365.76	0.8296	0.6353	1.0139	1.4442
367.07	0.8574	0.6774	1.0100	1.4576
368.03	0.8819	0.7215	1.0045	1.4691
369.13	0.9020	0.7576	1.0045	1.4831
370.15	0.9222	0.7997	1.0037	1.4903
371.16	0.9409	0.8418	1.0026	1.4967
375.46	1.0000	1.0000	1.0000	----

de consistencia termodinámica y la aplicación de los test de consistencia permitió realizar una severa reducción de datos experimentales. Posteriormente, los datos fueron validos al mostrar consistencia positiva después de serles aplicados al test propuesto por Fredenslund [11].

Los datos experimentales termodinamicamente consistentes fueron utilizados, considerando el comportamiento no ideal de las fases líquida y vapor, para determinar los coeficientes de actividad de la fase líquida,

$$\gamma_i = \frac{\phi_i \cdot y_i \cdot p}{x_i \cdot \phi_i^0 \cdot p_i^0} \exp \left[ \frac{(p_i^0 - p \cdot v_i^L)}{R \cdot T} \right]$$

en alguna medida representativos de las interacciones intra e inter-moleculares.

Finalmente, se procedió a correlacionar los datos experimentales y la función adimensional en exceso de Gibbs,

$$\frac{g^E}{R \cdot T} = x_1 \cdot \ln(\gamma_1) + x_2 \cdot \ln(\gamma_2)$$

mediante una ecuación polinómica,

$$Q = z \cdot (1 - z) \sum_{i=0}^2 A_i \left[ \frac{z}{z + k \cdot (1 - z)} \right]^i$$

*i* = 0, 1, 2, ...

propuesta por Ortega [7], que en la actualidad es ampliamente utilizada.

Los resultados, empleando el anteriormente indicado método simplex, de todas las correlaciones sobre los datos experimentales, junto con las desviaciones estándar obtenidas, al utilizar la ecuación polinómica (5), se muestran en la tabla 6.

Por otro lado la figura 3 muestra el comportamiento de las fases

**TABLA 6**

**Coefficientes de la ecuación polinómica (5) y desviación estándar s(Q)**

$A_0$	$A_1$	$A_2$	$A_3$	k	s(Q)
$Q = y_1 - x_1$ vs. $z = x_1$					
0.0411	-1.7977	1.5319	-1.7974	1.100	0.0023
$Q = T - T_1^{\circ}x_1 - T_2^{\circ}x_2$ vs. $z = x_1$					
-20.8389	-13.8475	-26.0169		1.977	.045
$Q = T - T_1^{\circ}y_1 - T_2^{\circ}y_2$ vs. $z = y_1$					
-19.2168	-30.0618	108.9898		0.621	.041
$Q = g^E/RT$ vs. $z = x_1$					
0.4066	0.7466	-0.6719		0.223	0.0012

$$s(Q) = [ \sum (Q_{exp} - Q_{cal})^2 / N ]^{1/2}$$

líquida y vapor respecto a la temperatura del equilibrio y en la **Figura 4** al representar  $(y_1 - x_1)$  vs.  $x_1$ , puede observarse el punto singular (azeótropo), para el cual, los valores experimen-

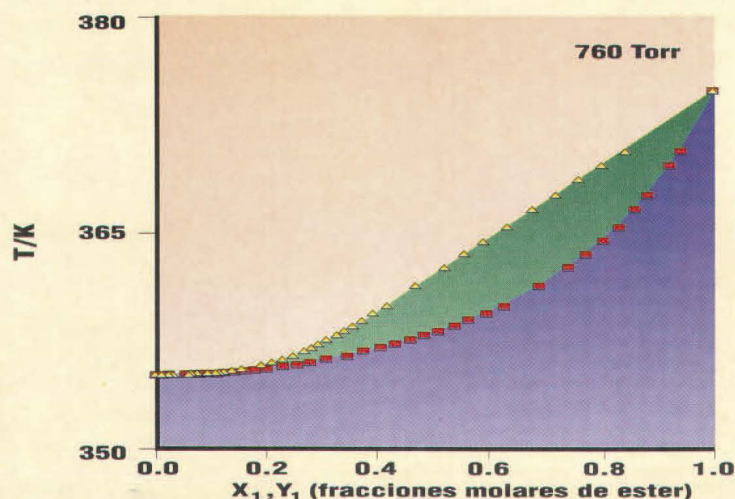
tales obtenidos a 101.32 kPa fueron:

$$x_{1,az.} = y_{1,az.} = 0.0294;$$

$$T_{az.} = 355.25 \text{ K}$$

**FIGURA 3**

**Datos experimentales, composición de las fases del ELV vs. Temperatura**



## 4. PREDICCIÓN DEL ELV EMPLEANDO LOS MODELOS DE CONTRIBUCIÓN POR GRUPOS

Es ampliamente utilizada en ingeniería química y generalmente aceptada la técnica de descomposición analítica, sea de un proceso o de una molécula, pues ofrece la oportunidad de realizar diferentes procesos de síntesis mediante la combinación de posibles alternativas, incluidas aquellas totalmente nuevas.

Desde esta idea básica surgen los métodos de contribución por grupos, pues existiendo en la naturaleza miles de sustancias orgánicas, sin embargo, los grupos moleculares constitutivos de las mismas son una pequeña cantidad, que permiten mediante combinaciones adecuadas de los mismos reproducir las moléculas de las sustancias. Por tanto, mejor que intentar reproducir el comportamiento de centenares de miles de posibles combinaciones de las sustancias, que por otra parte sería deseable, si ello fuera posible, parece más sencillo intentar conocer el comportamiento de esos grupos elementales, para posteriormente desde las parejas de interacción entre esos grupos, reproducir el comportamiento de las sustancias en las mezclas.

Por tanto, la predicción del ELV del sistema butanoato de metilo/i-propanol fue realizada, empleando los modelos de contribución por grupos Asog [12], Unifac [11,13,14] y Unifac-m [15], utilizando diferentes pa-

rejas de interacción (figura 5), a fin de evaluar la capacidad de predicción de estos modelos, lo cual además podrá ser útil para futuras redeterminaciones de las interacciones entre las parejas de grupos moleculares.

La figura 5, muestra las desviaciones entre los valores experimentales y los valores de predicción en la fracción molar de la fase vapor. Los errores medios en la predicción son menores de 5% para los modelos Asog y Unifac modificado, sin embargo, el modelo Unifac presenta errores medios inferiores al 3% para la pareja de interacción por grupos COH/COO.

## 5. CONCLUSIONES

**S**e analiza, la importancia para las industrias químicas del conocimiento del equilibrio entre fases y describe, un ebullómetro de reducidas dimensiones, de excelentes cualidades técnicas y el método utilizado para la determinación del ELV.

Los datos experimentales del sistema binario butanoato de metilo/*i*-propanol, relativos a una parte del proyecto de investigación, que ha permitido varias publicaciones internacionales (artículos en revistas científicas y comunicaciones en congresos), son analizados y evaluados termodinámicamente, facultando posteriormente a contrastar el comportamiento predictivo de los modelos de contribución por grupos.

### AGRADECIMIENTOS

Al Prof. Dr. Juan A. Ortega Saavedra, investigador de reconocido prestigio internacional, mi mayor y más profunda gratitud. A la Fundación Universitaria-Sical S.A. por la ayuda económica recibida para realizar el trabajo de investigación.

FIGURA 4

### Representación de las composiciones del equilibrio líquido-vapor

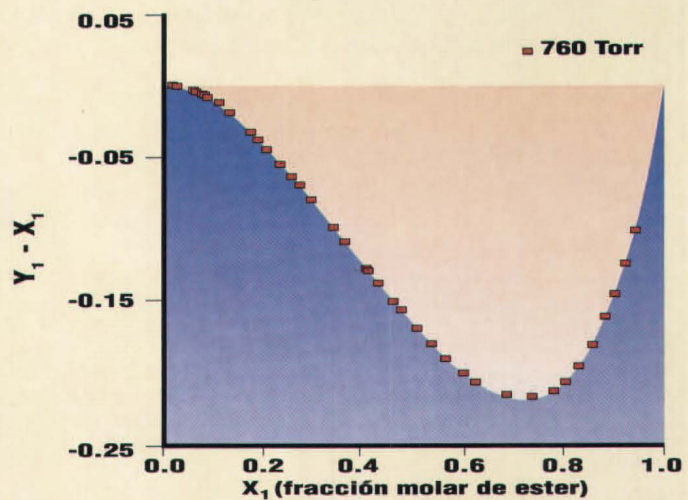
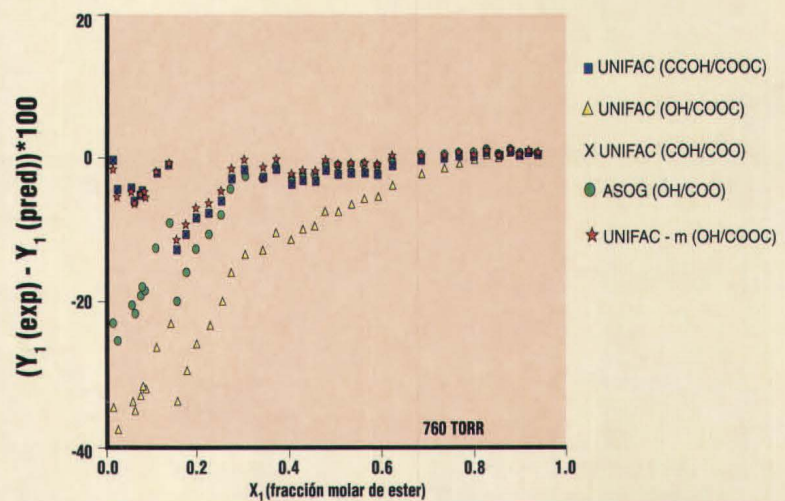


FIGURA 5

### Representación de las composiciones del equilibrio líquido-vapor



## SÍMBOLOS

A, B, C	= constantes de la ecuación de Antoine (2)	
A <sub>i</sub>	= parámetro de la ecuación (5)	
g <sup>E</sup>	= función en exceso de Gibbs	[kJ/mol]
k	= parámetro de la ecuación (5)	
n <sub>D</sub>	= índice de refracción	
P <sub>i</sub>	= presión de vapor de la sustancia pura i	[kPa]
P	= presión total	[kPa]
R	= constante universal de los gases	[kJ/mol*K]
s	= desviación estándar	
T	= temperatura	[K]
v <sup>E</sup>	= volumen molar en exceso	[m <sup>3</sup> /mol]
v <sub>i</sub>	= volumen molar del componente i	[m <sup>3</sup> /mol]
x <sub>1</sub>	= fracción molar del éster en la fase líquida	
y <sub>1</sub>	= fracción molar del éster en la fase vapor	
γ <sub>i</sub>	= coeficiente de actividad del componente i	
φ <sub>i</sub>	= coeficiente de fugacidad del componente i	



## BIBLIOGRAFÍA

- [1] Ortega, J.; Peña, J.A. y de Alfonso, C.; *J. Chem. Eng. Data*, 31, 339, (1986).
- [2] Susial, P. y Ortega, J.; 43 rd. *Canadian Chem. Eng. Conference*, 113, Oct. Ottawa, (1993)
- [3] Susial, P.; Tesis doctoral. Universidad de La Laguna, Tenerife, (1990)
- [4] Ortega, J. y Susial, P.; *Ber. Bunsenges. Phys. Chem.*, 95, 1214, (1991)
- [5] Lecat; *Ann. Soc. Sci. Bruxelles*, 48 B, I, 13, (1928)
- [6] Daubert, T.E. y Danner, R.P. «Data Compilation Tables of Properties of Pure Compounds»; A.I.Ch. E., New York, (1985)
- [7] Riddick, J.A., Bunger, W.B. y Sakano, T.K. «*Organic Solvents. Techniques of Chemistry*». Vol. II, 4 th, ed. Wiley-Interscience, New York, (1986)
- [8] Ortega, J. y Susial, P.; *J. Chem. Eng. of Japan*, 26, 259, (1993)
- [9] Nelder, J. y Mead, R.; *Comput. J.*, 7, 308, (1967)
- [10] TRC-Thermodynamic Tables Non-hydrocarbons. Thermodynamic Research Center, The Texas A&M University Systems. College Station TX. (1969)
- [11] Fredenslund, Aa.; Gmehling, J. y Rasmussen, P.; «*Vapor-Liquid Equilibria using UNIFAC. A Group Contribution Method*». Elsevier. Amsterdam. (1977)
- [12] Kojima, K. y Tochigi, K.; «*Prediction of Vapor-Liquid Equilibria by ASOG method*». Elsevier. Amsterdam. (1979)
- [13] Fredenslund, Aa; Jones, K.C. y Prausnitz, J.M.; *A.I.Ch.E. J.*, 21, 1086 (1975)
- [14] Gmehling, J.; Rasmussen, P. y Fredenslund, Aa.; *Ind. Eng. Chem. Des. Dev.*, 21, 118, (1982)
- [15] Larsen, B.L.; Rasmussen, P. y Fredenslund, Aa.; «*Phase Equilibria and Separation Process. A modified UNIFAC Group Contribution Model for Prediction of Phase Equilibria and Heat of Mixing*». Inst. Kem. Lyngby. Denmark. (1986)

## BIOGRAFÍA

### Pedro Susial Badajoz

Natural de Ponferrada, (León), es Ingeniero Técnico en Química Industrial por la Escuela de Ingenieros Técnicos Industriales de Las Palmas de G. C., Licenciado en Ciencias Químicas por la U.N.E.D. y Doctor en Ciencias Químicas por la Universidad de La Laguna. Es premio extraordinario de doctorado, tiene publicados diferentes artículos científicos en revistas internacionales y diversas comunicaciones en congresos. Ha sido becario de formación de personal

investigador, profesor asociado de la Universidad de Las Palmas de Gran Canaria y en la actualidad, es profesor titular de la misma en el Departamento de Ingeniería de Procesos.

Dirección:

Laboratorio de Termodinámica de la Escuela Superior de Ingenieros Industriales. Universidad de Las Palmas de Gran Canaria. 35017 - Tafira Baja. Las Palmas de G. C. Teléfonos: 45-19-00/30

Este trabajo ha sido patrocinado por la empresa

**SICAL, S.A. (LA TROPICAL)**