

Determinación de la densidad en sistemas binarios

Víctor López Pardo

16 de febrero de 2019

1. Objetivos

El fundamento que vamos a estudiar es la no-aditividad de los volúmenes mediante disoluciones de agua y alcohol etílico, tomando este último como soluto.

El principal objetivo de esta práctica es establecer una relación entre la densidad del sistema binario agua-etanol y la proporción de sus componentes a determinada temperatura, de esta manera podremos conocer la concentración de una disolución mediante su densidad (requerimos de esta relación para la práctica de equilibrio líquido-vapor en sistemas binarios).

También determinaremos el volumen molar de exceso, v^E , que coincide con el de mezcla, es decir, la diferencia entre el volumen molar de la disolución y el de los componentes por separado

$$v^E \equiv v^M = \frac{V}{n_T} - \frac{V^0}{n_T} = \frac{m_T}{\rho n_T} - \frac{V_{H_2O}^0 + V_{EtOH}^0}{n_T}$$

Ahora como $m_T = m_{H_2O} + m_{EtOH} = n_{H_2O}M_{H_2O} + n_{EtOH}M_{EtOH}$ podemos poner el minuendo como

$$\frac{m_T}{\rho n_T} = \frac{n_{H_2O}M_{H_2O} + n_{EtOH}M_{EtOH}}{\rho n_T} = \frac{\chi_{H_2O}M_{H_2O} + \chi_{EtOH}M_{EtOH}}{\rho}$$

Y como $V^0 = nv^0$, el sustraendo se puede escribir

$$\frac{V_{H_2O}^0 + V_{EtOH}^0}{n_T} = \frac{n_{H_2O}v_{H_2O}^0 + n_{EtOH}v_{EtOH}^0}{n_T} = (v_{H_2O}^0\chi_{H_2O} + v_{EtOH}^0\chi_{EtOH})$$

Si ahora tenemos en cuenta que $v^0 = \frac{M}{\rho^0}$, el volumen molar de exceso queda

$$v^E = \frac{\chi_{H_2O}M_{H_2O} + \chi_{EtOH}M_{EtOH}}{\rho} - \left(\chi_{H_2O}\frac{M_{H_2O}}{\rho_{H_2O}^0} + \chi_{EtOH}\frac{M_{EtOH}}{\rho_{EtOH}^0} \right) \quad (1)$$

Otra variable de interés es el volumen molar aparente, v_ϕ , que es el volumen que se le adjudica al soluto para justificar la variación de volumen, así cumple

$$V = n_{H_2O}v_{H_2O}^0 + n_{EtOH}v_\phi \quad (2)$$

Despejando y expresando el volumen total en función de la densidad de la disolución

$$v_\phi = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{EtOH}}}{\rho n_{\text{EtOH}}} - \frac{V_1^0}{n_{\text{EtOH}}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho n_{\text{EtOH}}} + \frac{m_{\text{EtOH}}}{\rho n_{\text{EtOH}}} - \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}^0 n_{\text{EtOH}}}$$

Siendo $M_{\text{EtOH}} = \frac{m_{\text{EtOH}}}{n_{\text{EtOH}}}$ y la molalidad $m = \frac{n_{\text{EtOH}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}}$, expresamos el volumen molar aparente como

$$v_\phi = \frac{M_{\text{EtOH}}}{\rho} + \frac{1}{m} \left(\frac{1}{\rho} - \frac{1}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}^0} \right) \quad (3)$$

Y por último también se calculará el volumen parcial de soluto, \bar{v}_{EtOH} , derivando (2) obtenemos

$$\bar{v}_{\text{EtOH}} = \left(\frac{\partial V}{\partial n_{\text{EtOH}}} \right)_{T,p} = v_\phi + n_{\text{EtOH}} \left(\frac{\partial v_\phi}{\partial n_{\text{EtOH}}} \right)_{T,p} = v_\phi + n_{\text{EtOH}} \left(\frac{\partial v_\phi}{\partial m} \right)_{T,p} \left(\frac{\partial m}{\partial n_{\text{EtOH}}} \right)_{T,p}$$

Como $m = \frac{n_{\text{EtOH}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}}$, entonces

$$n_{\text{EtOH}} \left(\frac{\partial m}{\partial n_{\text{EtOH}}} \right)_{T,p} = \frac{n_{\text{EtOH}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = m$$

Así el volumen parcial

$$\bar{v}_{\text{EtOH}} = v_\phi + m \left(\frac{\partial v_\phi}{\partial m} \right)_{T,p} = \frac{M_{\text{EtOH}}}{\rho} + \frac{1}{m} \left(\frac{1}{\rho} - \frac{1}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}^0} \right) - m \frac{1}{m^2} \left(\frac{1}{\rho} - \frac{1}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}^0} \right)$$

Por lo que se reduce a

$$\bar{v}_{\text{EtOH}} = \frac{M_{\text{EtOH}}}{\rho} \quad (4)$$

2. Metodología experimental

El trabajo en el laboratorio consistirá en medir la densidad en función de la temperatura para el agua pura, el alcohol puro y nueve disoluciones con diferente concentración. Previamente a la llegada al laboratorio es necesario realizar un cálculo de las masas requeridas para preparar las fracciones molares que luego usaremos. Debido a un error en el cálculo y a que el alcohol disponible no era puro, no pudimos obtener las fracciones deseadas, además de que, por darnos cuenta tarde del error, habíamos realizado solamente diez disoluciones y no las once requeridas. Pese a esto creemos que tenemos datos suficientes para realizar un buen análisis una vez corregido dicho error.

Para calcular las fracciones molares necesitamos conocer las densidades del alcohol 96°, la del agua y la del alcohol puro. Basándonos en [2] y en [3] tenemos que a 20°C (temperatura suficientemente similar a la del laboratorio) las densidades son

$$\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 0,99821 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \quad \rho_{\text{EtOH}} = 0,7893 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \quad \rho_{96^\circ} = 0,8085 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

También requerimos de la masa molar, que sacamos de [1]

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,0154 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad M_{\text{EtOH}} = 46,0684 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Así la fracción molar de alcohol etílico (que simbolizaremos como EtOH) es

$$\chi_{\text{EtOH}} = \frac{n_{\text{EtOH}}}{n_{\text{EtOH}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1}{1 + \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{EtOH}}}} = \frac{1}{1 + \frac{M_{\text{EtOH}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{EtOH}}}} = \frac{1}{1 + \frac{M_{\text{EtOH}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \frac{\rho_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho_{\text{EtOH}}} \frac{V_{\text{H}_2\text{O}}}{V_{\text{EtOH}}}}$$

Recordando que el alcohol 96° es, en volumen, un 96 % alcohol y un 4 % agua¹, si denotamos con 1 al agua destilada medida y con 2 al alcohol 96° medido, el cociente

$$\frac{V_{\text{H}_2\text{O}}}{V_{\text{EtOH}}} = \frac{V_1 + 0,04V_2}{0,96V_2} = \frac{\frac{m_1}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}} + 0,04\frac{m_2}{\rho_{96^\circ}}}{0,96\frac{m_2}{\rho_{96^\circ}}} = \frac{m_1\rho_{96^\circ} + 0,04m_2\rho_{\text{H}_2\text{O}}}{0,96m_2\rho_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Por lo que la fracción molar de etanol es

$$\chi_{\text{EtOH}} = \frac{1}{1 + \frac{M_{\text{EtOH}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \frac{\rho_{96^\circ}m_1 + 0,04\rho_{\text{H}_2\text{O}}m_2}{0,96\rho_{\text{EtOH}}m_2}} \quad (5)$$

Una vez en el laboratorio debemos preparar dichas disoluciones. Obtenidas las masas requeridas al despejar de (5) estableciendo como suma de ambas masas una masa total de $m_T = 20$ g procedemos de la siguiente manera:

1. Colocamos un frasco vacío y destapado sobre el centro de la balanza y la taramos.
2. Echamos agua destilada con una jeringa hasta aproximarnos a la masa calculada (m_1).
3. Con ayuda de una pipeta añadimos el agua hasta aproximarnos lo máximo posible a la masa deseada.
4. Ahora repetimos el mismo proceso con alcohol sin tarar la balanza y tomando como la masa objetivo la masa total m_T .
5. Cerramos el frasco rápidamente para evitar que el alcohol se evapore.
6. Escribimos el número de la fracción molar en el fondo del frasco para luego distinguirlos (la idea de hacerlo en el fondo es para leer el número mejor cuando estos estén en el agua, pues flotarán boca abajo).

Los frascos se sumergen en un baño a una temperatura relativamente alta (pero suficientemente baja como para meter la mano sin quemarse), en nuestro caso sobre unos 46°C. Una vez los frascos estén calientes se procede a la toma de medidas de densidades frente a temperaturas. La temperatura más alta que pudimos medir era sobre 38°C, pero conforme fuimos midiendo frascos con mayor fracción molar de alcohol etílico, como la capacidad calorífica de este es mucho menor a la del agua, no fuimos lo suficientemente rápidos como para medir temperaturas superiores a 35°C, por lo que nuestro rango de temperaturas será de 27°C a 35°C con datos cada medio grado. Para medir las densidades de manera correcta:

¹es habitual que el alcohol posea algún desnaturalizante como el cloruro de benzalconio, pero este no suele exceder el 0,0002 % en masa, por lo que lo consideramos despreciable.

1. Sacamos el frasco del baño y lo abrimos rápidamente. Si no nos vemos capaces de ser tan rápidos podemos abrirlo manteniendo la mitad inferior del frasco dentro del agua, aunque precisamos habilidad para no contaminar la muestra, pues el agua está en constante movimiento.
2. Extraemos con una jeringa unos 10 mL de disolución.
3. Introducimos la muestra en el densímetro limpiando la muestra anterior y quitando las burbujas.
4. Anotamos los pares de densidades y temperaturas.

El trabajo de laboratorio concluye al realizar todas las medidas, aunque es posible que haya que repetir las medidas de algún frasco por errores que cometamos o algún factor desconocido que nos genere datos anómalos.

3. Resultados y análisis

Lo primero a destacar es que al preparar las disoluciones no pudimos replicar a la perfección las masas calculadas, por lo que tenemos que recalcular las fracciones molares con la masa real que empleamos. Recordando que 1 simboliza al agua destilada y 2 al alcohol etílico comercial, tenemos:

χ_{EtOH} (teórica)	m_1/g	m_T/g	m_2/g	$\chi_{\text{H}_2\text{O}}$	χ_{EtOH} (real)
0,0	20,000	20,000	0,000	1,0000	0,0000
0,1	15,395	20,070	4,675	0,9012	0,0988
0,2	11,893	19,994	8,101	0,8055	0,1945
0,3	9,130	20,002	10,872	0,7081	0,2919
0,4	6,875	20,058	13,183	0,6090	0,3910
0,5	5,033	20,006	14,973	0,5126	0,4874
0,6	3,495	20,084	16,589	0,4151	0,5849
0,7	2,165	20,008	17,843	0,3178	0,6822
0,8	1,021	20,003	18,982	0,2197	0,7803
0,9	0,032	20,014	19,982	0,1221	0,8779

Cuadro 1: Fracciones molares reales.

Para la fracción nula echamos mucha más agua de la que necesitábamos pues utilizamos luego parte de esa agua para hacer prácticas y adquirir cierta habilidad en el proceso de medida evitando que se nos enfriase excesivamente la muestra, por eso en el Cuadro 5 aparecen veinte gramos exactos, pues realmente desconocemos cuanta cantidad de agua empleamos para la práctica, pero precisamente por ser agua pura, la cantidad es irrelevante para obtener la fracción molar de etanol.

Ahora presentaremos los datos de las densidades medidas. Es relevante decir que estos son los datos con los que vamos a trabajar, pero no los primeros que obtuvimos, pues tuvimos que repetir la medida de $\chi_{\text{EtOH}} = 0,2919$ porque no apuntamos la densidad a 32°C; la de $\chi_{\text{EtOH}} = 0,7803$ porque no fuimos capaces de tomar los datos con la velocidad suficiente y perdimos las primeras temperaturas, y la de $\chi_{\text{EtOH}} = 0,6822$ porque al bajar de determinada temperatura la densidad empezó a subir excesivamente, como desconocemos qué provocó esa aceleración en el aumento de la densidad y al repetir la medida no volvió a suceder, consideramos la medida como mala.

	$\rho/\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$									
χ_{EtOH}	0,0000	0,0988	0,1945	0,2919	0,3910	0,4874	0,5849	0,6822	0,7803	0,8779
35,0°C	0,9941	0,9589	0,9292	0,8993	0,8758	0,8544	0,8361	0,8211	0,8083	0,7967
34,5°C	0,9943	0,9591	0,9296	0,8997	0,8763	0,8548	0,8366	0,8215	0,8087	0,7971
34,0°C	0,9945	0,9594	0,9299	0,9002	0,8768	0,8553	0,8370	0,8219	0,8091	0,7975
33,5°C	0,9946	0,9597	0,9303	0,9006	0,8772	0,8557	0,8375	0,8223	0,8095	0,7980
33,0°C	0,9948	0,9600	0,9307	0,9010	0,8776	0,8562	0,8379	0,8227	0,8099	0,7984
32,5°C	0,9950	0,9603	0,9311	0,9014	0,8780	0,8566	0,8383	0,8232	0,8103	0,7988
32,0°C	0,9951	0,9606	0,9314	0,9019	0,8785	0,8571	0,8387	0,8235	0,8107	0,7992
31,5°C	0,9953	0,9608	0,9318	0,9023	0,8789	0,8575	0,8392	0,8240	0,8111	0,7997
31,0°C	0,9954	0,9611	0,9322	0,9027	0,8793	0,8579	0,8396	0,8244	0,8115	0,8001
30,5°C	0,9956	0,9614	0,9326	0,9031	0,8798	0,8584	0,8400	0,8249	0,8119	0,8006
30,0°C	0,9957	0,9617	0,9331	0,9035	0,8802	0,8588	0,8405	0,8253	0,8123	0,8011
29,5°C	0,9959	0,9619	0,9335	0,9040	0,8807	0,8592	0,8409	0,8258	0,8127	0,8016
29,0°C	0,9961	0,9622	0,9339	0,9044	0,8811	0,8597	0,8414	0,8262	0,8131	0,8021
28,5°C	0,9962	0,9625	0,9343	0,9049	0,8816	0,8601	0,8419	0,8267	0,8136	0,8026
28,0°C	0,9964	0,9628	0,9347	0,9053	0,8821	0,8606	0,8424	0,8272	0,8140	0,8031
27,5°C	0,9966	0,9631	0,9351	0,9058	0,8826	0,8611	0,8430	0,8278	0,8145	0,8037
27,0°C	0,9967	0,9635	0,9356	0,9063	0,8831	0,8616	0,8435	0,8284	0,8150	0,8043

Cuadro 2: Densidades en función de la fracción molar y la temperatura.

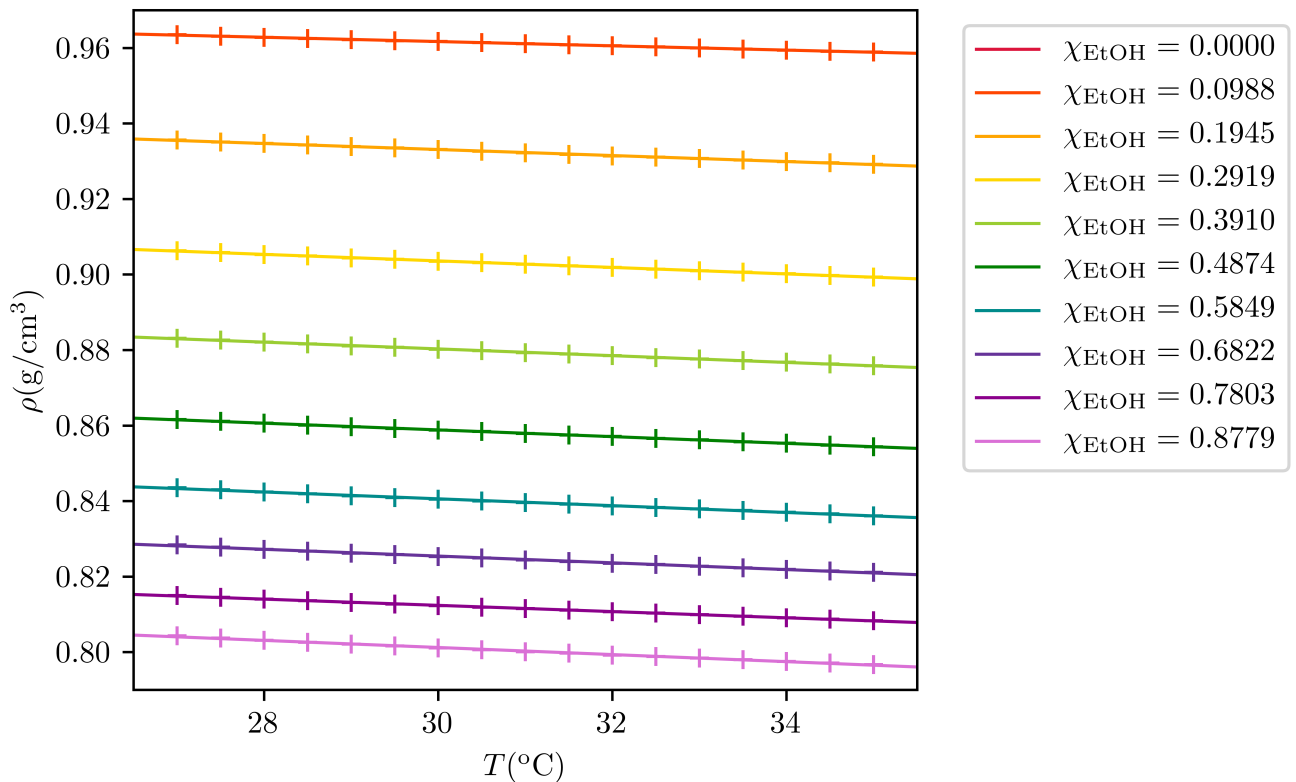


Figura 1: Densidades en función de la temperatura para las diferentes fracciones molares.

Una vez obtenidas las medidas de la densidad las representamos gráficamente frente a la temperatura para las diferentes fracciones molares para poder visualizar como la densidad aumenta con la fracción

molar y disminuye con la temperatura (Figura 1). Como podemos observar todas las fracciones se ajustan muy bien a una recta de pendiente negativa.

3.1. Densidad en función de la fracción molar

Para empezar tenemos que elegir una temperatura de trabajo, a la cual calcularemos los volúmenes molares pertinentes y que luego usaremos para la práctica de equilibrio líquido-vapor de sistemas binarios. Probando diferentes temperaturas vemos que todas ellas se parecen bastante a una parábola. La que se ajusta más satisfactoriamente a un polinomio de segundo grado es la de 30,5°C, por lo que consideraremos esta nuestra temperatura de trabajo T_0 :

$$T_0 = 30,5^\circ\text{C} = 303,65 \text{ K}$$

Primero vamos a ajustar la densidad frente a la fracción molar a una parábola:

$$\rho = a + b(\chi_{\text{EtOH}}) + c(\chi_{\text{EtOH}})^2$$

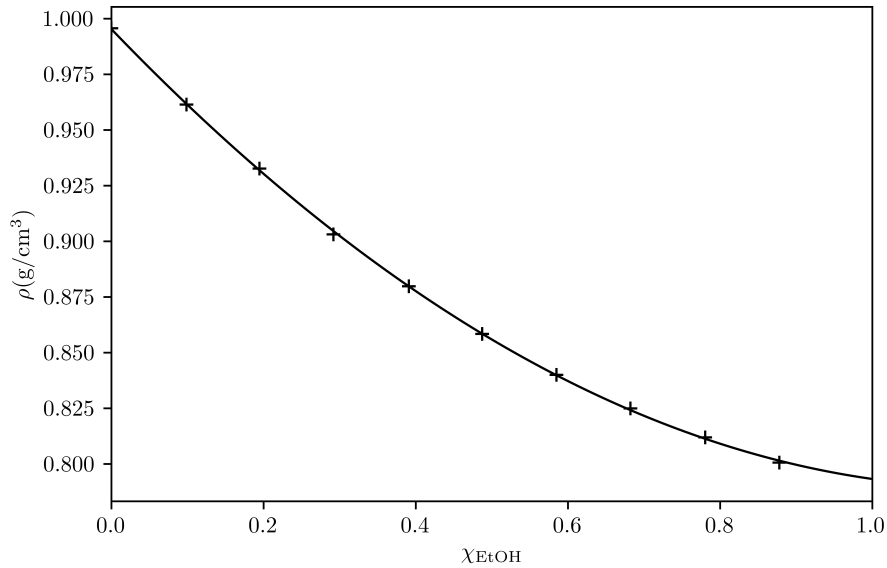


Figura 2: Densidad en función de la fracción molar de etanol a 30,5°C.

Obtenemos los siguientes coeficientes²:

$$a = 0,9953(23) \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \quad b = -0,356(12) \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \quad c = 0,153(13) \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

El ajuste se ve que es bastante acertado con observar la Figura 2, pero también vamos a comparar los valores tabulados en [2] para la densidad del agua a 30°C y el etanol a 30°C. En nuestro ajuste la densidad del agua pura corresponde con la $\chi_{\text{EtOH}} = 0$ y del alcohol puro con $\chi_{\text{EtOH}} = 1$ así:

$$\rho(0) = a = 0,9953(23) \approx 0,99565 = \rho_{\text{H}_2\text{O}}(30^\circ\text{C})$$

$$\rho(1) = a + b + c = 0,793(18) \approx 0,78073 = \rho_{\text{EtOH}}(30^\circ\text{C})$$

Vemos que los valores tabulados encajan a la perfección dentro del intervalo de confianza.

²El número entre paréntesis representa la incertidumbre sobre las dos últimas cifras.

3.2. Volumen molar de exceso

Recordando (1) tenemos que:

$$v^E = \frac{\chi_{\text{H}_2\text{O}} M_{\text{H}_2\text{O}} + \chi_{\text{EtOH}} M_{\text{EtOH}}}{\rho} - \left(\chi_{\text{H}_2\text{O}} \frac{M_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}^0} + \chi_{\text{EtOH}} \frac{M_{\text{EtOH}}}{\rho_{\text{EtOH}}^0} \right)$$

Haciendo el cálculo para las fracciones molares y las densidades a nuestra temperatura de trabajo obtenemos:

χ_{EtOH}	$v^E / \text{cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$
0,0000	-0,0323
0,0988	-1,0615
0,1945	-1,7707
0,2919	-2,1696
0,3910	-2,3670
0,4874	-2,3063
0,5849	-2,0740
0,6822	-1,7287
0,7803	-1,2749
0,8779	-0,7271

Cuadro 3: Volumen molar de exceso frente a la fracción molar de etanol a 30,5°C.

Si representamos los puntos del Cuadro 3 podemos observar que siguen una tendencia clara. En la Figura 3(b) se puede observar como la tendencia prevé con bastante acierto que, por definición, el volumen de exceso de las sustancias puras, esto es, $\chi_{\text{EtOH}} = 0$ y $\chi_{\text{EtOH}} = 1$, es nulo.

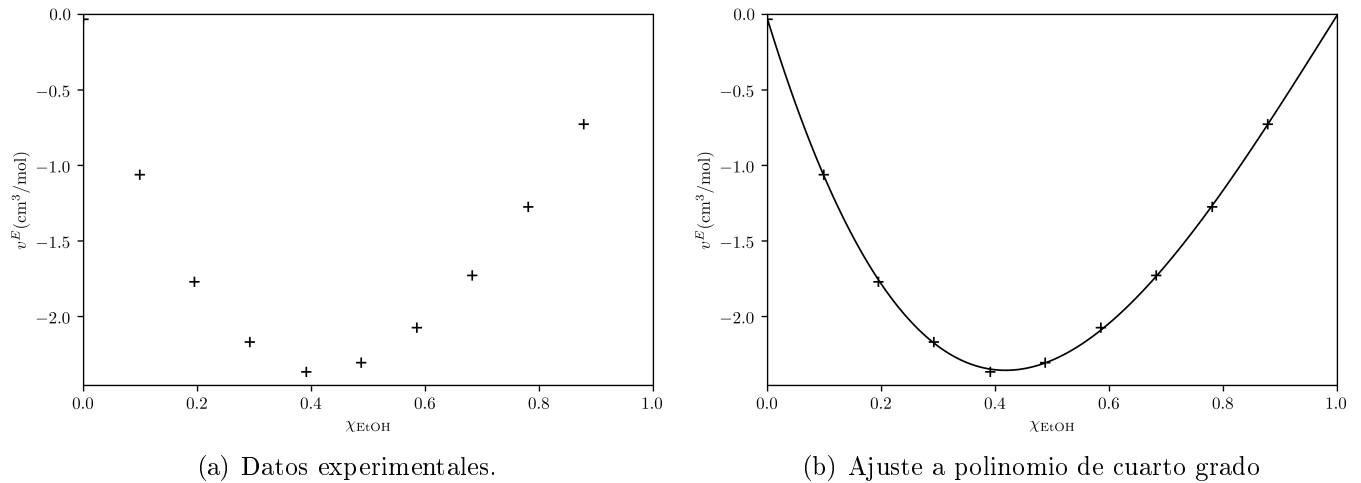


Figura 3: Volumen molar de exceso frente a la fracción molar de etanol a 30,5°C.

3.3. Volumen molar aparente

Como ya vimos en (3):

$$v_\phi = \frac{M_{\text{EtOH}}}{\rho} + \frac{1}{m} \left(\frac{1}{\rho} - \frac{1}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}^0} \right)$$

Como $m = \frac{n_{\text{EtOH}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{n_{\text{EtOH}}}{M_{\text{H}_2\text{O}} n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\chi_{\text{EtOH}}}{M_{\text{H}_2\text{O}} \chi_{\text{H}_2\text{O}}}$, calculamos v_ϕ :

χ_{EtOH}	$v_\phi / \text{cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$
0,0000	—
0,0988	54,2200
0,1945	54,6549
0,2919	55,6227
0,3910	56,1460
0,4874	56,7599
0,5849	57,2555
0,6822	57,6136
0,7803	57,9074
0,8779	58,1621

Cuadro 4: Volumen molar aparente frente a la fracción molar de etanol a 30,5°C.

Recordemos que el volumen molar aparente es el volumen que se le atribuye al soluto para justificar la no-aditividad de los volúmenes, por lo que si no hay soluto carece de sentido esta magnitud, de ahí que en el Cuadro 4 tengamos vacío el volumen molar aparente de la fracción nula.

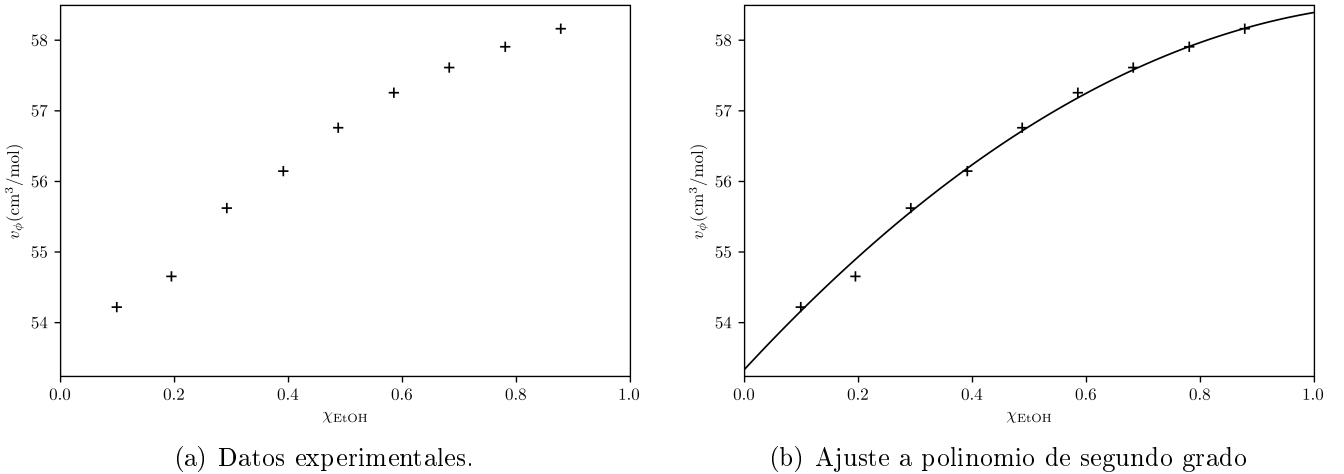


Figura 4: Volumen molar aparente frente a la fracción molar de etanol a 30,5°C.

También se aprecia una tendencia en la Figura 4(a). Sin embargo, se ve que para la fracción $\chi_{\text{EtOH}} = 0,1945$ el dato dista demasiado de la tendencia del resto de datos (Figura 4(b)), tras estudiar y repetir los cálculos para el punto hemos visto que para esa fracción molar, el dato se desvía en todas las temperaturas de una manera similar y además se comporta bien para el resto de magnitudes estudiadas, por lo que no podemos concluir si el dato es debido a un error en la medida o la preparación

del frasco o bien es un fenómeno físico que no estamos teniendo en cuenta. Por desgracia para discernir el origen de esa anomalía precisaríamos repetir las medidas y con más fracciones molares. No obstante, podemos modelizar de manera estimada considerando como válida la aproximación cuadrática de la densidad para ver cómo se comportaría el volumen molar aparente.

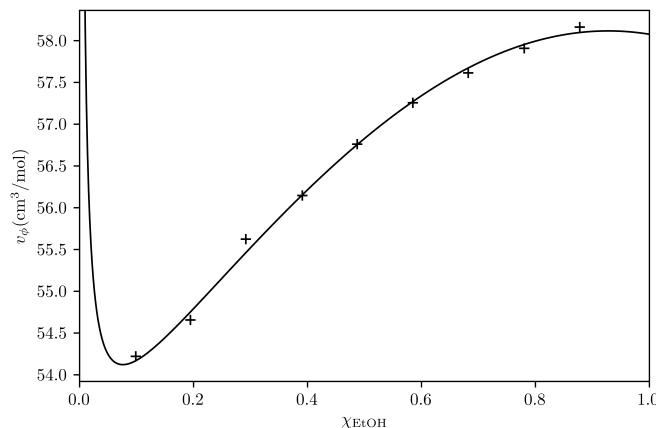


Figura 5: Comparación del modelo teórico con los datos experimentales del volumen molar aparente frente a la fracción molar de etanol a 30,5°C.

Vemos que la curva teórica (Figura 5) se aproxima bastante bien y predice la singularidad en el origen. Pese a esto, los datos obtenidos son muy pocos como para hablar de una tendencia clara.

3.4. Volumen molar parcial de soluto

Tenemos que recordar (4):

$$\bar{v}_{\text{EtOH}} = \frac{M_{\text{EtOH}}}{\rho}$$

Haciendo el cálculo obtenemos:

χ_{EtOH}	$\bar{v}_{\text{EtOH}}/\text{cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$
0,0000	46,2720
0,0988	47,9181
0,1945	49,3979
0,2919	51,0115
0,3910	52,3624
0,4874	53,6678
0,5849	54,8434
0,6822	55,8473
0,7803	56,7415
0,8779	57,5424

Cuadro 5: Volumen molar parcial de etanol frente a la fracción molar de etanol a 30,5°C.

Al representar gráficamente (Figura 6) vemos la tendencia y esta vez parece que no hay razones para creer que el comportamiento dista mucho de un polinomio.

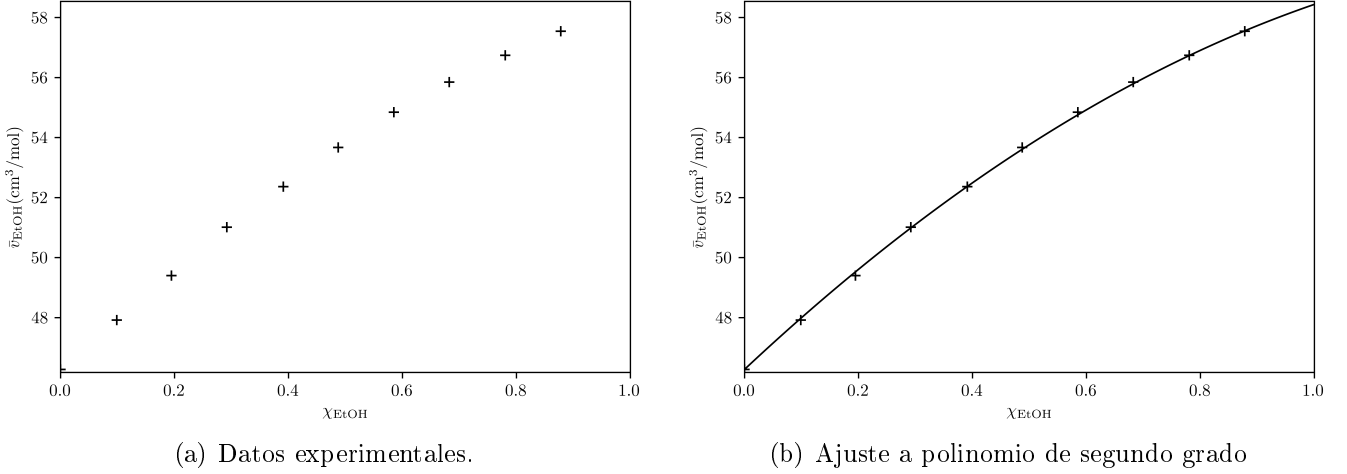


Figura 6: Volumen molar parcial de etanol frente a la fracción molar de etanol a 30,5°C.

Teniendo el volumen parcial de soluto podemos calcular el volumen parcial de disolvente pues

$$V = n_{\text{H}_2\text{O}}\bar{v}_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{EtOH}}\bar{v}_{\text{EtOH}} = n_{\text{H}_2\text{O}}\bar{v}_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{EtOH}}\frac{M_{\text{EtOH}}}{\rho}$$

Despejando $\bar{v}_{\text{H}_2\text{O}}$ llegamos a

$$\bar{v}_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\rho V - n_{\text{EtOH}}M_{\text{EtOH}}}{n_{\text{H}_2\text{O}}\rho} = \frac{m_{\text{T}} - m_{\text{EtOH}}}{n_{\text{H}_2\text{O}}\rho} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{H}_2\text{O}}\rho}$$

Por lo que obtenemos que el volumen molar parcial de disolvente es:

$$\bar{v}_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho} \quad (6)$$

Vamos a calcular también el volumen molar parcial del agua:

χ_{EtOH}	$\bar{v}_{\text{H}_2\text{O}}/\text{cm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$
0,0000	18,0950
0,0988	18,7387
0,1945	19,3173
0,2919	19,9483
0,3910	20,4766
0,4874	20,9871
0,5849	21,4468
0,6822	21,8394
0,7803	22,1891
0,8779	22,5023

Cuadro 6: Volumen molar parcial de agua frente a la fracción molar de etanol a 30,5°C.

Al representarlo gráficamente (Figura 7) se ve que la tendencia es prácticamente la misma que la del volumen parcial del etanol, solo que en general es menor (ya que $M_{\text{H}_2\text{O}} < M_{\text{EtOH}}$). Técnicamente deberían ser datos idénticos salvo una constante de proporcionalidad, esto se ve bastante bien pues

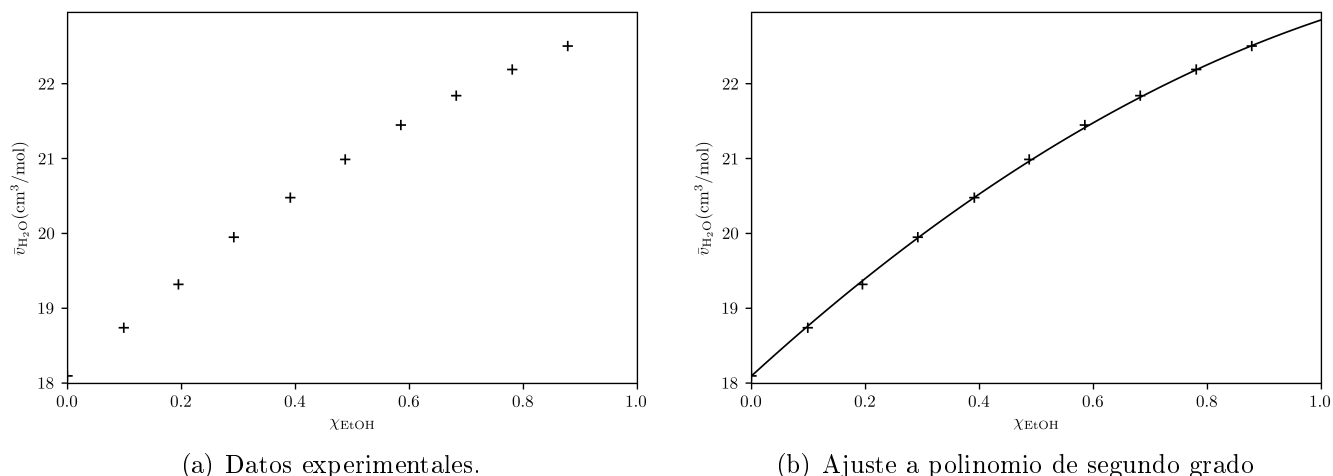


Figura 7: Volumen molar parcial de agua frente a la fracción molar de etanol a 30, 5°C.

para fracciones molares bajas el volumen molar parcial de cada componente coincide numéricamente con su masa molar (pues la densidad de la muestra es similar a la del agua, que es prácticamente la unidad).

Referencias

- [1] Wieser, M. E., Holden, N., Coplen, T. B., Böhlke, J. K., Berglund, M., Brand, W. A., ... & Hirata, T. (2013). Atomic weights of the elements 2011 (IUPAC Technical Report). *Pure and Applied Chemistry*, 85(5), 1047-1078.
- [2] Lide D. R. (2003). *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 84th Edition*. CRC press.
- [3] Millipore Sigma de Merck KGaA, Darmstadt, Alemania (16 de febrero de 2019): http://www.emdmillipore.com/US/en/product/Ethanol-960-0,MDA_CHEM-159010
- [4] Varela Cabo, L. M., Gómez Rodríguez, F., & Carrete Montaña, J. (2010) *Tratamiento de datos físicos*. Servizo de Publicacións e Intercambio Científico. Universidade de Santiago de Compostela.