

Medida de Densidades

Sistema Binario

Laboratorio de termodinámica (D)

José Pazos Pérez

Grupo T2a

Índice

I	Introducción	2
1.	Obxetivos	2
2.	Material	2
3.	O problema de estudo	3
3.1.	Volume molar de exceso	4
3.2.	Volume molar aparente	4
3.3.	Volume molar parcial	4
II	Procedemento experimental	5
1.	Cálculo das masas	5
1.1.	Masas sen corrección	5
1.2.	Masas con corrección	6
1.3.	Fraccións molares reais	7
2.	Procedemento	8
2.1.	Preparación das mostras	8
2.2.	Medición	8
3.	Análise dos datos	9
3.1.	Densidades	9
3.2.	Volume molar de exceso	11
3.3.	Volume molar aparente	12
3.4.	Volume molar parcial	13
III	Conclusións	15
	Apéndices	16
A.	Bibliografía	16

Parte I

Introducción

1. Obxetivos

A finalidade primeira desta práctica é o estudo da relación entre a densidade dun sistema binario (auga-etanol) e as concentracións dos seus compoñentes. Para isto mediremos a densidade de sendas mostras con distintas concentracións de auga e etanol a unha serie de temperaturas. Con esta información, ademáis, calcularemos os volumes molares de exceso, aparente e parcial.

2. Material

Esta práctica de laboratorio require dos seguintes instrumentos e produtos:

- Auga destilada (H_2O)
- Etanol 96 % en volume (C_2H_5OH ¹)
- Frascos estancos e numerados
- Balanza dixital, con precisión de 0,001g
- Xiringas e pipetas
- Baño de auga morna con quentador a $\sim 45^\circ C$
- Densímetro

¹De aquí en adiante simplificaremos por OH . O produto utilizado especificaba que do 96 % en volume contiña un 99,9 % de etanol e un 0,01 % de cloruro de benzalconio. Por razóns prácticas desprezaremos esta pequena diferenza e asumiremos un 96 % de etanol puro.

3. O problema de estudo

Segundo o primeiro principio da termodinámica un sistema pode intercambiar enerxía mediante a calor e o traballo. Nos sistemas con varios componentes esta enerxía pode variar en función da cantidade de materia que se intercambia:

$$dU = TdS - pdV + \sum \mu_i dn_i \quad (1)$$

Este intercambio de materia está relacionado directamente coa densidade do sistema multicomponente. As sustancias que utilizaremos non teñen a mesma densidade, pero é lóxico pensar que a densidade do sistema dependerá das densidades de ambas. Podemos definir o concepto de fracción molar como o porcentaxe dunha sustancia respecto ó total. Neste caso teremos só dous compoñentes, así que sendo n_i o número de moles da sustancia i :

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2} \quad n_i = \frac{m_i}{M_i} \quad (i = 1, 2) \quad (2)$$

Nun sistema binario, como o seu nome indica, hai dous compoñentes:

- Compoñente 1: n_1 moles, masa molar M_1 e volume molar v_1^0 .
- Compoñente 2: n_2 moles, masa molar M_2 e volume molar v_2^0 .

Podemos definir dous estados diferenciados:

- Antes da mezcla: O volume total é $V^0 = n_1 v_1^0 + n_2 v_2^0$.
- Despois da mezcla: O volume varía polas interaccións entre ambas sustancias, polo que temos $V = n_1 \bar{v}_1 + n_2 \bar{v}_2$. Chamamos volumes molares parciais a \bar{v}_i

O volume da mezcla será a diferenza entre ambas expresións:

$$V^M = V - V^0 = n_1(\bar{v}_1 - v_1^0) + n_2(\bar{v}_2 - v_2^0) \quad (3)$$

Chamamos ideais a aqueles compoñentes i cuxos potenciais químicos son da forma:

$$\mu_i = \mu_i^0 + RT \ln \chi_i \quad (4)$$

Cando a fracción molar dun compoñente tende a 1, estes pódense considerar ideais. Sen embargo, cando diminúa χ aparecen desviacións.

3.1. Volume molar de exceso

O volume de exceso é a diferenca entre o volume da mezcla real e o que tería de comportarse de maneira ideal. Como este último é nulo o volume de exceso é:

$$V^E = V^M - V_{ideal}^M = V^M \quad (5)$$

Se dividimos V_E polo numero de moles obtemos o **volume molar de exceso**. Se chamamos ρ á densidade da mezcla e ρ_i^0 á do compoñente i , ambas medidas a unha temperatura T fixa, podemos expresar v^E coa seguinte fórmula:

$$v^E = \frac{V^E}{n} = \frac{\chi_1 M_1 + \chi_2 M_2}{\rho} - \left(\frac{\chi_1 M_1}{\rho_1^0} + \frac{\chi_2 M_2}{\rho_2^0} \right) \quad (6)$$

3.2. Volume molar aparente

Podemos adxudicarlle todo o cambio do volume ó soluto, mantendo constante o do disolvente (neste caso 1). Entón, definimos o volume molar aparente v_ϕ como:

$$V = n_1 v_1^0 + n_2 v_\phi \quad v_\phi = \frac{V}{n_2} - \frac{n_1 v_1^0}{n_2} = \frac{M_2}{\rho} + \frac{m_1}{n_2} \left(\frac{1}{\rho} - \frac{1}{\rho_1^0} \right) \quad (7)$$

3.3. Volume molar parcial

Denotamos como volumes molares parciais ós v_i da fórmula $V = n_1 \bar{v}_1 + n_2 \bar{v}_2$. Ademáis, se tomamos a fórmula do volume molar aparente (7), e mantendo 1 como disolvente e 2 como soluto, podemos escribir:

$$\bar{v}_2 = \left(\frac{\partial V}{\partial n_2} \right)_{T,p} = v_\phi + n_2 \left(\frac{\partial v_\phi}{\partial n_2} \right)_{T,p} \quad (8)$$

Declaramos $m = \frac{n_2}{m_1}$ e aplicando a regra da cadena obtemos:

$$\begin{aligned} \frac{\partial v_\phi}{\partial n_2} &= \frac{\partial v_\phi}{\partial m} \frac{\partial m}{\partial n_2} = \frac{1}{m_1} \frac{\partial v_\phi}{\partial m} & \bar{v}_2 &= v_\phi + m \left(\frac{\partial v_\phi}{\partial m} \right)_{T,p} \\ \bar{v}_2 &= v_\phi - \frac{1}{m} \left(\frac{1}{\rho} - \frac{1}{\rho_1^0} \right) = \frac{M_2}{\rho} \end{aligned} \quad (9)$$

Parte II

Procedemento experimental

1. Cálculo das masas

Antes de comezar coa práctica debemos calcular as masas de auga e de etanol para cada concentración. Para ter un marxe de erro por se acaso algunha medida non sae á primeira, prepararemos 20g de cada disolución, así que $m_{H_2O} + m_{OH} = 20g$.

1.1. Masas sen corrección

Podemos utilizar a expresión da fracción molar (2) e despexar a masa de H_2O :

$$\chi_{H_2O} = \frac{\frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}}{\frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} + \frac{m_{OH}}{M_{OH}}} \quad m_{H_2O} = \frac{20 \cdot M_{H_2O} \cdot \chi_{H_2O}}{M_{OH} \cdot (1 - \chi_{H_2O}) + M_{H_2O} \cdot \chi_{H_2O}} \quad (10)$$

Os valores teóricos das masas molares da auga [1] e do etanol [2] son:

$$M_{H_2O} = 18,016 \text{ g/mol} \quad M_{OH} = 46,068 \text{ g/mol}$$

Tomamos os valores con tres cifras significativas e unha incertidumbre de 0,001g/mol xa que a balanza que utilizaremos tamén ten tres cifras significativas (máis adiante veremos que ten unha imprecisión máis grande por outros factores). Sustituíndo na fórmula (10) obtemos un cadro de masas para cada densidade (con $m_{OH} = 20g - m_{H_2O}$):

χ_{H_2O}	$m_{H_2O}(g)$	$m_{OH}(g)$
0,0	0,000	20,000
0,1	0,833	19,167
0,2	1,781	18,219
0,3	2,871	17,129
0,4	4,136	15,864
0,5	5,623	14,377
0,6	7,395	12,605
0,7	9,543	10,457
0,8	12,201	7,799
0,9	15,575	4,425
1,0	20,000	0,000

Cadro 1: Masas sen corrección

No cadro anterior despreciamos a incertidumbre pois os valores eran $< 0,001$ e non podemos medir tan preciso. Sen embargo, estes valor sí teñen un problema, e é que o etanol do laboratorio non é puro, se non 96 % en volume.

1.2. Masas con corrección

Queremos obter a masa total de auga, m_{H_2O} , e a de etanol, m_{OH} . Para iso utilizaremos masa de auga destilada que medimos no laboratorio, m , que non inclúe a auga que procede do etanol, así como a masa de alcohol 96 %, m_{96} , a que medimos cando botamos a disolución de etanol.

$$m_{H_2O} = m + (1 - 0,96) \cdot V_{96} \cdot \rho_{H_2O} = m + 0,04 \cdot m_{96} \cdot \frac{\rho_{H_2O}}{\rho_{96}} \quad (11)$$

$$m_{OH} = 0,96 \cdot V_{96} \cdot \rho_{OH} = 0,96 \cdot m_{96} \cdot \frac{\rho_{OH}}{\rho_{96}} \quad (12)$$

Tendo en conta esta modificación temos que corrixir a ecuación para o cálculo de masa de auga (10)

$$m = 20 \cdot \frac{0,04 \cdot \frac{\rho_{H_2O}}{\rho_{96}} - \chi_{H_2O} \cdot \left(0,04 \cdot \frac{\rho_{H_2O}}{\rho_{96}} + 0,96 \cdot \frac{\rho_{OH}}{\rho_{96}} \cdot \frac{M_{H_2O}}{M_{OH}}\right)}{\chi_{H_2O} \cdot \left(1 - 0,04 \cdot \frac{\rho_{H_2O}}{\rho_{96}} - 0,96 \cdot \frac{\rho_{OH}}{\rho_{96}} \cdot \frac{M_{H_2O}}{M_{OH}}\right) + 0,04 \cdot \frac{\rho_{OH}}{\rho_{96}} - 1} \quad (13)$$

Coñecendo os valores teóricos das distintas densidades [3], [4]:

$$\rho_{H_2O} = 1,000 \text{ g/cm}^3 \quad \rho_{OH} = 0,789 \text{ g/cm}^3 \quad \rho_{96} = 0,808 \pm 0,004 \text{ g/cm}^3$$

Podemos calcular un novo cadro cos datos necesarios para obter realmente esas fraccións molares:

χ_{H_2O}	$m_{H_2O}(g)$	$m_{OH}(g)$	$s(m)(g)$
0,0	-1,048	21,042	0,005
0,1	-0,177	20,177	0,001
0,2	0,809	19,191	0,004
0,3	1,943	18,056	0,009
0,4	3,262	16,738	0,014
0,5	4,815	15,185	0,018
0,6	6,670	13,330	0,022
0,7	8,925	11,075	0,024
0,8	11,725	8,275	0,024
0,9	15,294	4,706	0,018
1,0	20,000	0,000	0,001

Cadro 2: Masas con corrección

A vista dos datos, pode resultar curioso que para concentracións menores a aproximadamente 0,12 a masa de auga pasa a ser negativa. Isto ocorre xa que o etanol utilizado non é puro, e polo tanto, engadindo etanol tamén se está engadindo auga, polo que nunca poderá alcanzar unha concentración de 0.

1.3. Fraccións molares reais

No laboratorio, nos non empregamos as masas exactas do cadro (2), se non as primeiras (1), polo que non teremos as fraccións molares xustas. Por iso imos calcular o resultado á inversa, a qué fracción molar real corresponden as masas que medimos. Indicaremos agora a fórmula pero faremos o cálculo tras as medicións:

$$\chi_{H_2O}^{real} = \frac{1}{1 + \frac{M_{H_2O}}{M_{OH}} \frac{0,96 \cdot m_{96} \cdot \rho_{OH}}{m_{H_2O} \cdot \rho_{96} + 0,04 \cdot m_{96} \cdot \rho_{H_2O}}} \quad (14)$$

A incertidumbre das medidas de masas será $s(m) = 0,011g$ (calculado no apartado 2.1). Utilizando este dato, expoñemos a continuación as fraccións molares reais das mezclas:

$m_{H_2O}(g)$	$m_{OH}(g)$	$\chi_{H_2O}^{real}$	$s(\chi_{H_2O}^{real})$
0,000	20,000	0,1190	0,0012
0,833	19,167	0,2023	0,0011
1,781	18,219	0,2866	0,0011
2,871	17,129	0,3719	0,0011
4,136	15,864	0,4583	0,0012
5,623	14,377	0,5458	0,0012
7,395	12,605	0,6344	0,0011
9,543	10,457	0,72407	0,00098
12,201	7,799	0,81488	0,00076
15,575	4,425	0,90685	0,00047
20,000	0,000	1,00000	0,00020

Cadro 3: Distintas concentracións coas súas fraccións molares reais

2. Procedemento

2.1. Preparación das mostrás

Agora podemos proceder á preparación das mostrás. Engadiremos auga ó frasco ata o valor máis próximo ó teórico (cadro 1). Logo poñeremos a cero a balanza, e engadiremos o valor teórico de etanol. Isto o facemos para evitar un erro sistemático na segunda medición.

A balanza dixital ten unha precisión de 3 cifras significativas, sen embargo, observamos que variacións na presión do aire facían que os valores que tomaba oscilasen sobre $0,005g$. É moi probable que isto se deba a que as ventás tiveron que permanecer abertas durante a práctica.

A iso temos que engadir a nosa capacidade de medición coa pipeta, que estimamos nunha precisión de $0,01g$. Se aplicamos que $s_A = 0,005$, $s_B = 0,01$ e $s = \sqrt{s_A^2 + s_B^2}$ obtemos unha incertidumbre total para a balanza de $s = 0,011g$.

Conforme vaíamos rematando os frascos, os pechamos ben e os introducimos no baño de auga morna a $\sim 45^\circ C$. Repetimos para todas as concentracións.

2.2. Medición

O proceso de medición comeza asegurándose de que o densímetro non ten líquido no seu interior, expulsandoo cunha xiringa. Decidimos utilizar a cámara do teléfono para grabar a pantalla do densímetro e posteriormente anotar os datos, para evitar erros por ir ás prisas.

Mentres un dos compañeiros toma un bote do baño quente, mantendoó dentro ata a metade para que non perda calor, pero con cuidado de que non entre auga, o outro enche unha xiringa co líquido do bote.

A continuación, e con rapidez, introduce o líquido polo tubo lateral do densímetro. Hai que ter especial cuidado de que non quede ningunha burbulla no tubo central do densímetro.

Anotaremos os pares (T, ρ) entre $32,0^\circ C$ e $27,0^\circ C$ a intervalos de $0,5^\circ C$.

3. Análise dos datos

3.1. Densidades

A continuación presentamos as medidas das densidades ρ que obtivemos para cada concentración χ_{H_2O} e temperatura T . As incertidumbres do densímetro son $s(T) = 0,1^\circ C$ e $s(\rho) = 0,0001 g/cm^3$.

T(°C)	$\rho(g/cm^3)$ para cada $\sim \chi_{H_2O}$										
	0,0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9	1,0
32,0	0,7964	0,8069	0,8192	0,8323	0,8469	0,8642	0,8838	0,9084	0,9357	0,9604	0,9953
31,5	0,7969	0,8072	0,8196	0,8328	0,8474	0,8646	0,8842	0,9088	0,9361	0,9607	0,9955
31,0	0,7974	0,8081	0,8201	0,8333	0,8479	0,8650	0,8846	0,9092	0,9365	0,9610	0,9957
30,5	0,7979	0,8086	0,8205	0,8338	0,8483	0,8654	0,8850	0,9095	0,9369	0,9613	0,9959
30,0	0,7983	0,8090	0,8209	0,8342	0,8487	0,8658	0,8854	0,9099	0,9372	0,9616	0,9961
29,5	0,7987	0,8093	0,8213	0,8347	0,8490	0,8662	0,8858	0,9103	0,9376	0,9618	0,9963
29,0	0,7991	0,8097	0,8217	0,8351	0,8496	0,8666	0,8862	0,9106	0,9379	0,9621	0,9964
28,5	0,7996	0,8102	0,8221	0,8354	0,8499	0,8671	0,8866	0,9110	0,9382	0,9624	0,9966
28,0	0,8000	0,8106	0,8225	0,8359	0,8503	0,8675	0,8870	0,9113	0,9386	0,9627	0,9967
27,5	0,8004	0,8110	0,8229	0,8363	0,8508	0,8679	0,8874	0,9117	0,9389	0,9629	0,9969
27,0	0,8008	0,8114	0,8233	0,8367	0,8512	0,8684	0,8878	0,9121	0,9393	0,9632	0,9970

Cadro 4: Densidades respecto ás concentracións e temperaturas

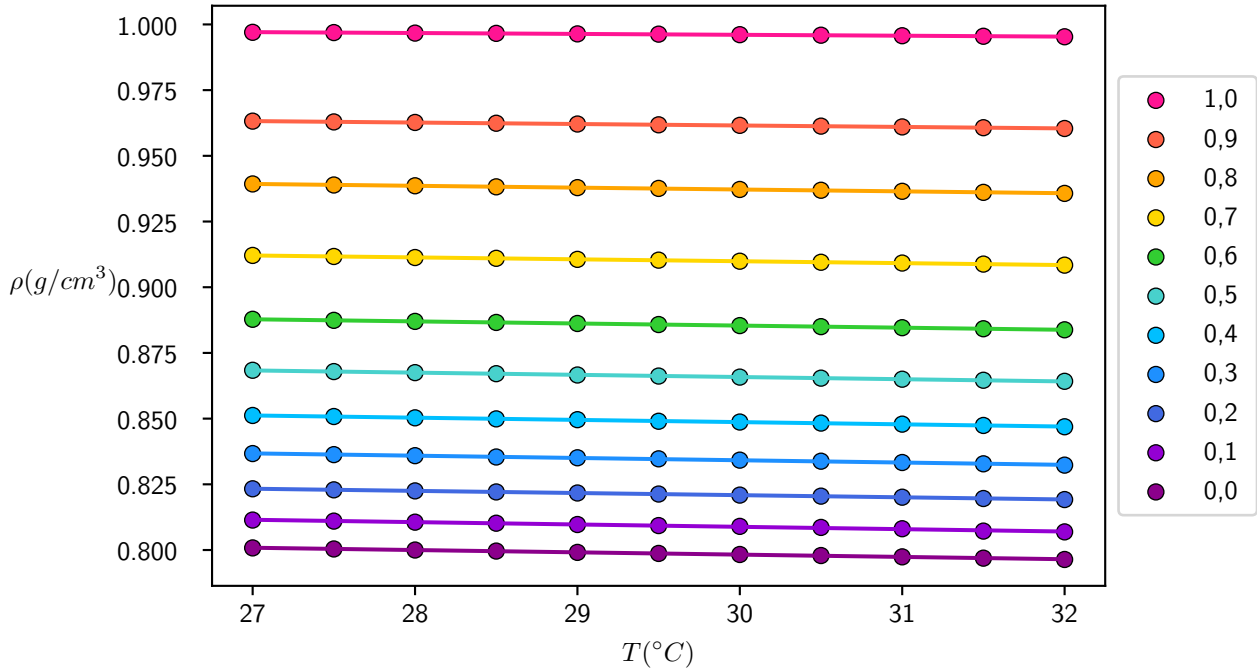


Figura 1: Densidades frente ó tempo con regresión lineal

En todas as medicións, podemos ver como a densidade aumenta conforme descende a temperatura, e que, previsiblemente, tamén aumenta a maior concentración de auga.

Agora queremos analizar os datos dunha isoterma para ver como varía a densidade coa concentración exactamente. Para isto, tomaremos $T = 28,0^\circ\text{C}$ por ser a que mellor coeficiente R^2 ten unha vez feito o axuste.

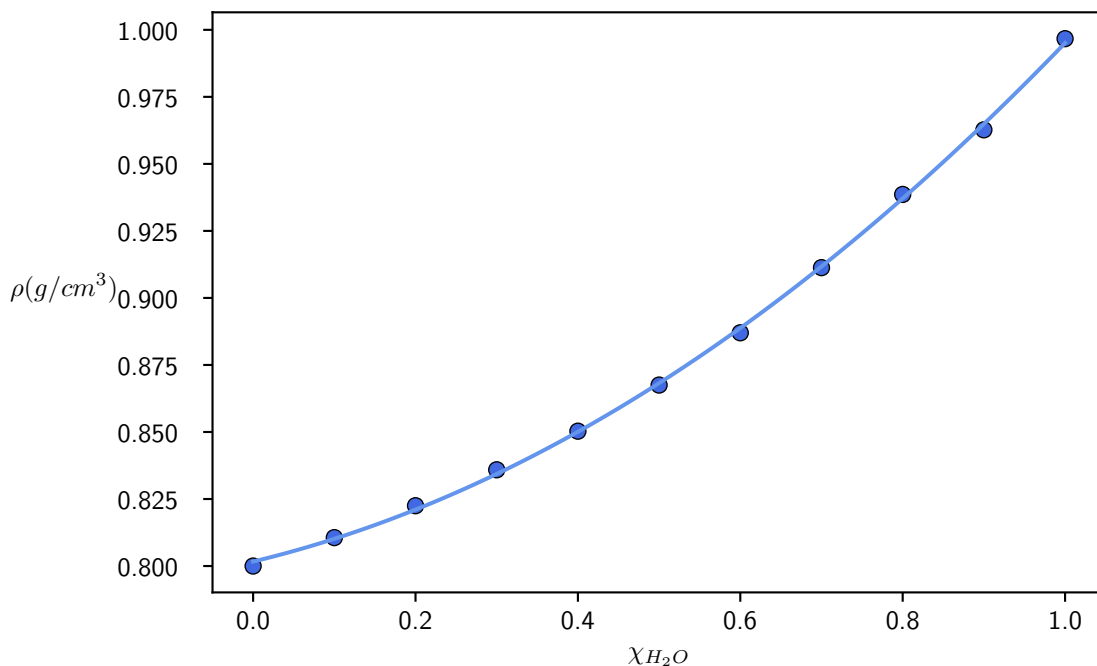


Figura 2: Densidade fronte a concentración na isoterma $T = 28,0^\circ\text{C}$

Esta gráfica a axustamos a un polinomio de grado 2 da forma $\rho = A + B \cdot \chi + C \cdot \chi^2$ e obtemos os seguintes parámetros de regresión:

$$A = 0,8017 \pm 0,0012 \quad B = 0,0728 \pm 0,0057 \quad C = 0,1207 \pm 0,0055 \quad R^2 = 0,9995$$

Agora podemos relacionar a densidade e a fracción molar:

$$\rho = 0,8017 + 0,0728 \cdot \chi_{H_2O} + 0,1207 \cdot (\chi_{H_2O})^2 \quad (15)$$

Ademáis, comprobaremos esta relación para valores coñecidos de χ_{H_2O} , e vemos que coinciden bastante ben cos valores teóricos:

- **Auga pura** ($\chi_{H_2O} = 1$): $\rho = 0,9952 \pm 0,0080 \text{ g/cm}^3$
- **Etanol 96 %** ($\chi_{96} = 0,11897$): $\rho = 0,8121 \pm 0,0014 \text{ g/cm}^3$

3.2. Volume molar de exceso

Se recordamos do primeiro apartado, a fórmula do volume molar de exceso (6) é:

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

Utilizaremos as fraccións molares reais calculadas no cadro (3). Procesando os datos obtemos os seguintes resultados:

$\chi_{H_2O}^{real}$	$s(\chi_{H_2O}^{real})$	$v^E(cm^3/mol)$	$s(v^E)(cm^3/mol)$
0,1190	0,0012	−0,1715	0,0091
0,2023	0,0011	−0,3897	0,0087
0,2866	0,0011	−0,5823	0,0088
0,3719	0,0011	−0,7420	0,0093
0,4583	0,0012	−0,8262	0,0099
0,5458	0,0012	−0,898	0,010
0,6344	0,0011	−0,903	0,010
0,72407	0,00098	−0,8924	0,0099
0,81488	0,00076	−0,7623	0,0084
0,90685	0,00047	−0,3483	0,0057
1,00000	0,00020	0,0596	0,0031

Cadro 5: Volumes molares de exceso para distintas concentracións

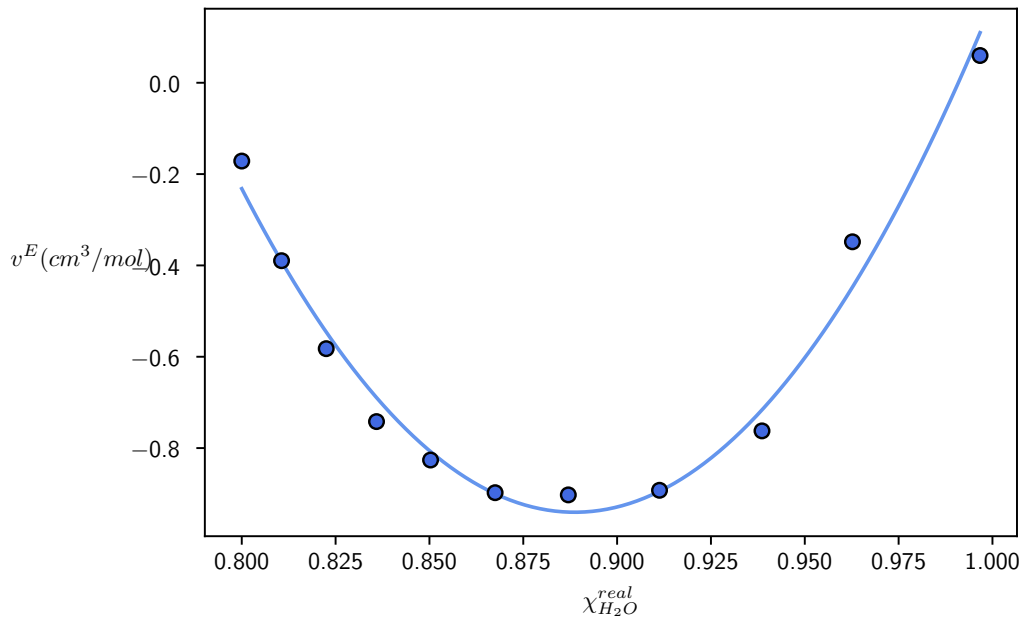


Figura 3: Volume molar de exceso frente a fracción molar real

Podemos observar que os datos representan unha parábola cun axuste bastante fiel. Tamén vemos que todos os volumes son negativos menos o correspondente a $\chi_{H_2O}^{real} = 1$, que xa vimos que por definición ha de ser 0 (neste caso un valor moi próximo).

O resto dos valores son todos negativos. Unha posible explicación é que ó mezclar os compostos, fórmanse pontes de hidróxeno e as interaccións entre os mesmos son máis intensas, polo que o volume diminúe un pouco.

3.3. Volume molar aparente

Para calcular o volume molar aparente un dos compostos debe atuar como soluto. Como non sabemos cal dos dous o fai, calcularemos ambos casos. A fórmula (7) queda así:

- Auga como soluto:

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

- Etanol como soluto:

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

Utilizamos a ecuación (13) para calcular as masas corrixidas e obtemos os seguintes datos:

$\chi_{H_2O}^{real}$	$v_\phi^{H_2O sol.} (cm^3/mol)$	$v_\phi^{OH sol.} (cm^3/mol)$
0,1190	—	$57,5850 \pm 0,0097$
0,2023	$8,22 \pm 0,22$	$57,300 \pm 0,010$
0,2866	$12,392 \pm 0,094$	$56,982 \pm 0,012$
0,3719	$13,909 \pm 0,064$	$56,628 \pm 0,014$
0,4583	$14,874 \pm 0,049$	$56,293 \pm 0,018$
0,5458	$15,484 \pm 0,040$	$55,856 \pm 0,022$
0,6344	$16,011 \pm 0,032$	$55,380 \pm 0,027$
0,72407	$16,411 \pm 0,025$	$54,644 \pm 0,031$
0,81488	$16,868 \pm 0,017$	$53,796 \pm 0,037$
0,90685	$17,5435 \pm 0,0091$	$54,135 \pm 0,052$
1,00000	$18,0756 \pm 0,0033$	—

Cadro 6: Volumes molares aparentes para distintas concentracións

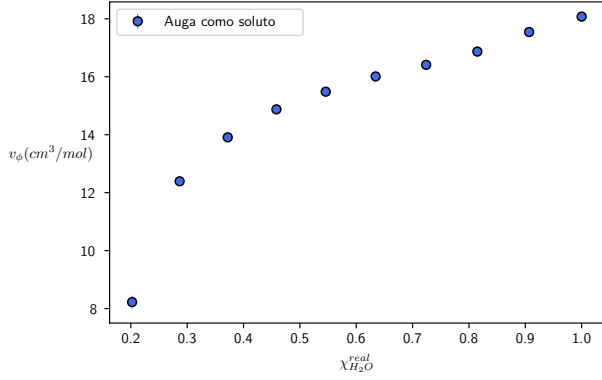


Figura 4: Volume molar aparente frente a concentração com auga como soluto

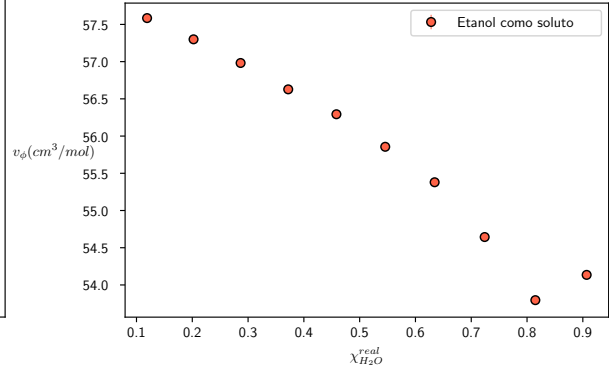


Figura 5: Volume molar aparente frente a concentração con etanol como soluto

As gráficas son similares, pero invertidas. Vemos que nos extremos cando a concentración da auga e o alcohol tenden a cero respectivamente hai máis turbulencias e os datos non son tan precisos. Isto se debe a que no límite cando a concentración do soluto tende a cero, o volume molar aparente tende a infinito e a incertidumbre dispárase.

3.4. Volume molar parcial

Recordando a ecuación 9, temos que:

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

Podemos calcular entón o cadro de datos:

$\chi_{H_2O}^{real}$	$\bar{v}_{H_2O}(cm^3/mol)$	$\bar{v}_{OH}(cm^3/mol)$
0,1190	$22,5200 \pm 0,0031$	$57,5850 \pm 0,0073$
0,2023	$22,2255 \pm 0,0030$	$56,8320 \pm 0,0071$
0,2866	$21,9040 \pm 0,0029$	$56,0097 \pm 0,0069$
0,3719	$21,5528 \pm 0,0028$	$55,1119 \pm 0,0067$
0,4583	$21,1878 \pm 0,0028$	$54,1785 \pm 0,0065$
0,5458	$20,7677 \pm 0,0027$	$53,1043 \pm 0,0062$
0,6344	$20,3112 \pm 0,0026$	$51,9369 \pm 0,0060$
0,72407	$19,7696 \pm 0,0024$	$50,5520 \pm 0,0057$
0,81488	$19,1945 \pm 0,0023$	$49,0816 \pm 0,0053$
0,90685	$18,7140 \pm 0,0022$	$47,8529 \pm 0,0051$
1,00000	$18,0756 \pm 0,0021$	$46,2205 \pm 0,0047$

Cadro 7: Volumes molares parciais para distintas concentracións

E finalmente podemos amosar as gráficas que, nesta ocasión, si se acercan máis a unha regresión lineal (R^2 con dous noves en ambos casos). Tamén vemos que, para este valor, ambas gráficas teñen a mesma aparencia, pero a do etanol comeza nun valor moito máis alto e ten maior pendente (en valor absoluto).

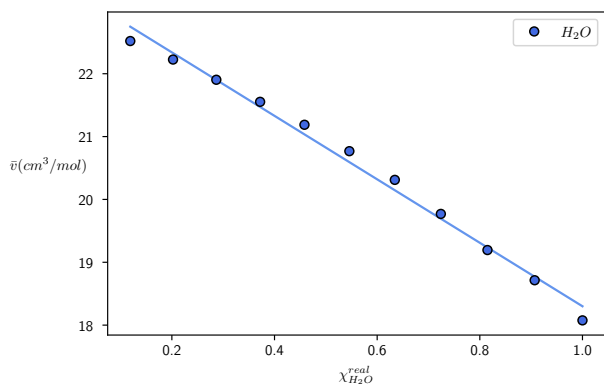


Figura 6: Volume molar parcial da auga

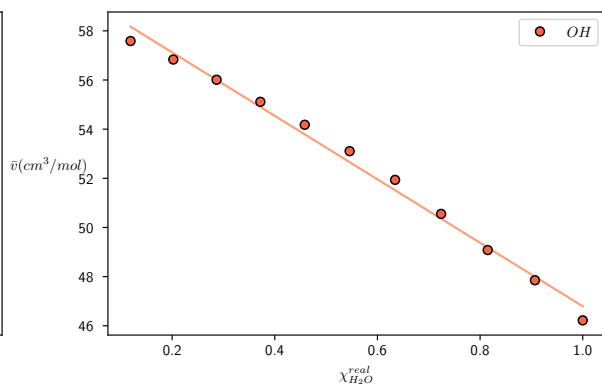


Figura 7: Volume molar parcial do etanol

Parte III

Conclusións

O obxectivo desta práctica era experimentar cun sistema binario e ver como a súa densidade depende da concentración de ambos compoñentes e da temperatura.

Na sección 3.1 comprobamos que efectivamente a densidade desdence coa temperatura. Ademáis, este axuste tivo unha precisión bastante boa nas 11 concentracións, de 3 nove. Mirando o gráfico pódese ver claramente a relación.

Máis adiante tomamos unha isoterma, a de $T = 28,0^{\circ}\text{C}$, para analizar como nunha mesma temperatura a densidade do sistema varía dependendo da concentración dos compoñentes. Descubrimos que fai isto de maneira cuadrática, e o axuste a un polinomio de orde 2 foi moi satisfactorio. Agora temos unha fórmula relacionando a densidade ca fracción molar dun dos compoñentes. Ademáis, comprobamos que para as fraccións molares correspondentes á auga e ó etanol 96 % os valores proporcionados eran moi similares ós teóricos, polo que asumimos que o axuste foi satisfactorio.

Nas seguintes seccións calculamos os tres volumes molares diferentes. Na parte 3.2 calculamos o volume molar de exceso, e vimos que tamén tiña forma parabólica. O punto cando $\chi_{H_2O} = 1$ deu moi próximo a 0, algo que é teóricamente correcto por definición, e o resto de puntos foron negativos. O axuste deste polinomio tamén foi satisfactorio, non tan preciso coma os outros por haber un par de puntos que estaban lixeiramente desviados, pero coincidía na forma con bastante correctitud.

Para o volume molar aparente, sección 3.3, tivemos que considerar dous casos. Ou ben a auga é o soluto, ou o é o etanol. Ambas gráficas deron similares pero invertidas. Neste caso os datos non se adecuaron tanto ó axuste que pretendíamos. Nesta sección cabe destacar que os erros dos datos deron demasiado pequenos. Aínda utilizando dous métodos distintos de propagación de incertidumbres, a man e co paquete de python `uncertainties`, a incerteza os datos resultou moi pequena. Asumo que existiu algún erro na introducción das fórmulas da incerteza, xa quecando a fracción molar do soluto tendía a cero os datos están moi indeterminados.

Finalmente calculamos o volume molar parcial da auga e do etanol no apartado 3.4. Neste último caso os datos sí se axustaron á teoría e deron dúas rectas moi similares para ambos casos.

En xeral, consideraría a práctica bastante exitosa, xa que os resultados obtidos permitíron-nos entender as leis físicas que queríamos estudar, e todos os datos tiveron bastante precisión.

Apéndices

A. Bibliografía

- [1] WebQC.org, “Masa molar de H_2O .” <https://es.webqc.org/molecular-weight-of-H2O.html>, Apr 2021.
- [2] WebQC.org, “Masa molar de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.” <https://es.webqc.org/molecular-weight-of-C2H5OH.html>, Apr 2021.
- [3] “Wolfram alpha.” <https://www.wolframalpha.com>, Apr 2021.
- [4] Merck, “Density of ethanol.” https://www.merckmillipore.com/ES/es/product/Ethanol-960-0,MDA_CHEM-159010, Apr 2021.