

GRADO EN FÍSICA 2022/2023

Técnicas Experimentales II

LABORATORIO DE TERMODINÁMICA

Densidad (D)

Autor:

Daniel Rodríguez Tenreiro.

Índice

1. Introducción	2
1.1. Objetivo	2
1.2. Procedimiento	2
2. Material y montaje	2
3. Procedimiento	3
3.1. Preparación de las mezclas	3
3.2. Medida de la densidad	5
3.3. Ajuste de los datos.	5
3.4. Volúmenes molares	7
3.4.1. Volumen molar de exceso	7
3.4.2. Volumen molar aparente	8
3.4.3. Volumen molar parcial	10
4. Conclusión	11

1. Introducción

1.1. Objetivo

En esta práctica estudiaremos un sistema binario etanol-agua para obtener la relación entre la densidad (ρ) de la mezcla y sus concentraciones (χ) de las sustancias. También a partir de los resultados obtenidos, calcularemos y analizaremos diferentes volúmenes molares para dicha mezcla, los cuales nos proporcionarán información sobre ella.

1.2. Procedimiento

Para ello prepararemos en el laboratorio distintas mezclas de alcohol y agua, intentaremos que la fracción molar del agua (χ_{H_2O}) presente en ellas vaya desde 0,1 a 0,9 en intervalos de 0,1, que sumándole las sustancias puras harán 11 muestras a medir en total.

Las mezclas buscaremos que tengan siempre la misma masa, unos 20 gramos, por lo que deberemos calcular cuanto echar de cada sustancia. Una vez conocidas dichas cantidades prepararemos las mezclas en unos frascos con ayuda de jeringas y cuentagotas e iremos etiquetándolos para poder identificarlos.

Según vayamos preparando las mezclas las iremos introduciendo en un baño de agua a unos 35°C, una vez todas estén listas, con la ayuda de una jeringa iremos cogiendo muestras de las distintas mezclas por orden de preparación (las primeras que hagamos habrán estado más tiempo en el baño y tendrán la temperatura deseada) y utilizando un densímetro mediremos su temperatura (T) y densidad (ρ) entre los 30°C y los 25°C, tomando valores de ρ cada 0,5°C. En esta parte es esencial purgar las jeringas y el diapason del densímetro del aire y restos de otras medidas ya que esto puede afectar a los resultados.

Una vez tomados los datos necesarios, para obtener la relación $\rho = \rho(\chi)$ escogeremos una temperatura de trabajo (T_f) y ajustaremos a un polinomio de segundo orden todos los valores de ρ para esa temperatura, obteniendo dicha relación.

2. Material y montaje

El material empleado durante la práctica fue el siguiente:

- Balanza.
- Cuentagotas y jeringas.
- Densímetro, que mide densidad y temperatura.
- Frascos y un rotulador para marcarlos.
- Baño de agua, que consta de un recipiente con agua y un calentador que mantiene la temperatura constante.
- Agua destilada y alcohol etílico del 96 % de volumen.

En cuanto al montaje, este resulta sencillo, solo precisamos de la balanza para medir las masas de alcohol y agua, el baño de agua y una zona con papel para poner el densímetro y no mojar con los líquidos que expulsan (que son los que midamos).

Antes de comenzar el análisis cabe mencionar como funciona el densímetro y la razón por la que es tan importante evitar que durante las mediciones queden restos de aire y otras medidas en su interior. La densidad se determina a través de los períodos de oscilación de un pequeño diapason que se llena con la muestra cuya densidad se desea determinar, este diapason funciona como un oscilador armónico cuyo período viene dado por $T = 2\pi\sqrt{\frac{m}{k}}$, como vemos este se ve afectado por su masa y debido a su pequeño tamaño una burbuja de aire en medio de nuestra muestra puede afectar en gran medida el resultado.

3. Procedimiento

3.1. Preparación de las mezclas

Las concentraciones con las cuales buscaremos trabajar, como se mencionó anteriormente, serán aproximadamente desde 0,1 a 0,9 a intervalos de 0,1, expresadas en fracción molar del agua (χ_{H_2O}). El peso de cada mezcla será siempre de $m_t \approx 20g$, por lo que antes de empezar la práctica debemos calcular las masas que necesitamos de cada sustancia para conseguir las concentraciones deseadas. Para ello usaremos una expresión obtenida a partir de la fracción molar del agua:

$$\chi_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2O} + n_{OH}} = \frac{\frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}}{\frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} + \frac{m_{OH}}{M_{OH}}} \quad (1)$$

Despejando la masa del agua:

$$m_{H_2O} = \frac{m_t}{1 + \frac{M_{OH}}{M_{H_2O}} \left(\frac{1}{\chi_{H_2O}} - 1 \right)} \quad (2)$$

$$m_{OH} = 20 - m_{H_2O} \quad (3)$$

Sabiendo que la masa molar del agua es $M_{H_2O} = 18,02g/mol$ y la de alcohol es $M_{OH} = 46,07g/mol$, y realizando los cálculos pertinentes tendremos las masas que necesitaremos utilizar. A partir de aquí distinguiremos 2 alcoholes distintos, los terminos con el subíndice 96 se referirán a las cantidades de alcohol que utilizamos en el laboratorio (ya que el alcohol es del 96 % de volumen) y los términos con subíndice OH se referirán al alcohol puro que utilizamos (cuya cantidad sabremos gracias a una posterior corrección en las masas). En la tabla de abajo junto a las masas que obtuvimos mediante cálculos presentaremos las que utilizamos en el laboratorio, ya que a la hora de experimentar es extremadamente difícil obtener los valores exactos:

χ_{H_2O}	$m_{H_2O} \pm 0,001(g)$	$m_{96} \pm 0,001(g)$	$m_{H_2O} \pm 0,001(g)$ (usado)	$m_{96} \pm 0,001(g)$ (usado)
0,0	0,000	20,000	0,000	20,008
0,1	0,833	19,167	0,846	19,162
0,2	1,782	18,218	1,773	18,230
0,3	2,871	17,129	2,853	17,142
0,4	4,137	15,863	4,120	15,880
0,5	5,623	14,377	5,620	14,383
0,6	7,395	12,605	7,391	12,613
0,7	9,543	10,457	9,547	10,440
0,8	12,201	7,799	12,200	7,804
0,9	15,576	4,424	15,567	4,424
1,0	20,000	0,000	19,997	0,000

Cuadro 1: Masas teóricas y utilizadas.

Antes de continuar, como mencionamos previamente, debemos hacer una corrección a las masas, puesto que el alcohol utilizado no es puro, es del 96 % de volumen, lo que quiere decir que de cada 100ml de este alcohol 96ml son alcohol puro y 4ml son de agua. Posteriormente a esta corrección también habrá que recalcular las fracciones molares para obtener resultados coherentes a la hora de ajustar a una función. Teniendo en cuenta lo anterior la corrección necesaria es:

$$m_{H_2O} = m_{H_2O}(usado) + 0,04 \cdot \rho_{H_2O} \cdot \frac{m_{96}}{\rho_{96}} \quad (4)$$

$$m_{OH} = 0,96 \cdot \rho_{OH} \cdot \frac{m_{96}}{\rho_{96}} \quad (5)$$

Siendo m_{H_2O} la masa total del agua, m_{OH} la del alcohol puro y los términos con los subíndices 96 son los

referidos al alcohol de 96 % de volumen. Los datos teóricos que necesitaremos son:

$$\rho_{H_2O} = 1g/cm^3 \quad \rho_{OH} = 0,789g/cm^3 \quad \rho_{96} = 0,804g/cm^3$$

Para el cálculo de las incertidumbres utilizaremos la ecuación de propagación de incertidumbres, sabiendo que la báscula tenía una precisión de 0,001 ($s(m) = 0,001$). Las incertidumbres de las masas reales vienen dadas por:

$$s(m_{96}) = \sqrt{s(m)^2 + s(m)^2} = 0,0014(g)$$

$$s(m_{H_2O}) = \sqrt{s(m)^2 + s(m_{H_2O})^2} = \sqrt{0,001^2 + (0,04 \cdot \frac{\rho_{H_2O}}{\rho_{96}})^2 \cdot 0,0014^2} = 0,0010(g)$$

$$s(m_{OH}) = \sqrt{s(m_{OH})^2} = \sqrt{(0,96 \cdot \frac{\rho_{OH}}{\rho_{96}})^2 \cdot 0,0014^2} = 0,0013(g)$$

χ_{H_2O}	m_{H_2O} (g)	m_{96} (g)	$m_{H_2O} \pm 0,001$ (g)(usado)	$m_{96} \pm 0,001$ (g)(usado)	$m_t \pm 0,001$ (g)(usado)	$m_{H_2O} \pm 0,0010$ (g)(real)	$m_{OH} \pm 0,0013$ (g)(real))
0,0	0,000	20,000	0,000	20,008	20,008	0,9954	18,8493
0,1	0,833	19,167	0,846	19,162	20,008	1,7993	18,0523
0,2	1,782	18,218	1,773	18,230	20,003	2,6800	17,1743
0,3	2,871	17,129	2,853	17,142	19,995	3,7058	16,1493
0,4	4,137	15,863	4,120	15,880	20,000	4,9100	14,9604
0,5	5,623	14,377	5,620	14,383	20,003	6,3356	13,5501
0,6	7,395	12,605	7,391	12,613	20,004	8,0185	11,8826
0,7	9,543	10,457	9,547	10,440	19,987	10,0664	9,8354
0,8	12,201	7,799	12,200	7,804	20,004	12,5883	7,3521
0,9	15,576	4,424	15,567	4,424	19,991	15,7871	4,1678
1,0	20,000	0,000	19,997	0,000	19,997	19,9970	0,0000

Cuadro 2: Masas teóricas, utilizadas y corregidas.

Por último en esta corrección con las masas reales de alcohol y agua, calcularemos la fracción molar con su incertidumbre:

$$\chi_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{m_{H_2O} + m_{OH} \cdot \frac{M_{H_2O}}{M_{OH}}} \quad (6)$$

$$s(\chi_{H_2O}) = \frac{\frac{M_{H_2O}}{M_{OH}}}{(m_{H_2O} + m_{OH} \frac{M_{H_2O}}{M_{OH}})^2} \cdot \sqrt{m_{OH}^2 \cdot s(m_{H_2O})^2 + m_{H_2O}^2 \cdot s(m_{OH})^2} \quad (7)$$

χ_{H_2O}	$s(\chi_{H_2O})$	χ_{OH}	$s(\chi_{OH})$
0,11895	0,00011	0,88105	0,00011
0,203076	0,000091	0,796924	0,000091
0,285176	0,000078	0,714824	0,000078
0,369750	0,000066	0,630250	0,000066
0,456252	0,000055	0,543748	0,000055
0,544499	0,000046	0,455501	0,000046
0,633058	0,000039	0,366942	0,000039
0,723501	0,000033	0,276499	0,000033
0,814038	0,000029	0,185962	0,000029
0,906403	0,000027	0,093597	0,000027
1,000000	0,000025	0,000000	0,000025

Cuadro 3: Fracciones molares del H_2O corregidas y fracciones molares del OH .

Con todos estos cálculos realizados podemos pasar al análisis de los datos obtenidos.

3.2. Medida de la densidad

Una vez conocidos todos los datos que necesitaremos procedemos a la medida de las densidades para las distintas concentraciones. Para ello utilizamos un densímetro que también servía de termómetro con unas incertidumbres de $0,0001g/cm^3$ y $0,1^\circ C$. Los valores obtenidos fueron:

$\downarrow T(^{\circ}C)/\chi_{H_2O} \rightarrow$	0,011895	0,203076	0,285176	0,369750	0,456252	0,544499	0,633058	0,723501	0,814038	0,906403	1,000000
30	0,8004	0,8103	0,8209	0,8338	0,8476	0,8649	0,8846	0,9084	0,9336	0,9622	0,9946
29,5	0,8008	0,8108	0,8213	0,8342	0,848	0,8653	0,8849	0,9088	0,9340	0,9625	0,9948
29	0,8013	0,8112	0,8217	0,8346	0,8485	0,8657	0,8853	0,9092	0,9343	0,9627	0,9948
28,5	0,8018	0,8116	0,8221	0,8350	0,8489	0,8661	0,8858	0,9096	0,9347	0,9630	0,9947
28	0,8023	0,8120	0,8224	0,8354	0,8493	0,8665	0,8862	0,9100	0,9351	0,9632	0,9948
27,5	0,8028	0,8125	0,8228	0,8358	0,8498	0,8669	0,8866	0,9104	0,9354	0,9635	0,9949
27	0,8032	0,8129	0,8232	0,8362	0,8503	0,8673	0,8870	0,9108	0,9358	0,9637	0,9948
26,5	0,8037	0,8133	0,8237	0,8366	0,8507	0,8677	0,8874	0,9112	0,9361	0,9640	0,9945
26	0,8042	0,8137	0,8241	0,8371	0,8512	0,8682	0,8878	0,9116	0,9365	0,9642	0,9945
25,5	0,8047	0,8142	0,8245	0,8375	0,8517	0,8686	0,8883	0,9120	0,9368	0,9645	0,9948
25	0,8052	0,8147	0,8250	0,8380	0,8522	0,8691	0,8888	0,9125	0,9372	0,9648	0,9950

Cuadro 4: Densidades medidas en el laboratorio a diferentes temperaturas y fracciones molares del agua.

Podemos observar dos fenómenos respecto al comportamiento de la densidad:

- La densidad aumenta según disminuye la temperatura, esto se debe al comportamiento de las moléculas a diferentes temperaturas, a mayor temperatura las moléculas tienen más energía y movimiento, por lo que se hacen que el volumen de la sustancia que conforman crezca levemente, cuando la temperatura disminuye se quedan más juntas. Pues como a mayor temperatura mayor volumen por lo que menor densidad ya que $\rho = \frac{m}{V}$ y la masa no varía. Cabe mencionar que la variación de la densidad por este efecto es bastante pequeña.
- La densidad aumenta según crece la fracción molar del agua, debido a que el agua posee mayor densidad, por lo que a mayor porcentaje de agua mayor será la densidad.

Representado los datos graficamente podremos ver claramente los fenómenos mencionados:

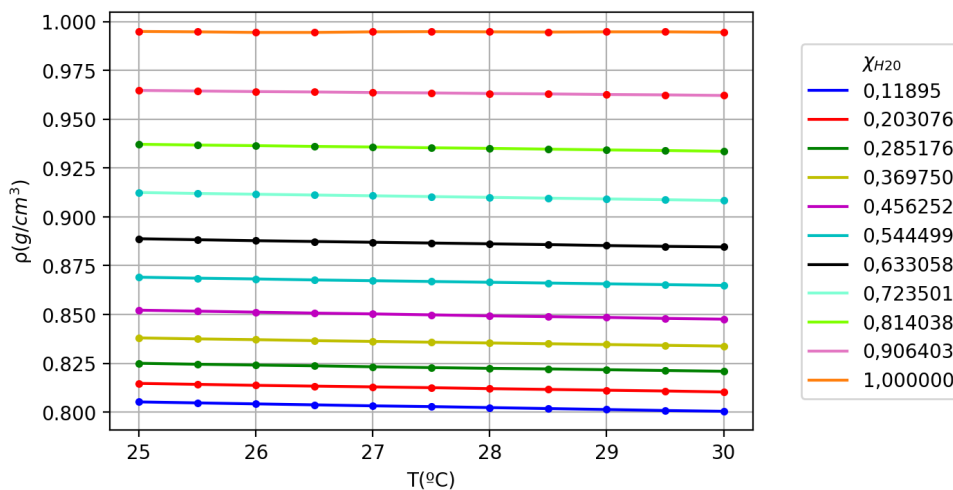


Figura 1: Densidad de las diferentes mezclas frente a la temperatura.

3.3. Ajuste de los datos.

Una vez obtenidos todos los datos escogeremos una temperatura de trabajo T_f para hacer una representación gráfica de la densidad (ρ) frente a la fracción (χ_{H_2O}) molar de agua y la ajustaremos a un polinomio de

orden 2 del estilo $y = a + bx + cx^2$.

En nuestro caso escogeremos como temperatura de trabajo $T_f = 27,5^\circ\text{C}$ ya que en un rápido análisis de todas las isotermas esta nos brindaba datos muy acertados para las densidades del agua pura y el alcohol 96.

Pasando al ajuste, obtuvimos:

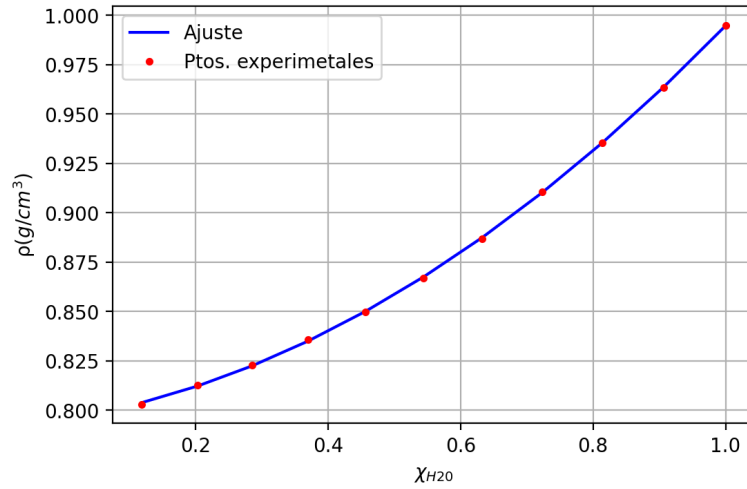


Figura 2: Representación de la densidad frente a la fracción molar de agua con su respectivo ajuste.

Con los siguientes parámetros para la ecuación:

$$a = 0,79536 \pm 0,00078(g/cm^3) \quad b = 0,0525 \pm 0,0032(g/cm^3) \quad c = 0,1468 \pm 0,0028(g/cm^3)$$

$$\rho = 0,79536 + 0,0525\chi_{H_2O} + 0,1468\chi_{H_2O}^2$$

Ahora podremos calcular la densidad que tendrá cualquier mezcla siempre que sepamos la fracción molar del agua. La incertidumbre de este cálculo vendrá dada por la fórmula de propagación de incertidumbres aplicada a este caso:

$$s(\rho) = \sqrt{\left(\frac{\partial \rho}{\partial a}\right)^2 s(a)^2 + \left(\frac{\partial \rho}{\partial b}\right)^2 s(b)^2 + \left(\frac{\partial \rho}{\partial c}\right)^2 s(c)^2 + \left(\frac{\partial \rho}{\partial \chi_{H_2O}}\right)^2 s(\chi_{H_2O})^2}$$

$$s(\rho) = \sqrt{s(a)^2 + \chi_{H_2O}^2 \cdot s(b)^2 + \chi_{H_2O}^4 \cdot s(c)^2 + (0,0525 + 0,2936\chi_{H_2O})^2 s(\chi_{H_2O})^2} \quad (8)$$

Para comprobar la validez de este ajuste vamos a ver que valores nos da para una fracción molar de agua de 1,0 (agua pura), 0,11895 (alcohol 96) y 0,0 (alcohol puro).

Ajuste	Teórico
$\rho(1,0) = 0,9947 \pm 0,0044(g/cm^3)$	$\rho_{H_2O} = 1(g/cm^3)$
$\rho(0,11895) = 0,80368 \pm 0,00087(g/cm^3)$	$\rho_{96} = 0,804(g/cm^3)$
$\rho(0,0) = 0,79536 \pm 0,00078(g/cm^3)$	$\rho_{OH} = 0,789(g/cm^3)$

Como vemos los valores teóricos entran dentro del rango de validez de nuestros cálculos a excepción del alcohol puro (pero nos da un valor muy cercano), por lo que damos por bueno este ajuste.

Ahora ya podremos calcular los volúmenes molares deseados.

3.4. Volúmenes molares

3.4.1. Volumen molar de exceso

En esta práctica hemos empleado dos líquidos, agua y alcohol, y cada uno de ellos tenía su respectivo volumen para las distintas disoluciones. En un caso ideal al juntar ambas sustancias los volúmenes simplemente se sumarían, pero en la realidad al ser compuestos diferentes las moléculas reaccionan las una con las otras provocando que el volumen resultante sea diferente al del caso ideal. La diferencia entre ese volumen ideal y el obtenido experimentalmente es conocida como **volumen de exceso** (V^E) o **volumen molar de exceso** (v^E) y en nuestro caso en particular lo podemos calcular como:

$$v^E = \frac{V^E}{n} = \frac{\chi_{H_2O}M_{H_2O} + \chi_{OH}M_{OH}}{\rho} - \left(\frac{\chi_{H_2O}M_{H_2O}}{\rho_{H_2O}} + \frac{\chi_{OH}M_{OH}}{\rho_{OH}} \right) \quad (9)$$

$$s(v^E) = \sqrt{\left(\frac{\partial v^E}{\partial \chi_{H_2O}}s(\chi_{H_2O})\right)^2 + \left(\frac{\partial v^E}{\partial \chi_{OH}}s(\chi_{OH})\right)^2 + \left(\frac{\partial v^E}{\partial \rho_{H_2O}}s(\rho_{H_2O})\right)^2 + \left(\frac{\partial v^E}{\partial \rho_{OH}}s(\rho_{OH})\right)^2 + \left(\frac{\partial v^E}{\partial \rho}s(\rho)\right)^2} \quad (10)$$

Todos los valores presentes en la ecuación 9 los tenemos de manera teórica y ya fueron presentados a lo largo del análisis, el único que desconocemos es el ρ , el cual podemos obtener a partir del ajuste del apartado anterior. Ahora procederemos a mostrar y representar los volúmenes molares de exceso para las distintas fracciones molares de agua que utilizamos y su incertidumbre la obtenemos por propagación.

χ_{H_2O}	$s(\chi_{H_2O})$	$v^E(cm^3/mol)$	$s(v^E)(cm^3/mol)$
0,11895	0,00011	-0,416	0,077
0,203076	0,000091	-0,475	0,079
0,285176	0,000078	-0,578	0,084
0,369750	0,000066	-0,703	0,089
0,456252	0,000055	-0,822	0,095
0,544499	0,000046	-0,91	0,10
0,633058	0,000039	-0,93	0,11
0,723501	0,000033	-0,86	0,11
0,814038	0,000029	-0,69	0,11
0,906403	0,000027	-0,372	0,11
1,000000	0,000025	0,097	0,11

Cuadro 5: Volúmenes molares de exceso.

Como vemos la mayoría de valores son negativos, ya que las moléculas de agua y alcohol interactúan fuertemente entre ellas atayéndose las unas a las otras disminuyendo el volumen total.

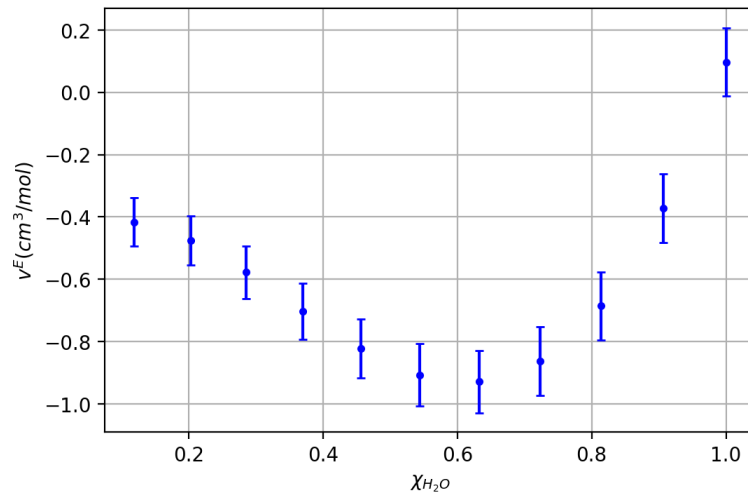


Figura 3: Volumen molar de exceso frente a la fracción molar del agua.

Como se puede apreciar el rango valido de los valores se acerca más a cero cuanto más agua hay, ya que es la sustancia de referencia que estamos usando, por lo que cuanto más pura respecto a ella sea la mezcla menos volumen de exceso habrá (menos si tomamos el valor absoluto); posiblemente si los cálculos y representación fuese respecto a χ_{OH} el valor se acercaría a cero cuanto mas alcohol hubiese y los volúmenes molares de exceso darían positivos.

3.4.2. Volumen molar aparente

Como vimos en el apartado anterior al juntar dos líquidos el volumen resultante es distinto a la suma de sus volúmenes, si adjudicamos toda la variación de volumen al soluto, podremos definir el **volumen molar aparente** v_ϕ del soluto como el que satisface:

$$V = n_1 v_1 + n_2 v_\phi \quad (11)$$

Siendo el componente 1 el disolvente. Despejando v_ϕ nos queda :

$$v_\phi = \frac{M_2}{\rho} + \frac{m_1}{n_2} \frac{(\rho_1^0 - \rho)}{\rho_1^0 \cdot \rho} \quad (12)$$

Para el análisis haremos dos consideraciones, en la primera tomaremos el alcohol como soluto y en la segunda el agua.

Si consideramos como soluto el alcohol, la ecuación a resolver se transforma en:

$$v_\phi = \frac{M_{OH}}{\rho} + \frac{m_{H_2O} \cdot M_{OH}}{m_{OH}} \left(\frac{1}{\rho} - \frac{1}{\rho_{H_2O}} \right) \quad (13)$$

Y su incertidumbre la obtenemos por propagación.

$$s(v_\phi) = \sqrt{\left(\frac{\partial v_\phi}{\partial m_{H_2O}} s(m_{H_2O}) \right)^2 + \left(\frac{\partial v_\phi}{\partial m_{OH}} s(m_{OH}) \right)^2 + \left(\frac{\partial v_\phi}{\partial \rho} s(\rho) \right)^2 + \left(\frac{\partial v_\phi}{\partial \rho_{H_2O}} s(\rho_{H_2O}) \right)^2} \quad (14)$$

Realizando los cálculos obtenemos los siguientes resultados:

χ_{H_2O}	$s(\chi_{H_2O})$	$v_\phi (cm^3/mol)$	$s(v_\phi) (cm^3/mol)$
0,11895	0,00011	56,742	0,066
0,203076	0,000091	55,693	0,082
0,285176	0,000078	54,51	0,10
0,369750	0,000066	53,15	0,13
0,456252	0,000055	51,62	0,17
0,544499	0,000046	49,93	0,21
0,633058	0,000039	48,14	0,28
0,723501	0,000033	46,22	0,39
0,814038	0,000029	44,23	0,59
0,906403	0,000027	42,2	1,2

Cuadro 6: Volúmenes molar aparente tomando el alcohol como soluto.

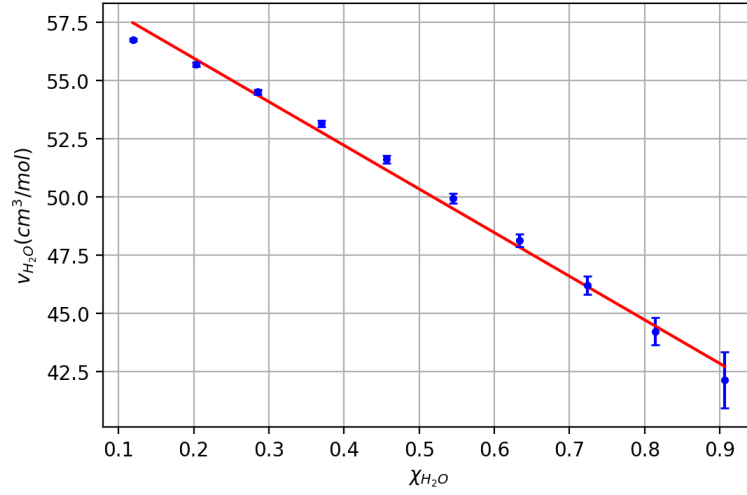


Figura 4: Volúmenes molar aparente tomando el alcohol como soluto.

El volumen aparente del alcohol disminuye de manera más o menos lineal según aumenta la fracción molar del agua, lo cual es lógico pues cada vez hay menos alcohol en la disolución.

Si consideramos como soluto el agua tendremos:

$$v_{\phi} = \frac{M_{H_2O}}{\rho} + \frac{m_{OH} \cdot M_{H_2O}}{m_{H_2O}} \left(\frac{1}{\rho} - \frac{1}{\rho_{OH}} \right) \quad (15)$$

$$s(v_{\phi}) = \sqrt{\left(\frac{\partial v_{\phi}}{\partial m_{H_2O}} s(m_{H_2O}) \right)^2 + \left(\frac{\partial v_{\phi}}{\partial m_{OH}} s(m_{OH}) \right)^2 + \left(\frac{\partial v_{\phi}}{\partial \rho} s(\rho) \right)^2 + \left(\frac{\partial v_{\phi}}{\partial \rho_{OH}} s(\rho_{OH}) \right)^2} \quad (16)$$

Sustituyendo los datos obtenemos los siguientes valores:

χ_{H_2O}	$s(\chi_{H_2O})$	$v_{\phi}(cm^3/mol)$	$s(v_{\phi})(cm^3/mol)$
0,11895	0,00011	14,52	0,65
0,203076	0,000091	15,68	0,39
0,285176	0,000078	15,99	0,28
0,369750	0,000066	16,12	0,23
0,456252	0,000055	16,22	0,19
0,544499	0,000046	16,35	0,17
0,633058	0,000039	16,55	0,15
0,723501	0,000033	16,83	0,13
0,814038	0,000029	17,18	0,11
0,906403	0,000027	17,609	0,095
1,000000	0,000025	18,117	0,080

Cuadro 7: Volúmenes molar aparente tomando el agua como soluto.

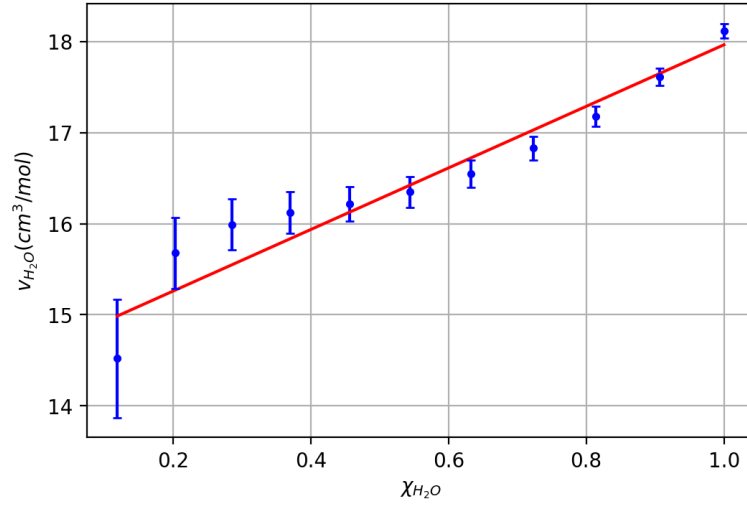


Figura 5: Volúmenes molar aparente tomando el agua como soluto.

Como se ve claramente en la figura, según va aumentando la cantidad de agua en la mezcla su volumen molar aparente va aumentando de forma prácticamente lineal, a excepción de los primeros puntos (los cuales poseen una incertidumbre mayor).

3.4.3. Volumen molar parcial

Como mencionamos en el apartado del volumen molar de exceso, al juntar dos sustancias diferentes habrá una serie de interacciones intermoleculares las cuales provocarán que el volumen resultante difiera del ideal. El volumen que obtenemos podemos expresarlo como la suma de los **volumenes molares parciales** de cada sustancia de la siguiente forma:

$$V = n_1 \bar{v}_1 + n_2 \bar{v}_2 \quad (17)$$

Siendo:

$$\bar{v} = \left(\frac{\partial V}{\partial n} \right)_{T,P} = v_\phi + n \left(\frac{\partial v_\phi}{\partial n} \right)_{T,P} \quad (18)$$

Desarrollando esta expresión para nuestro caso particular obtenemos los siguientes:

$$\bar{v}_{H_2O} = \frac{M_{H_2O}}{\rho} \quad \bar{v}_{OH} = \frac{M_{OH}}{\rho} \quad (19)$$

$$s(\bar{v}_{H_2O}) = \frac{M_{H_2O}}{\rho^2} s(\rho) \quad s(\bar{v}_{OH}) = \frac{M_{OH}}{\rho^2} s(\rho) \quad (20)$$

χ_{H_2O}	$s(\chi_{H_2O})$	$\bar{v}_{H_2O}(cm^3/mol)$	$s(\bar{v}_{H_2O})(cm^3/mol)$	$\bar{v}_{OH}(cm^3/mol)$	$s(\bar{v}_{OH})(cm^3/mol)$
0,11895	0,00011	22,422	0,024	57,324	0,062
0,203076	0,000091	22,190	0,028	56,731	0,072
0,285176	0,000078	21,915	0,033	56,028	0,085
0,369750	0,000066	21,585	0,039	55,184	0,099
0,456252	0,000055	21,203	0,045	54,21	0,11
0,544499	0,000046	20,773	0,051	53,11	0,13
0,633058	0,000039	20,306	0,057	51,91	0,15
0,723501	0,000033	19,798	0,063	50,62	0,16
0,814038	0,000029	19,265	0,069	49,25	0,18
0,906403	0,000027	18,702	0,075	47,81	0,19
1,000000	0,000025	18,117	0,080	46,32	0,20

Cuadro 8: Volúmenes molares parciales.

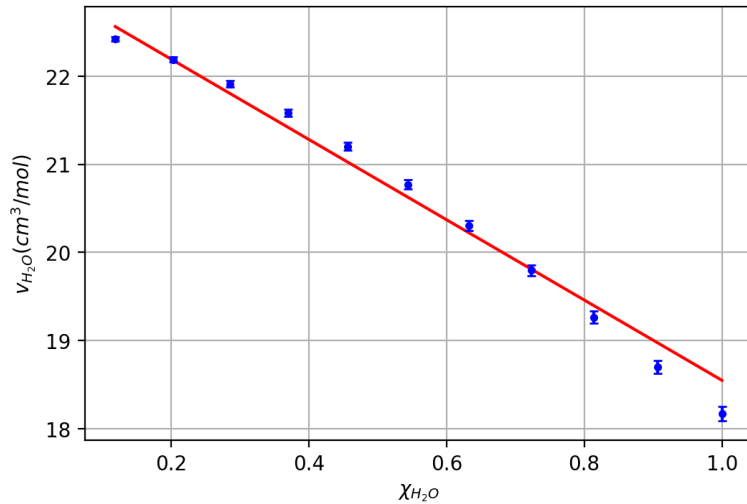


Figura 6: Volúmenes molar parcial del agua.

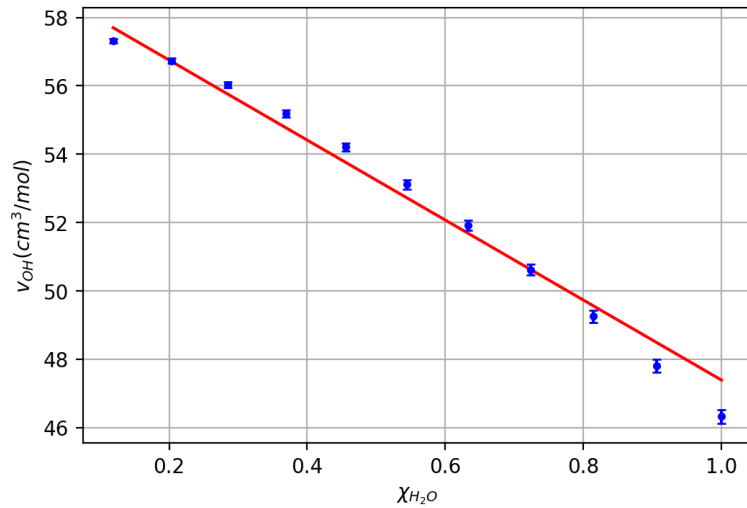


Figura 7: Volúmenes molar parcial del alcohol.

Como vemos en ambos casos el volumen parcial disminuye de una manera lineal aproximadamente a medida que la concentración de agua aumenta ya que son inversamente proporcionales a la densidad.

4. Conclusión

Durante el desarrollo de la práctica comprobamos diferentes aspectos acerca del comportamiento de la densidad del sistema binario agua-etanol:

- La densidad es inversamente proporcional a la temperatura, es decir, a mayor temperatura menor densidad. A esta conclusión se llega simplemente viendo los datos de la tabla 4.
- También observamos que la densidad es proporcional a la fracción molar del agua, a mayor cantidad de agua mayor densidad (lo cual tiene sentido porque el agua es más densa que el alcohol), y obtuvimos una ecuación que nos relaciona dicha densidad con la cantidad de agua (expresada en fracción molar χ) a la temperatura de 27,5°C, que es la siguiente: $\rho = 0,79536 + 0,0525\chi + 0,1468\chi^2$.

Por otro lado analizamos distintos volúmenes molares: el de exceso, el aparente (para cada sustancia) y el parcial (para cada sustancia). A través de ellos pudimos ver como al juntar las sustancias el volumen resultante no era la suma de volúmenes, sino que debido a fuerzas intermoleculares el volumen resultante era menor, reduciéndose este de manera casi lineal con la fracción molar del agua.