



Los alumnos deben llenar esta hoja y entregarla al supervisor junto con la versión final de su monografía.

Número de convocatoria del alumno

Nombre y apellido(s) del alumno

Número del colegio

Nombre del colegio

Convocatoria de exámenes (mayo o noviembre)

MAYO

Año

2013

Asignatura del Programa del Diploma en la que se ha inscrito la monografía: QUÍMICA

(En el caso de una monografía en lenguas, señale si se trata del Grupo 1 o el Grupo 2.)

Título de la monografía: INFLUENCIA DE LA CONSTANTE DIELECTRICA DE LOS

ALCOHOLES EN LA SOLUBILIDAD DEL YODURO DE PLOTIO(II) EN MEZCLAS

HIDROALCOHOLICAS

Declaración del alumno

El alumno debe firmar esta declaración; de lo contrario, es posible que no reciba una calificación final.

Confirmando que soy el autor de este trabajo y que no he recibido más ayuda que la permitida por el Bachillerato Internacional.

He citado debidamente las palabras, ideas o gráficos de otra persona, se hayan expresado estos de forma escrita, oral o visual.

Sé que el máximo de palabras permitido para las monografías es 4.000, y que a los examinadores no se les pide que lean monografías que superen ese límite.

Esta es la versión final de mi monografía.

Firma del alumno:

Fecha:

Informe y declaración del supervisor

El supervisor debe completar este informe, firmar la declaración y luego entregar esta portada junto con la versión final de la monografía al coordinador del Programa del Diploma.

Nombre y apellido(s) del supervisor [MAYÚSCULAS]:

Si lo considera adecuado, escriba algunos comentarios sobre el contexto en que el alumno desarrolló la investigación, las dificultades que encontró y cómo las ha superado (ver página 13 de la guía para la monografía). La entrevista final con el alumno puede ofrecer información útil. Estos comentarios pueden ayudar al examinador a conceder un nivel de logro para el criterio K (valoración global). No escriba comentarios sobre circunstancias adversas personales que puedan haber afectado al alumno. En el caso en que el número de horas dedicadas a la discusión de la monografía con el alumno sea cero, debe explicarse este hecho indicando cómo se ha podido garantizar la autoría original del alumno. Puede adjuntar una hoja adicional si necesita más espacio para escribir sus comentarios.

La alumna ha mostrado gran interés y entusiasmo en la realización de este trabajo de investigación.

Ha sido capaz de establecer una ecuación teórica general para explicar la solubilidad del PbI_2 en diferentes mezclas hidroalcohólicas, lo cual pone de manifiesto su capacidad de interpretar y relacionar los datos obtenidos.

El supervisor debe firmar esta declaración; de lo contrario, es posible que no se otorgue una calificación final

He leído la versión final de la monografía, la cual será entregada al examinador.

A mi leal saber y entender, la monografía es el trabajo auténtico del alumno.

He dedicado horas a discutir con el alumno su progreso en la realización de la monografía

Firma del supervisor:

Fecha:

Formulario de evaluación (para uso exclusivo del examinador)

Criterios de evaluación	Nivel de logro					
	Examinador 1	Máximo	Examinador 2	Máximo	Examinador 3	
A Formulación del problema de investigación	2	2		2		
B Introducción	2	2		2		
C Investigación	3	4		4		
D Conocimiento y comprensión del tema	3	4		4		
E Argumento razonado	3	4		4		
F Aplicación de habilidades de análisis y evaluación apropiadas para la asignatura	3	4		4		
G Uso de un lenguaje apropiado para la asignatura	3	4		4		
H Conclusión	1	2		2		
I Presentación formal	3	4		4		
J Resumen	2	2		2		
K Valoración global	3	4		4		
Total (máximo 36)						28

**Influencia de la constante dieléctrica de los
alcoholes en la solubilidad del yoduro de plomo
(II) en mezclas hidroalcohólicas.**

Número de candidata:

Monografía: Química

Resumen:

En este trabajo se ha estudiado la solubilidad del PbI_2 en diferentes medios hidroalcohólicos mediante medidas de conductividad.

Se ha elegido el PbI_2 por ser una sal poco soluble en agua y aún menos en medios alcohólicos para las medidas de conductividad.

Los alcoholes con los que se ha trabajado son: metanol, etanol, 1-propanol, 2-propanol y 1-butanol, todos ellos miscibles en agua, en las proporciones con las que trabajamos, excepto el 1-butanol, que debido a que forma dos fases, las correspondientes medidas de conductividad no son fiables, motivo por el cual se descartó del estudio posterior.

Con los resultados experimentales obtenidos con los cuatro alcoholes solubles seleccionados, se ha encontrado una excelente relación entre la solubilidad del PbI_2 en estos alcoholes y su constante dieléctrica y se llegó a deducir que la dependencia entre ambas variables responde a la expresión:

$$s = 0,0013e^{-\frac{130}{\epsilon^2}M}$$

donde s representa la solubilidad del PbI_2 , M la concentración molar del respectivo alcohol y ϵ su constante dieléctrica.

Por último se ha comprobado la validez de la expresión deducida, representando solubilidad del PbI_2 frente a concentración del alcohol, para los diferentes alcoholes, utilizando los valores calculados mediante esta ecuación teórica y usando los datos obtenidos experimentalmente, observándose una coincidencia muy buena entre ambos.

Índice:

1. Introducción.....	2
1.1. Objetivo del trabajo.....	2
1.2. Base teórica. Solubilidad, conductividad y relación con la constante dieléctrica.....	2
2. Procedimiento experimental.	5
2.1. Metodología.	5
2.1.1. Relación entre la concentración del PbI_2 y la conductividad.....	6
2.1.2. Obtención experimental de K_{ps} del PbI_2	9
2.1.3. Relación entre la conductividad del PbI_2 y la concentración del alcohol.	10
3. Resultados.	21
3.1. Análisis de los resultados y búsqueda de una ecuación teórica general para los alcoholes estudiados.	21
3.2. Concordancia entre los valores experimentales y los teóricos. ..	23
4. Conclusión.....	28
5. Bibliografía.	29
6. Agradecimientos.....	30

1. Introducción.

1.1. Objetivo del trabajo.

En este trabajo estudiamos la solubilidad del yoduro de plomo (II) en diferentes medios hidroalcohólicos, utilizando para ello metanol, etanol, 1-propanol, 2-propanol y 1-butanol, con el fin de poder establecer alguna relación entre la solubilidad de esta sal y el tipo de alcohol.

1.2. Base teórica. Solubilidad, conductividad y relación con la constante dieléctrica.

La solubilidad mide la máxima cantidad soluto que se puede disolver en una cantidad determinada de disolvente a una temperatura dada.

Una característica importante de estas disoluciones de sustancias iónicas es que los iones tienen libertad para moverse por lo que conducen la corriente eléctrica.

Un método para estudiar la solubilidad de las sustancias iónicas es realizar medidas de la conductividad de sus disoluciones. En disoluciones diluidas, la conductividad aumenta al aumentar la concentración ya que se incrementa el número de iones presentes en la disolución. Sin embargo, cuando la disolución es concentrada, se producen fenómenos de asociación de iones, de tal manera que a medida que la concentración se hace más elevada, la conductividad disminuye. Cuando estas asociaciones de iones se producen, no se puede trabajar con las concentraciones estequiométricas, sino con la *concentración efectiva* que se denomina *actividad*, la cual está relacionada con la concentración estequiométrica mediante un coeficiente, llamado coeficiente de actividad¹. Cuando este coeficiente toma el valor 1, como en las disoluciones muy diluidas, ambas concentraciones coinciden.

Al trabajar con una sal poco soluble, la concentración de iones, incluso en la disolución saturada será baja, evitaremos problemas de asociación de iones, la conductividad aumentará linealmente al aumentar la concentración y la conductividad podrá ser medida con el aparato de que disponemos. Por este motivo se eligió el yoduro

¹ Es un número que expresa el factor de actividad química de una sustancia en su concentración molar.

de plomo (II) para su estudio y no los otros haluros de plomo por tener solubilidades más elevadas.

Nuestros disolventes son mezclas hidroalcohólicas. Los alcoholes están formados por átomos de carbono, hidrógeno y un grupo hidroxilo –OH. Contienen un grupo hidrófobo, la cadena carbonada, y uno hidrófilo, el hidroxilo. Ese grupo –OH es muy polar y es capaz de establecer enlaces de hidrógeno que permite la asociación entre las moléculas de alcohol-alcohol, alcohol-agua y agua-agua. Como afirma Manuela Domínguez Real², el enlace de hidrógeno se establece entre moléculas que tienen algún átomo de hidrógeno enlazado covalentemente a átomos muy electronegativos y pequeños. Cuando estos átomos se enlazan con el hidrógeno, atraen hacia ellos el par de electrones del enlace. La carga parcial positiva resultante sobre el átomo de hidrógeno, atrae los pares de electrones solitarios del átomo muy electronegativo de otra molécula vecina. Los enlaces de hidrógeno se forman cuando los átomos de oxígeno unidos al hidrógeno en los alcoholes forman uniones entre sus moléculas y las del agua, con eso se explica la solubilidad del metanol, etanol, 1-propanol y 2-propanol. Pero, para cadenas más largas, a partir de cuatro átomos de carbono, la solubilidad disminuye rápidamente en agua porque el grupo hidroxilo constituye una parte relativamente pequeña en comparación con el tamaño de la molécula.

Otra característica importante a tener en cuenta, a la hora de analizar la solubilidad de las sustancias iónicas es la constante dieléctrica. El agua es una sustancia con una elevada constante dieléctrica, lo que facilita que una gran cantidad de sales se puedan disolver en ella, porque reduce las interacciones electrostáticas entre los iones. No obstante, hay sales de reducida solubilidad en agua, e incluso alguna prácticamente insoluble.

La energía de la interacción electrostática entre los iones de signo contrario viene dada por la siguiente expresión:

$$E = \frac{q^+ \cdot q^-}{4\pi\epsilon r}$$

donde q^+ y q^- son las cargas de los iones, r la distancia entre los centros de los iones y ϵ

²Manuela Domínguez Real, *Química Bachillerato*, BAÍA edicions, abril 2009.

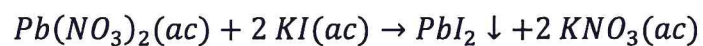
la constante dieléctrica del medio. Por consiguiente, a igualdad de los otros factores, cuanto menor sea la constante dieléctrica, más fuerte será la interacción electrostática, produciéndose más asociaciones de iones lo cual repercute en las medidas de conductividad.

Dado que los alcoholes tienen constantes dieléctricas más pequeñas que el agua, las solubilidades de las sustancias iónicas en los alcoholes, será aún menores, como podremos comprobar.

2. Procedimiento experimental.

2.1. Metodología.

En primer lugar obtenemos el PbI_2 en el laboratorio. Para ello preparamos dos disoluciones que contengan cada una, uno de los iones de esta sal, de tal forma que al mezclarlas, se obtiene un precipitado amarillo que corresponde al yoduro de plomo (II). El proceso podemos representarlo mediante la ecuación química:



A continuación, se filtra por gravedad el precipitado para separarlo de la disolución utilizando para ello un embudo con un papel de filtro y un matraz erlenmeyer. Posteriormente, se coloca en la estufa para secarlo.



Ilustración 1. Resultado de la reacción entre yoduro potásico y nitrato de plomo.



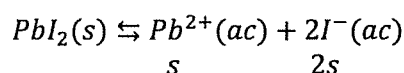
Ilustración 2. Filtración del precipitado.

2.1.1. Relación entre la concentración del PbI_2 y la conductividad.

El siguiente paso consiste en preparar una disolución no saturada de PbI_2 en agua para obtener la relación entre su solubilidad y la conductividad. Para ello se consulta en la bibliografía³ la constante del producto de esta sal. El dato utilizado es:

$$K_{ps} = 9,8 \cdot 10^{-9}.$$

Teniendo en cuenta la relación existente entre la solubilidad s y la K_{ps} para esta sal:



En los equilibrios heterogéneos la constante de equilibrio se expresa en función de la concentración de los iones en disolución y se llama producto de solubilidad. La concentración de la fase sólida, la sal sin disolver, es una constante y, como tal, se engloba en el valor de K_{ps} .

$$K_{ps} = [Pb^{2+}][I^{-}]^2 \Rightarrow 9,8 \cdot 10^{-9} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{9,8 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,348 \cdot 10^{-3} M$$

Queremos preparar 1 L de una disolución de yoduro de plomo.

$$1,348 \cdot 10^{-3} M = \frac{n \text{ soluto}}{1 L} \Rightarrow n \text{ soluto} = 1,348 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$1,348 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \frac{461 g}{1 \text{ mol } PbI_2} = 0,621 g PbI_2$$

Conociendo la máxima cantidad de yoduro de plomo (II) que se puede disolver en 1 L disolución podemos decidir qué cantidad de sustancia utilizaremos para preparar la disolución no saturada. Preparamos la disolución no saturada de PbI_2 disolviendo $(0,205 \pm 0,005)$ g de PbI_2 en 0,5 L de disolución.

$$0,205 g PbI_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } PbI_2}{461 g PbI_2} = 4,447 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

$$\frac{4,447 \cdot 10^{-4} \text{ moles}}{0,5 L} = 8,894 \cdot 10^{-4} M$$

³ David R. Lide, *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 85th edition, 2004-2005, CRC/PRESS.

Para realizar las medidas de conductividad tomamos un volumen fijo de esta disolución de yoduro de plomo (II) y le vamos añadiendo sucesivos volúmenes de agua. Agitamos la disolución un rato con un agitador magnético y seguidamente medimos la conductividad utilizando el conductímetro de la consola VVT de Jeulin.

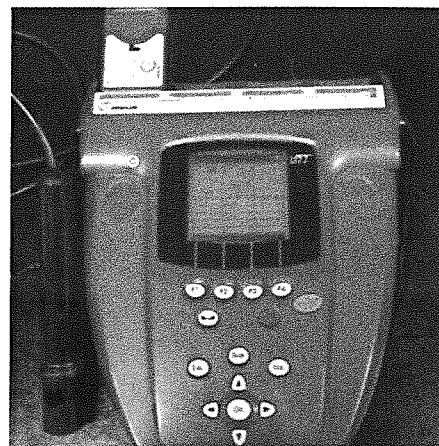


Ilustración 3. Consola VVT.

En primer lugar, calibramos el aparato utilizando una disolución calibradora de $1413 \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$. Después de lavar el electrodo con agua destilada y secarlo, lo introducimos en nuestra disolución. Esperamos un rato y registramos la medida. Todas las medidas se repiten dos veces.

V PbI_2 (ac) / mL	V H_2O / mL	V total / mL	[PbI_2] / $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$\kappa / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$		$\bar{\kappa} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	
				Exp. 1	Exp. 2		
35	0	35	$8,89\cdot 10^{-4}$	204	204	204	1.
35	10	45	$6,92\cdot 10^{-4}$	160	158	159	2.
35	20	55	$5,66\cdot 10^{-4}$	130	132	131	3.
35	30	65	$4,79\cdot 10^{-4}$	110	112	111	4.
35	40	75	$4,15\cdot 10^{-4}$	96	98	97	5.
35	50	85	$3,66\cdot 10^{-4}$	84	86	85	6.

Tabla 1. Conductividad de la disolución insaturada de PbI_2 (ac).

Calculamos la concentración molar de PbI_2 en cada una de las mezclas. El número de moles de soluto es siempre el mismo pero varía el volumen total.

$$1. \frac{0,205\text{g}/461\text{g}}{0,5\text{ L}} = 8,89 \cdot 10^{-4}\text{ M}$$

$$8,837 \cdot 10^{-4}\text{ M} = \frac{n}{0,035\text{ L}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n = 3,113 \cdot 10^{-5}\text{ moles}$$

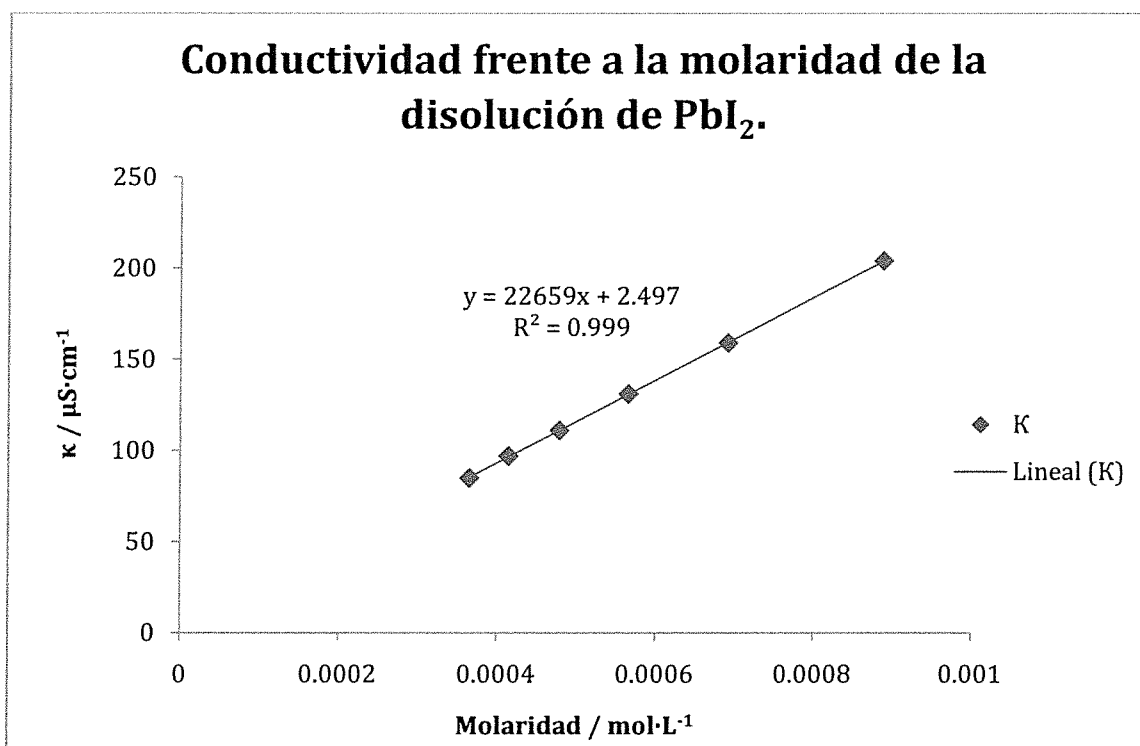
$$2. \frac{3,113 \cdot 10^{-5}\text{ moles}}{0,045\text{ L}} = 6,92 \cdot 10^{-4}\text{ M}$$

$$3. \frac{3,113 \cdot 10^{-5}\text{ moles}}{0,055\text{ L}} = 5,66 \cdot 10^{-4}\text{ M}$$

$$4. \frac{3,1123 \cdot 10^{-5}\text{ moles}}{0,065\text{ L}} = 4,79 \cdot 10^{-4}\text{ M}$$

$$5. \frac{3,113 \cdot 10^{-5}\text{ moles}}{0,075\text{ L}} = 4,15 \cdot 10^{-4}\text{ M}$$

$$6. \frac{3,113 \cdot 10^{-5}\text{ moles}}{0,085\text{ L}} = 3,66 \cdot 10^{-4}\text{ M}$$



Gráfica 1. Variación de la conductividad frente a la molaridad del PbI_2 .

$$y \equiv \kappa$$

$$x \equiv M$$

$$\kappa = 226597M + 2,4973 \quad (1)$$

2.1.2. Obtención experimental de K_{ps} del PbI_2 .

Las medidas de conductividad también nos permiten hacer determinaciones de las constantes del producto de solubilidad. Para ello preparamos una disolución saturada de PbI_2 y medimos su conductividad. Sustituimos su valor en la ecuación (1) de la recta de la gráfica 1 y calculamos la concentración de la disolución saturada. Posteriormente, aplicando la ecuación de la K_{ps} para esta sal, determinamos su valor.

Realizamos dos experimentos para medir la conductividad de la disolución saturada de PbI_2 . Los valores obtenidos son $302 \mu S \cdot cm^{-1}$ y $306 \mu S \cdot cm^{-1}$. En la disolución saturada la concentración es igual a la solubilidad.

$$\left. \begin{array}{l} \kappa = 22657M + 2,4973 \\ \kappa = 302 \text{ mS} \end{array} \right\} \Rightarrow M = 1,322 \cdot 10^{-3} M$$

$$\left. \begin{array}{l} K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \\ \kappa = 22657M + 2,4973 \\ \kappa = 306 \text{ mS} \end{array} \right\} \Rightarrow M = 1,339 \cdot 10^{-3} M$$

$$\left. \begin{array}{l} K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \\ \kappa = 22657M + 2,4973 \\ \kappa = 306 \text{ mS} \end{array} \right\} \Rightarrow K_{ps} = 9,24 \cdot 10^{-9}$$

$$\left. \begin{array}{l} K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \\ \kappa = 22657M + 2,4973 \\ \kappa = 306 \text{ mS} \end{array} \right\} \Rightarrow K_{ps} = 9,6 \cdot 10^{-9}$$

	$\kappa / \mu S \cdot cm^{-1}$	$s / 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$	K_{ps}
Exp. 1	302	1,332	$9,24 \cdot 10^{-9}$
Exp. 2	306	1,339	$9,61 \cdot 10^{-9}$

Los valores de las constantes obtenidas experimentalmente se desvían un 1,9% y 5,7% del valor tabulado ($9,8 \cdot 10^{-4}$).

2.1.3. Relación entre la conductividad del PbI_2 y la concentración del alcohol.

Para realizar este estudio trabajamos con los siguientes alcoholes: metanol, etanol, 1.propanol, 2-propanol y 1-butanol.

A 25 mL de la disolución saturada de PbI_2 se le van incorporando progresivamente porciones de 2 mL del alcohol. Tras cada adición se agita la mezcla con un agitador magnético y, a continuación, se hace la lectura de su conductividad. El procedimiento se repite dos veces para cada alcohol y así poder comprobar la fidelidad de los resultados. Las medidas de conductividad en las dos series son muy semejantes. En las tablas recogemos también el valor medio de las conductividades, que es el que representamos.

Metanol

$$Mm(\text{CH}_3\text{OH}) = 32,04 \text{ g/mol}$$

$$\rho = 0,792 \text{ kg/L}$$

$$T = 23^\circ\text{C}$$

V PbI_2 / mL	V CH_3OH / mL	V total / mL	[CH_3OH] / $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	κ / $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$		$\bar{\kappa}$ / $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$	
				Exp. 1	Exp. 2		
25	0	25	0	286	290	288	1.
25	2	27	1,8310	234	236	235	2.
25	4	29	3,4095	198	196	198	3.
25	6	31	4,7843	166	168	167	4.
25	8	33	5,9925	146	144	145	5.
25	10	35	7,0626	130	130	130	6.

Tabla 2. Conductividad de PbI_2 en la mezcla de metanol y agua.

1. 0 M

$$792 \text{ g} \cdot \frac{0,001 \text{ L}}{1 \text{ L}} = 0,792 \text{ g } \text{CH}_3\text{OH}$$

$$1,584 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32,04 \text{ g}} = 0,0247 \text{ moles}$$

$$2. \frac{2 \cdot 0,0247 \text{ moles}}{0,027 \text{ L}} = 1,8310 \text{ M}$$

$$3. \frac{4 \cdot 0,0247 \text{ moles}}{0,029 \text{ L}} = 3,4095 \text{ M}$$

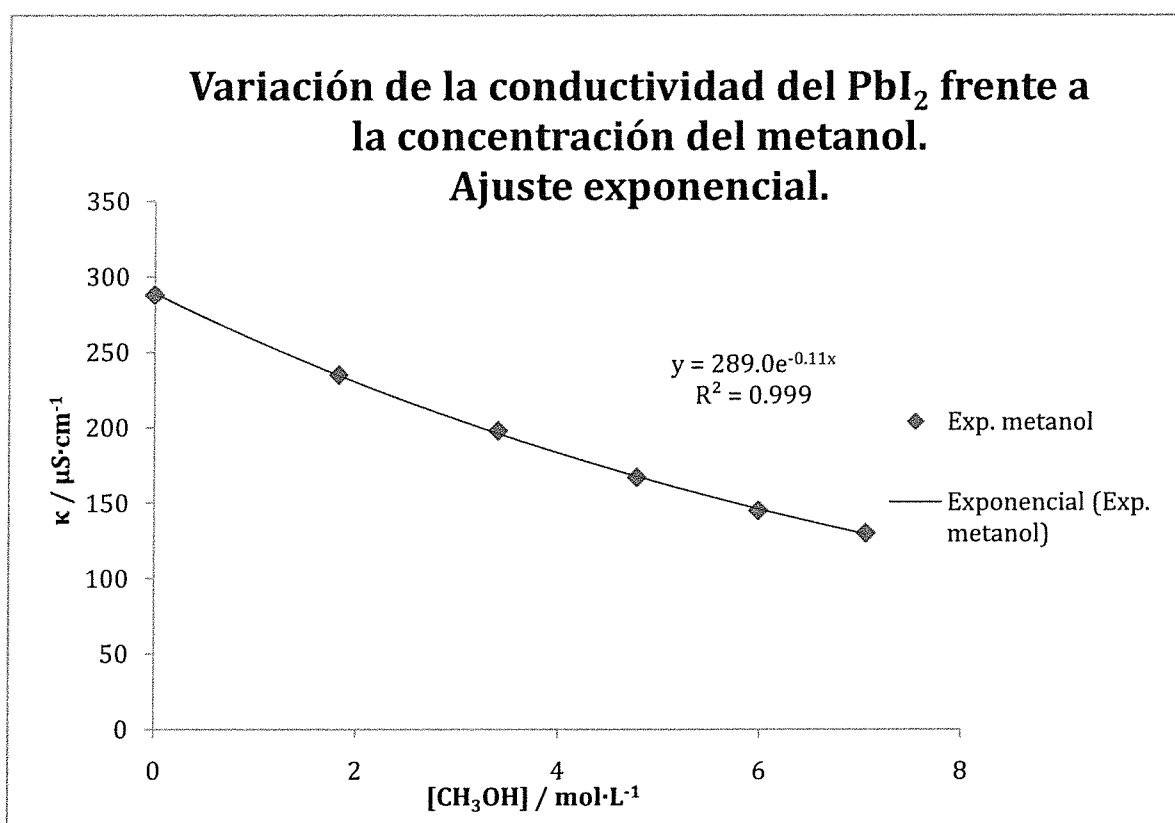
$$4. \frac{6 \cdot 0,0247 \text{ moles}}{0,031 \text{ L}} = 4,7843 \text{ M}$$

$$5. \frac{8 \cdot 0,0247 \text{ moles}}{0,033 \text{ L}} = 5,9925 \text{ M}$$

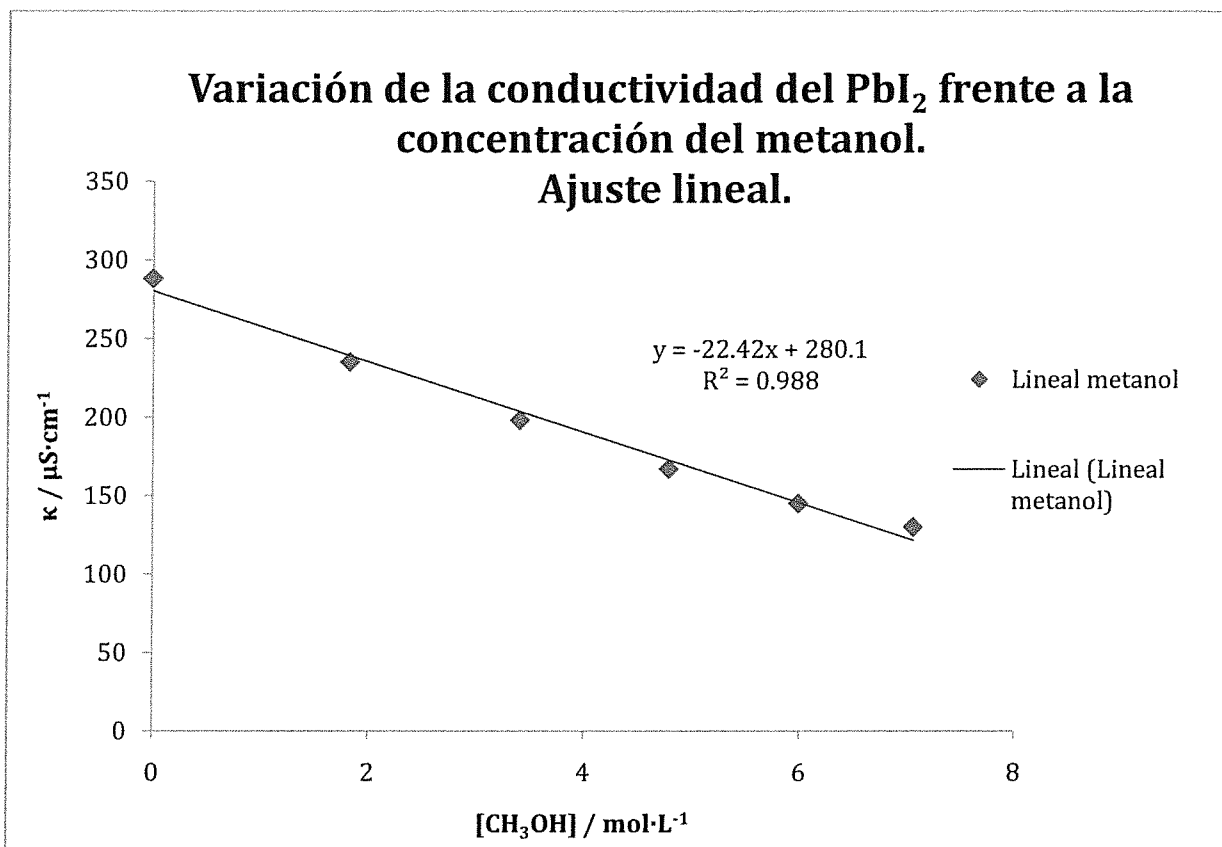
$$6. \frac{10 \cdot 0,0247 \text{ moles}}{0,035 \text{ L}} = 7,0626 \text{ M}$$

La molaridad del metanol es el resultado de dividir los moles que hay en 2 mL de la disolución del alcohol dividido entre el volumen total. Al adicionar 2 mL de cada vez los moles aumentan, de ahí la multiplicación de los moles iniciales por el número de adiciones realizadas.

Representamos la conductividad del PbI_2 media de los dos experimentos frente a la concentración de alcohol. Vemos que el ajuste lineal es peor que el exponencial, por lo que elegimos el segundo. Lo mismo ocurre en los restantes alcoholes.



Gráfica 2. Variación de la conductividad de PbI_2 frente a la concentración del metanol.



Gráfica 3. Variación de la conductividad de PbI_2 frente a la concentración del metanol.

Etanol

$$Mm(CH_3CH_2OH) = 46,07 \text{ g/mol}$$

$$\rho = 0,805 \text{ kg/L}$$

Riqueza 96 %

$$T = 23^\circ C$$

V PbI ₂ / mL	V CH ₃ CH ₂ OH / mL	V total / mL	[CH ₃ CH ₂ OH] / mol·L ⁻¹	κ / μS·cm ⁻¹		κ̄ / μS·cm ⁻¹
				Exp. 1	Exp. 2	
25	0	25	0	304	302	303
25	2	27	1,2426	236	238	237
25	4	29	2,3137	186	188	187
25	6	31	3,2467	152	154	153
25	8	33	4,0665	126	128	127
25	10	35	4,7927	108	112	110

Tabla 3. Conductividad de PbI₂ en la mezcla de etanol y agua.

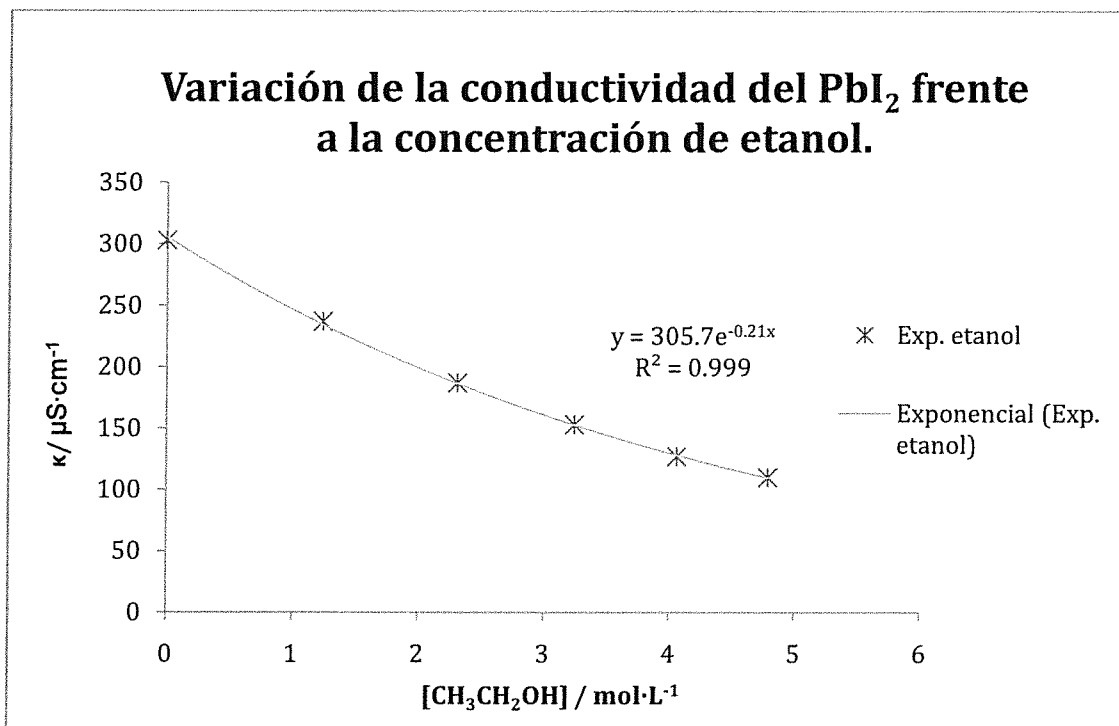
$$805 \text{ g} \cdot \frac{0,001 \text{ L}}{1 \text{ L}} = 0,805 \text{ g disolución}$$

$$0,805 \text{ g} \cdot \frac{96 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} = 0,7728 \text{ g soluto}$$

$$0,7728 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{46,07 \text{ g}} = 0,01677 \text{ moles} = n_0$$

La molaridad del alcohol la obtenemos dividiendo los moles añadidos de cada vez entre el volumen de disolución, o bien podemos calcularla multiplicando los moles que hay en 1 mL de la disolución de alcohol, que designamos como n_0 por el cociente $V_{\text{alcohol}}/V_{\text{total}}$. De esta manera obtenemos una expresión que se utilizará para los demás alcoholes.

$$[CH_3CH_2OH] = n_0 \frac{V_{CH_3CH_2OH}(mL)}{V_{total}(L)}$$



Gráfica 4. Variación de la conductividad de PbI_2 frente a la concentración de etanol.

1-propanol

$Mm(\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{CH}_3) = 60,10 \text{ g/mol}$

$\rho = 0,804 \text{ kg/L}$

Riqueza 99,5%

$T = 23^\circ\text{C}$

V PbI_2 / mL	V $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ / mL	V total / mL	$[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}] / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$\kappa / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$		$\bar{\kappa} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$
				Exp. 1	Exp. 2	
25	0	25	0	302	300	301
25	2	27	0,9860	228	224	226
25	4	29	1,8360	176	178	177
25	6	31	2,5763	142	144	143
25	8	33	3,2269	116	118	117
25	10	35	3,8031	102	104	103

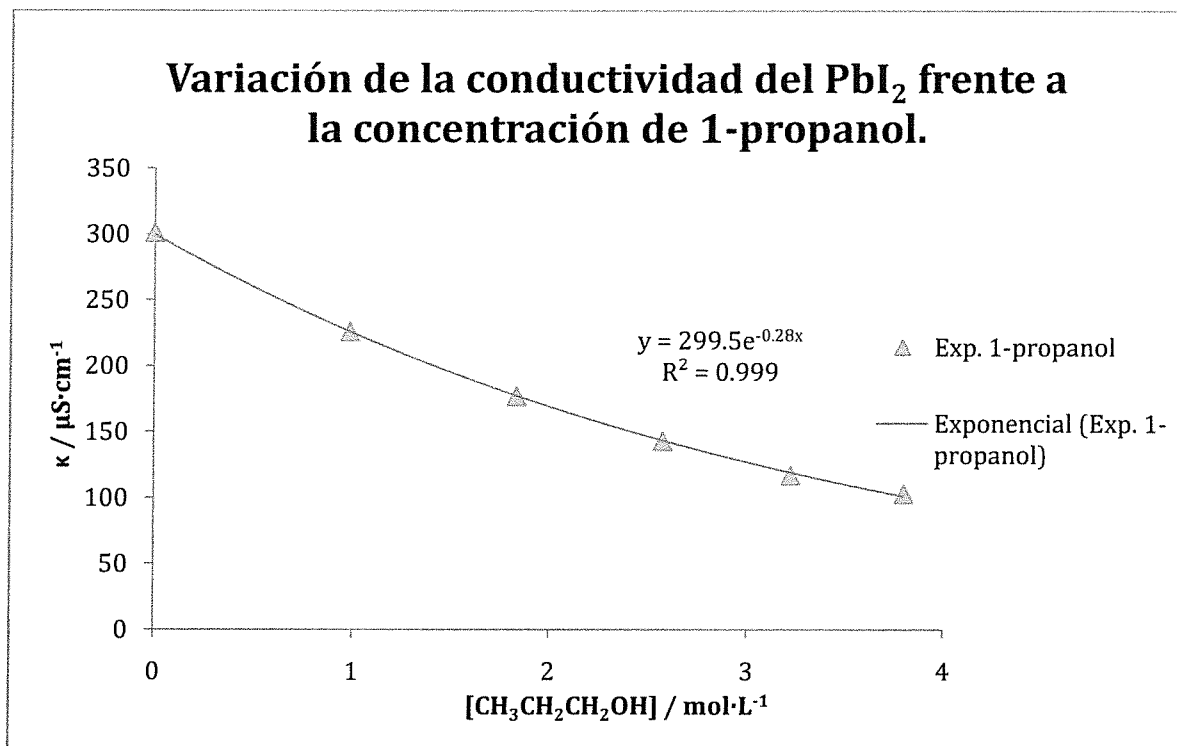
Tabla 4. Conductividad de PbI_2 en la mezcla de 1-propanol y agua.

$$804 \text{ g} \cdot \frac{0,001 \text{ L}}{1 \text{ L}} = 0,804 \text{ g disolución}$$

$$0,804 \text{ g} \cdot \frac{99,5 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolución}} = 0,7999 \text{ g soluto}$$

$$0,7999 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{60,10 \text{ g}} = 0,0133 \text{ moles} = n_0$$

$$[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}] = n_0 \frac{V_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}} (\text{mL})}{V_{\text{total}} (\text{L})}$$



Gráfica 5. Variación de la conductividad de PbI_2 frente a la concentración de 1-propanol.

2-propanol

$$Mm(\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3) = 60,10 \text{ g/mol}$$

$$\rho = 0,785 \text{ kg/L}$$

$$T = 23^\circ\text{C}$$

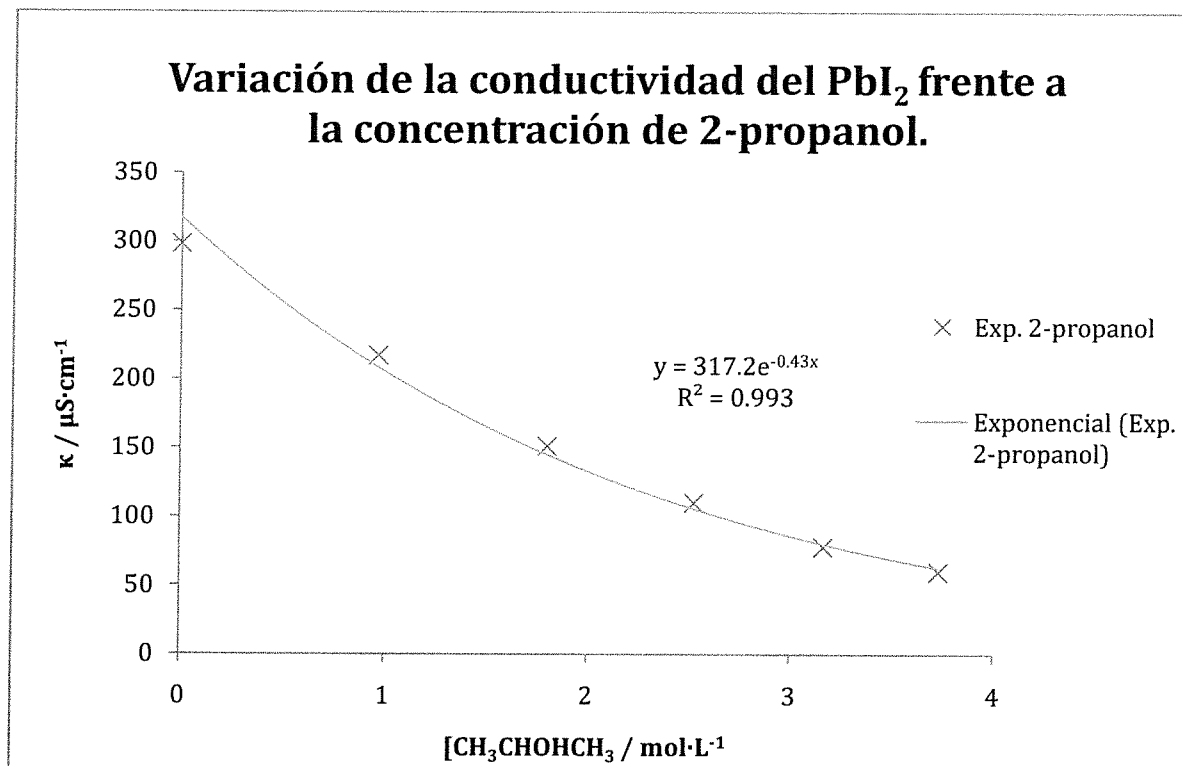
V PbI ₂ / mL	V CH ₃ CHOHCH ₃ / mL	V total / mL	[CH ₃ CHOHCH ₃] / mol·L ⁻¹	κ / μS·cm ⁻¹		κ̄ / μS·cm ⁻¹
				Exp. 1	Exp. 2	
25	0	25	0	298	298	298
25	2	27	0,9675	216	218	217
25	4	29	1,8016	150	152	151
25	6	31	2,5280	110	110	110
25	8	33	3,1664	80	76	78
25	10	35	3,7319	62	58	60

Tabla 5. Variación de la conductividad de PbI₂ en la mezcla de 2-propanol y agua.

$$0,001 \text{ L} \cdot \frac{785 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 0,785 \text{ g disolución}$$

$$0,785 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{60,10 \text{ g}} = 0,0131 \text{ moles} = n_0$$

$$[\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3] = n_0 \frac{V_{\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3} (\text{mL})}{V_{\text{total}} (\text{L})}$$



Gráfica 6. Variación de la conductividad de PbI₂ frente a la concentración de 2-propanol.

1-butanol

$$Mm(\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{OH}) = 74,12 \text{ g/mol}$$

$$\rho = 0,810 \text{ kg/L}$$

Riqueza 99 %

$$T = 23^\circ\text{C}$$

V PbI_2 / mL	V $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{OH}$ / mL	V total / mL	$[\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{OH}] / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$\kappa / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$		$\bar{\kappa} / \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$
				Exp. 1	Exp. 2	
25	0	25	0	294	294	294
25	2	27	0,8014	228	226	227
25	4	29	1,4923	188	188	188
25	6	31	2,0940	140	136	138
25	8	33	2,6228	112	112	112

Tabla 6. Variación de la conductividad de PbI_2 en la mezcla de 1-butanol y agua.

Para la medición de la conductividad del PbI_2 en la mezcla de agua y butanol se siguió inicialmente el mismo procedimiento: se añadía el volumen de alcohol y se agitaba, midiendo, a continuación, la solubilidad. Sin embargo el valor de la conductividad no se estabilizaba, ya que al dejar de agitar se observaba como se iba produciendo la separación de las dos fases, la acuosa y la alcohólica.

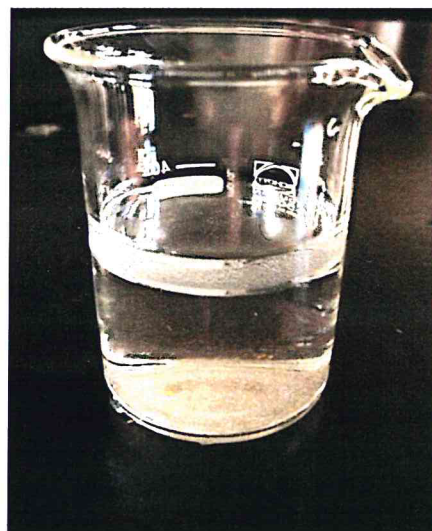


Ilustración 4. Diferenciación de las dos fases entre 1-butanol y agua.

Las moléculas de 1-butanol y de agua son ambas polares, aunque es conveniente precisar que la polaridad del butanol tiene que ser mucho menor que la del agua y que, por ejemplo, la del metanol. Esto es debido a que el diferencial de carga aunque es el mismo, se reparte en una molécula de mayor tamaño, se corresponde a una cadena de cuatro átomos de carbonos. Ambas moléculas tienen también una función química común que es el hidroxilo, pero además el butanol posee una cadena apolar opuesta al

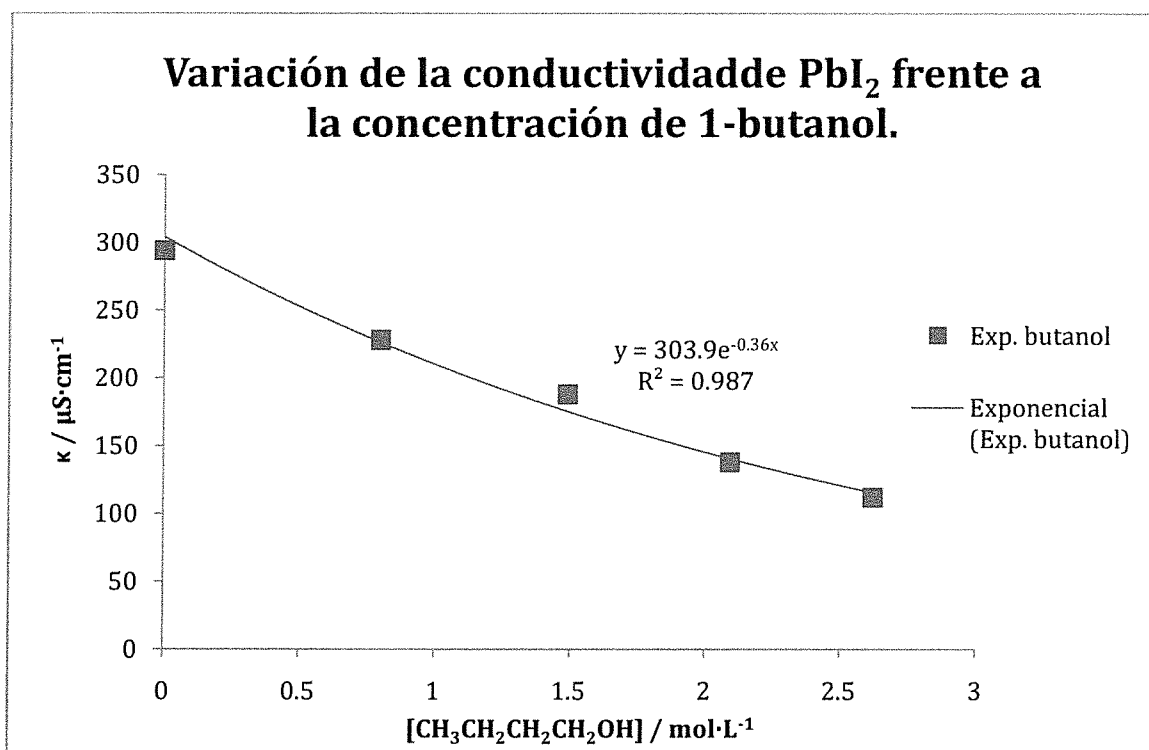
oxígeno. Como afirma Carlos Eduardo Núñez⁴, efectivamente el butanol no es miscible⁵ con el agua, aunque se solubiliza en un 8%. La conclusión sería que es soluble pero mucho menos que el metanol, como ya se ha puesto de ejemplo.

Se probaron a representar estos datos iniciales y el ajuste no responde tan bien a una ecuación exponencial. Puesto que el valor registrado dependía del instante en que se anotara, se descartó el 1-butanol del estudio posterior dada la poca fiabilidad de los datos.

$$0,001 L \cdot \frac{810 g}{1 L} = 0,810 g \text{ disolución}$$

$$0,810 g \cdot \frac{1 mol}{74,12 g} = 0,0109 moles = n_0$$

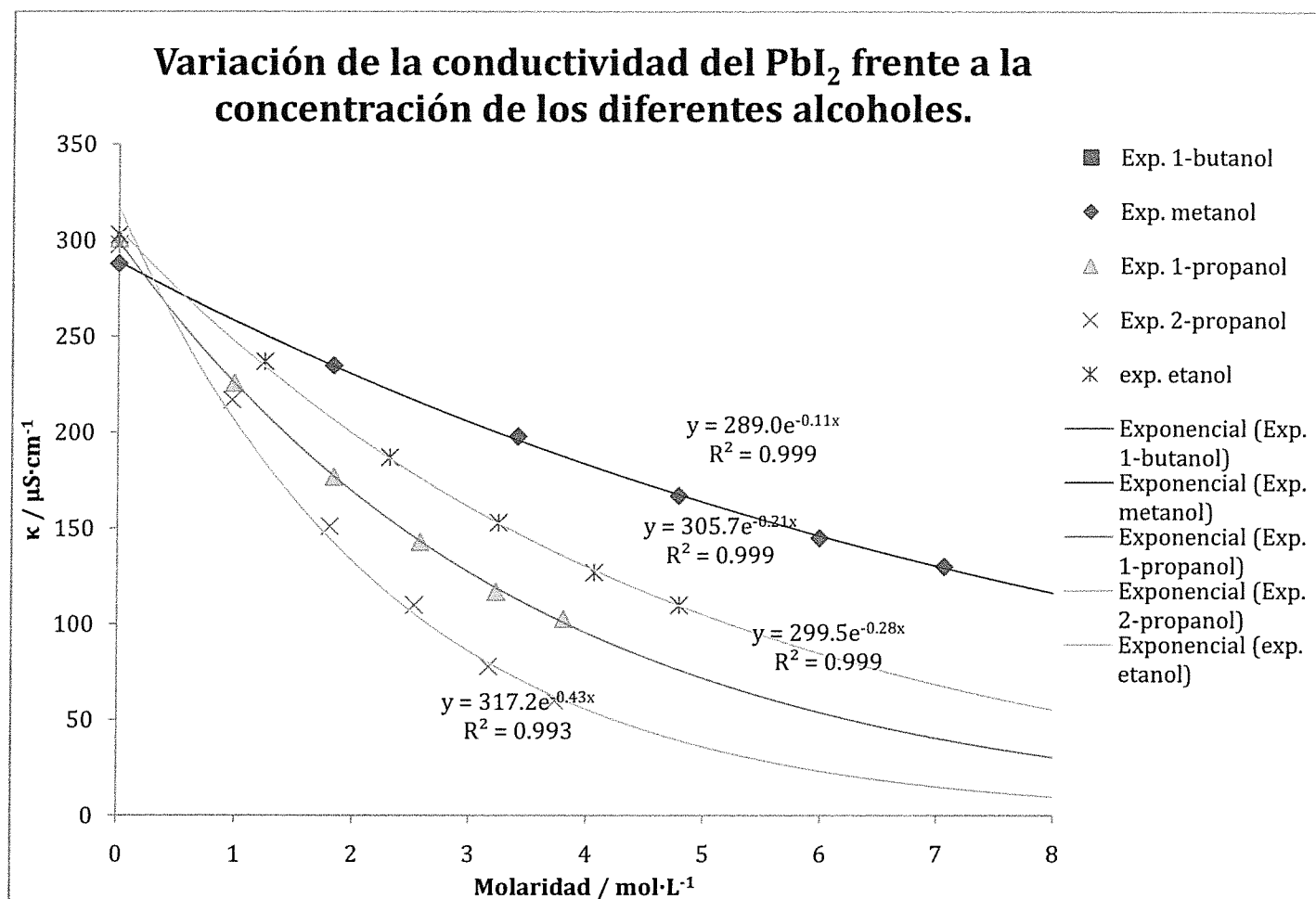
$$[CH_3(CH_2)_3OH] = n_0 \frac{V_{CH_3(CH_2)_3OH} (mL)}{V_{total} (L)}$$



Gráfica 7. Variación de la conductividad de PbI_2 frente a la concentración de 1-butanol.

⁴ Carlos Eduardo Núñez, *Solventes y solubilidades*, cenunez.com.ar, 2008.

⁵ Miscibles se dice de dos líquidos que mezclados no presentan interfase, es decir que se han mezclado completamente. Es un caso particular de solubilidad. La presión y en especial la temperatura influyen en la mayor o menor solubilidad de una sustancia.



Gráfica 8. Variación de la conductividad de PbI_2 frente a la concentración de los diferentes alcoholes.

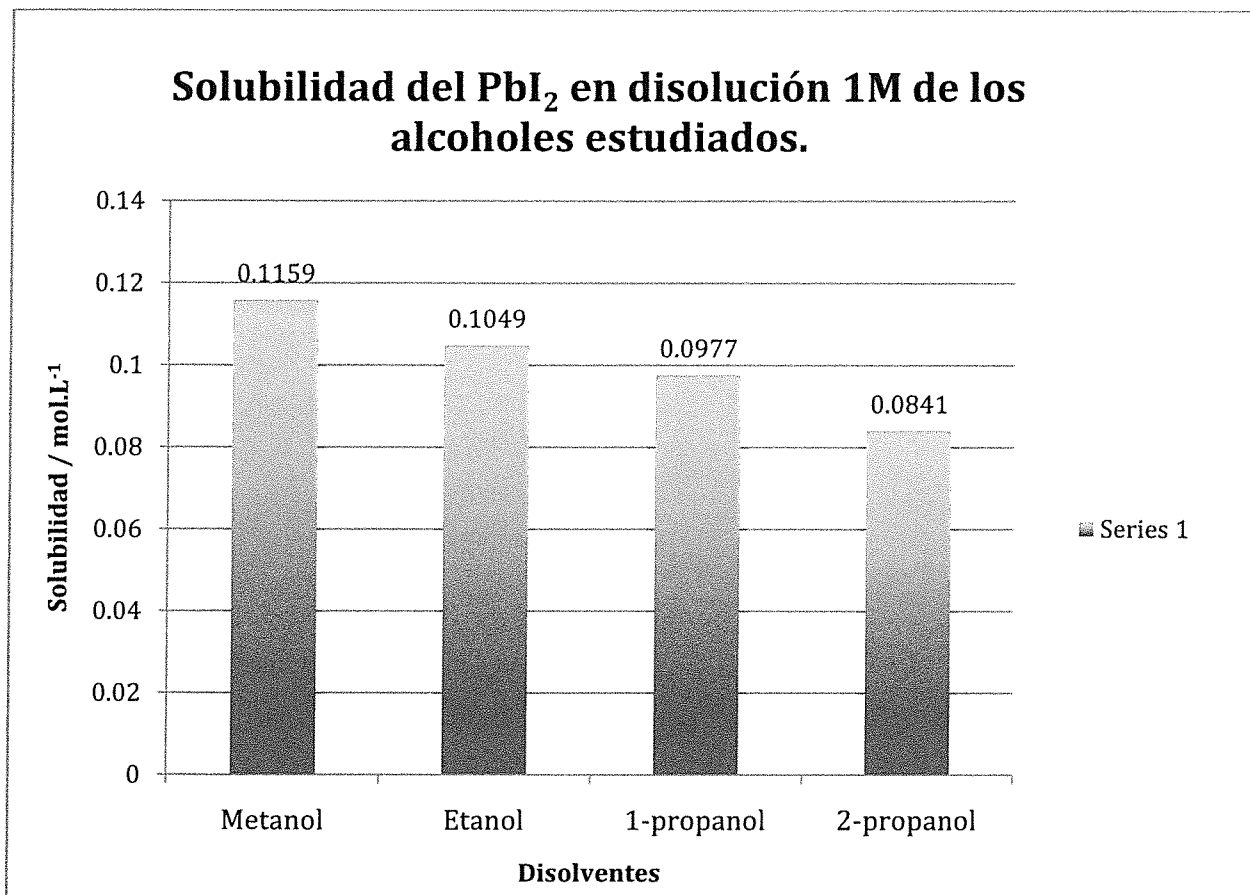
En esta gráfica, se puede observar como la solubilidad del PbI_2 para las diferentes concentraciones de alcohol, disminuye en el orden: metanol > etanol > 1-propanol > 2-propanol. ¿Qué cambia de un alcohol a otro? El número de átomos de carbono aumenta del primero al tercero, pero es igual entre el tercer y cuarto alcohol.

Sin embargo la constante dieléctrica disminuye en el mismo orden del metanol al 2-propanol.

Como en otros trabajos⁶, de disolución de sustancias en mezclas hidroalcohólicas se pudo establecer una relación entre la solubilidad de la sustancia y las constantes dieléctricas, vamos a intentar obtener algún tipo de relación entre la solubilidad del PbI_2 en mezclas hidroalcohólicas y la constante dieléctrica del alcohol.

⁶Jiménez M., Fernando, Neira O., María Cristina, Ponce de León, Luisa Fernanda, *Influencia de la constante dieléctrica en la solubilidad del diazepam*, Revista Colombiana de Ciencias Químico-Farmacéuticas.

Si representamos la solubilidad del PbI_2 para una concentración 1M de cada uno de los alcoholes se puede observar claramente que la solubilidad va disminuyendo a medida que disminuye su constante dieléctrica para una concentración dada de alcohol.



Gráfica 9. Representación de la variación de la solubilidad del yoduro de plomo (II) en disolución 1M de los alcoholes estudiados.

3. Resultados.

3.1. Análisis de los resultados y búsqueda de una ecuación teórica general para los alcoholes estudiados.

Las ecuaciones obtenidas en los ajustes anteriores son:

$$\text{Metanol: } \kappa = 289,01e^{-0,1138M} \quad (2)$$

$$\text{Etanol: } \kappa = 305,71e^{-0,2138M} \quad (3)$$

$$\text{1-propanol: } \kappa = 299,54e^{-0,2856M} \quad (4)$$

$$\text{2-propanol: } \kappa = 317,28e^{-0,4357M} \quad (5)$$

donde la conductividad, κ , está representada en $\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$ y M es la molaridad del alcohol.

Todas las ecuaciones anteriores responden a una ecuación tipo:

$$y = 300e^{-Ax} \Rightarrow \kappa = 300e^{-AM}$$

en donde el coeficiente de cada una se desvía un poco del valor 300: 3,7% para el metanol, 1,9% para etanol, 0,2% para 1-propanol y 5,8% para el 2-propanol.

Si hacemos uso de la relación obtenida, al principio, entre la solubilidad del yoduro de plomo (II) y la conductividad en la ecuación (1):

$$\kappa = 226597M + 2,4973$$

Esta ecuación se puede considerar de la forma:

$$\kappa = 226600 \cdot [PbI_2] = 226600 \cdot s$$

ya que para una $[PbI_2] = 0$, la conductividad debería ser 0 y el corte con el eje da un valor pequeño.

Teniendo en cuenta la relación anterior y cada una de las ecuaciones (ecuaciones (2) a (5)) que relacionan la conductividad, κ , con la concentración de alcohol, M , se tienen las siguientes expresiones para la solubilidad del yoduro de plomo en cada uno de los alcoholes.

Metanol:

$$s = \frac{300e^{-0,1147M}}{226600} = 0,0013e^{-0,1147M} \quad (6)$$

Etanol:

$$s = \frac{300e^{-0,2138M}}{226600} = 0,0013e^{-0,2138M} \quad (7)$$

1-propanol:

$$s = \frac{300e^{-0,2857M}}{226600} = 0,0013e^{-0,2857M} \quad (8)$$

2-propanol:

$$s = \frac{300e^{-0,4357M}}{226600} = 0,0013e^{-0,4357M} \quad (9)$$

En general,

$$s = 0,0013e^{-AM} \quad (10)$$

Queda por determinar cómo se relaciona la constante A del exponente de la ecuación (6) con la constante dieléctrica de cada uno de los alcoholes. Pueden hacerse las siguientes suposiciones:

$$A = \kappa\varepsilon \quad (11)$$

$$A = \kappa\varepsilon^2 \quad (12)$$

$$A = \frac{\kappa}{\varepsilon} \quad (13)$$

$$A = \frac{\kappa}{\varepsilon^2} \quad (14)$$

Tomando los valores de 32,6, 24,3, 20,1 y 18,3 para las constantes dieléctricas del metanol, etanol, 1-propanol y 2-propanol, respectivamente, la única expresión que da valores coherentes es la (14):

$$\textit{Metanol:} \quad \kappa = 122$$

$$\textit{Etanol:} \quad \kappa = 126$$

$$\textit{1 - propanol:} \quad \kappa = 115$$

$$\textit{2 - propanol:} \quad \kappa = 146$$

$$\textit{Valor medio:} \quad \kappa = 127 \approx 130$$

Suponiendo que el coeficiente A responde a la expresión representada por la ecuación (14), la solubilidad del yoduro de plomo (II) en las mezclas hidroalcohólicas vendría dada por la expresión:

$$s = 0,0013e^{-\frac{130}{\epsilon^2}M} \quad (15)$$

3.2. Concordancia entre los valores experimentales y los teóricos.

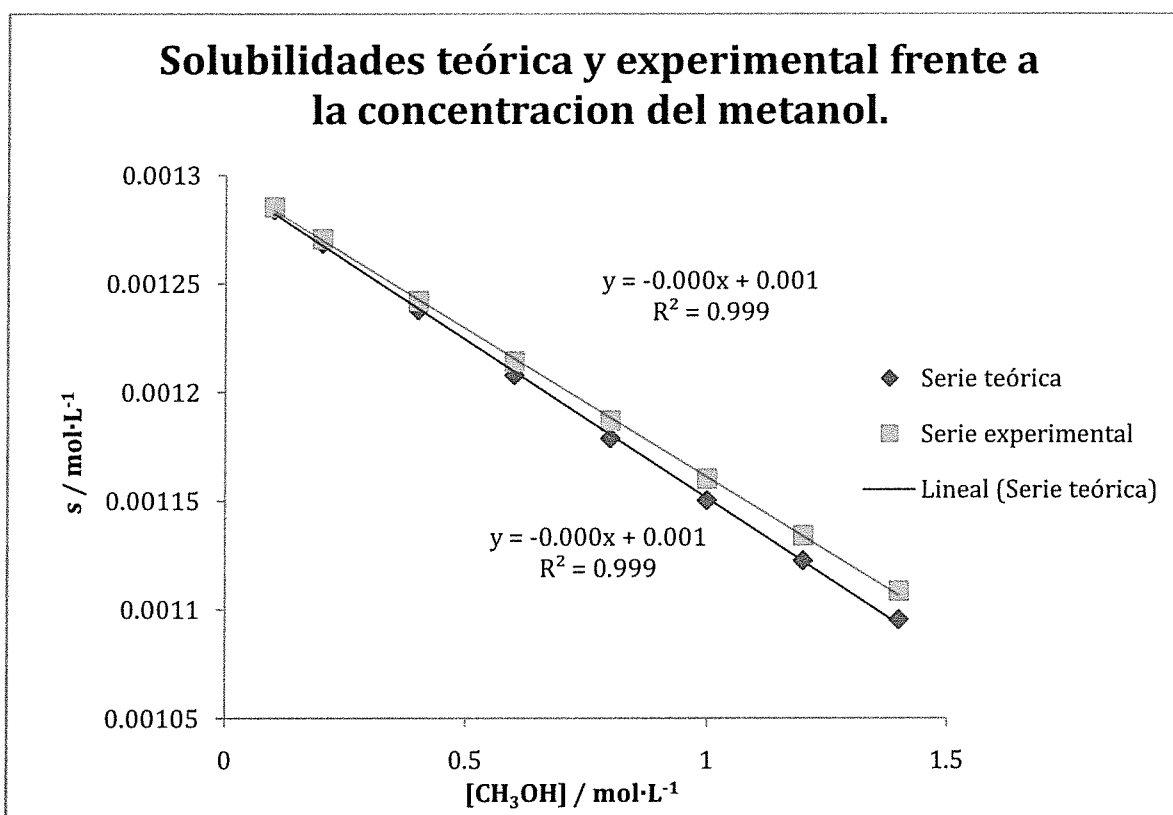
Conviene ahora efectuar una comprobación para analizar la bondad de la expresión anterior (15). Para ello, y para cada uno de los alcoholes, representaremos, para diferentes concentraciones del alcohol, los valores de la solubilidad del yoduro de plomo (II) dados por la expresión anterior (15) y por la deducida a partir de los datos experimentales.

Por ejemplo, para el metanol, la solubilidad teórica la calculamos utilizando la expresión (15) en la que sustituimos la constante dieléctrica del metanol, y la solubilidad experimental la obtenemos utilizando la expresión (6). Así haríamos con los restantes alcoholes. De esta forma tendríamos la solubilidad teórica y la experimental para cada uno de los alcoholes, lo cual nos permite comprobar la veracidad de nuestros resultados:

Metanol

[CH ₃ OH] / mol·L ⁻¹	s teórica / mol·L ⁻¹	s experimental / mol·L ⁻¹
0,1	0,00128419	0,00128529
0,2	0,00126858	0,00127075
0,4	0,00123792	0,00124215
0,6	0,00120801	0,00121420
0,8	0,00117881	0,00118688
1	0,00115032	0,00116017
1,2	0,00112252	0,00113406
1,4	0,00109539	0,00110854

Tabla 7. Solubilidad teórica y experimental del Pbl₂ en la mezcla de metanol y agua.



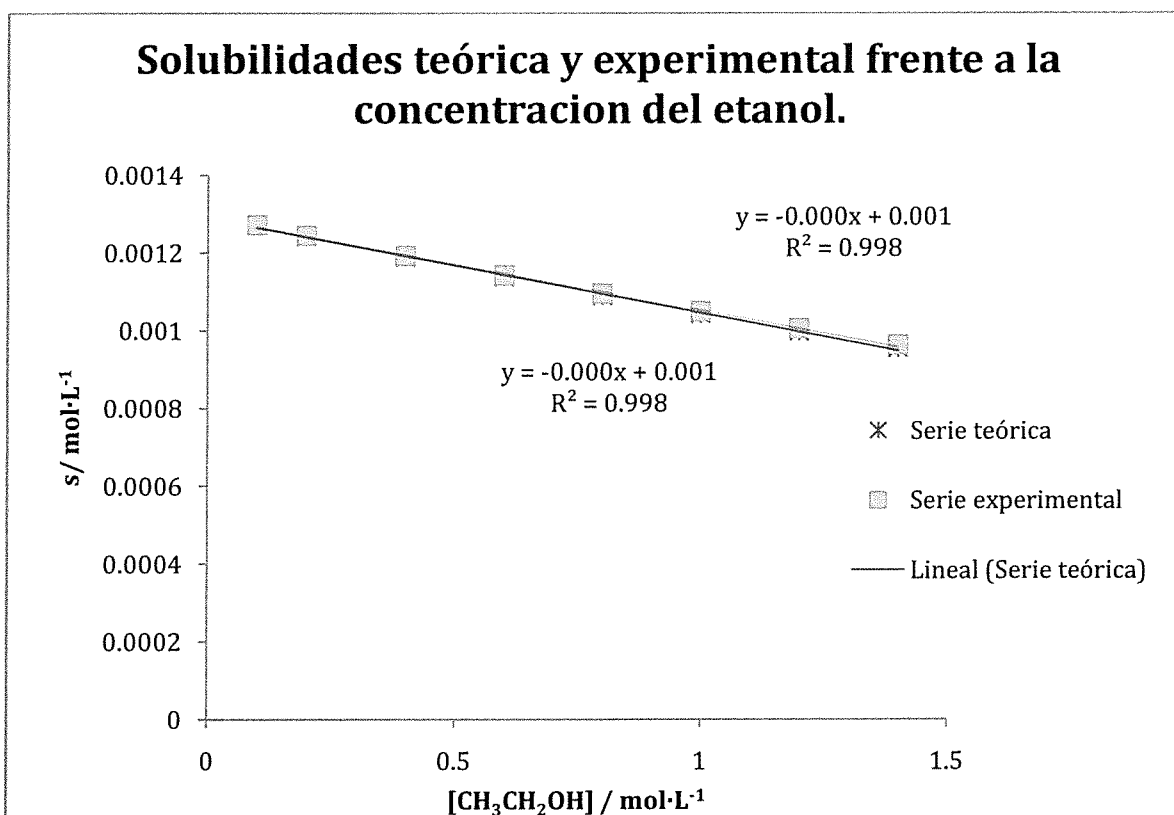
Gráfica 10. Comparación entre los valores de la solubilidad teórica y experimental del Pbl₂ en función de la concentración en la mezcla metanol-agua.

Se observa una muy buena coincidencia entre ambos conjuntos de datos.

Etanol

$[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}] / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	s teórica / $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	s experimental / $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
0,1	0,00127169	0,00127250
0,2	0,00124400	0,00124558
0,4	0,00119041	0,00119345
0,6	0,00113914	0,00114349
0,8	0,00109007	0,00109562
1	0,00104311	0,00104976
1,2	0,00099818	0,00100582
1,4	0,00095518	0,00096372

Tabla 8. Solubilidad teórica y experimental del PbI_2 en la mezcla de etanol y agua.

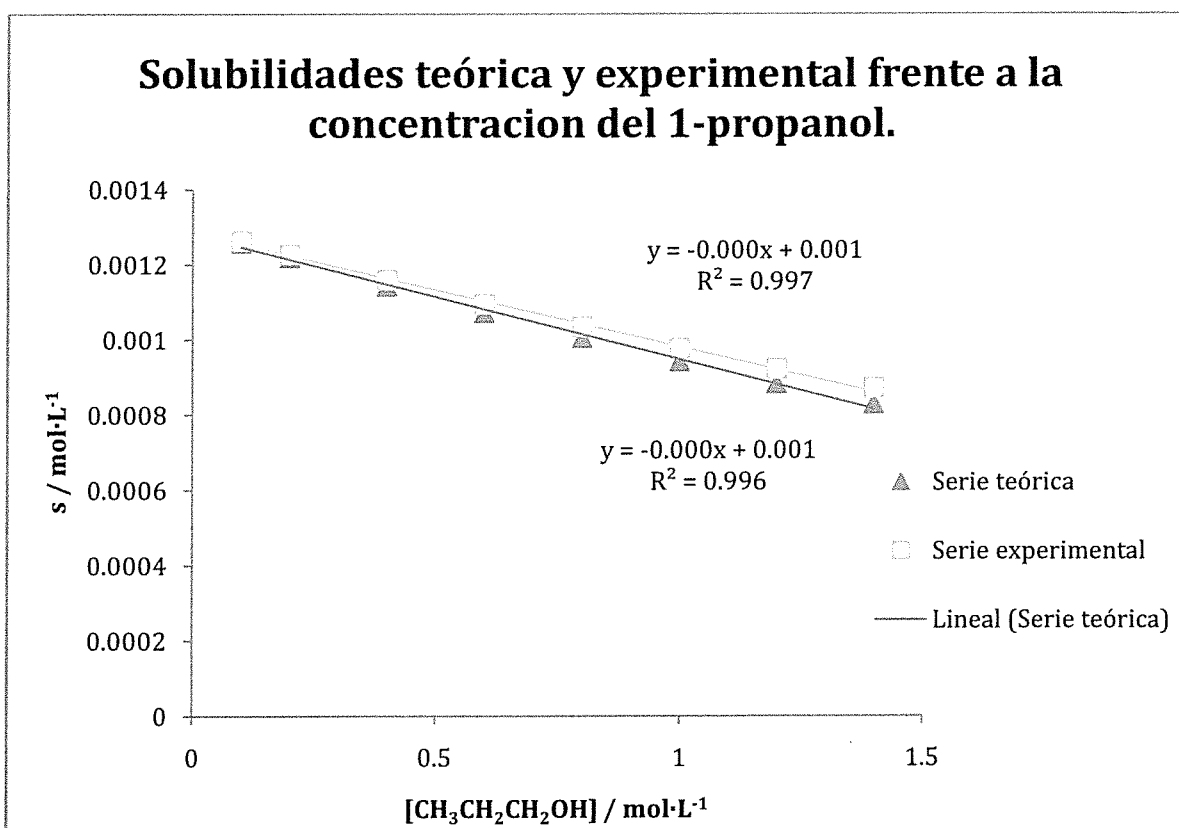


Gráfica 11. Comparación entre los valores de la solubilidad teórica y experimental del PbI_2 en función de la concentración de etanol en la mezcla etanol-agua.

La coincidencia en el etanol es todavía mejor que en el caso anterior por lo que se puede afirmar que la suposición anterior es correcta.

1-propanol

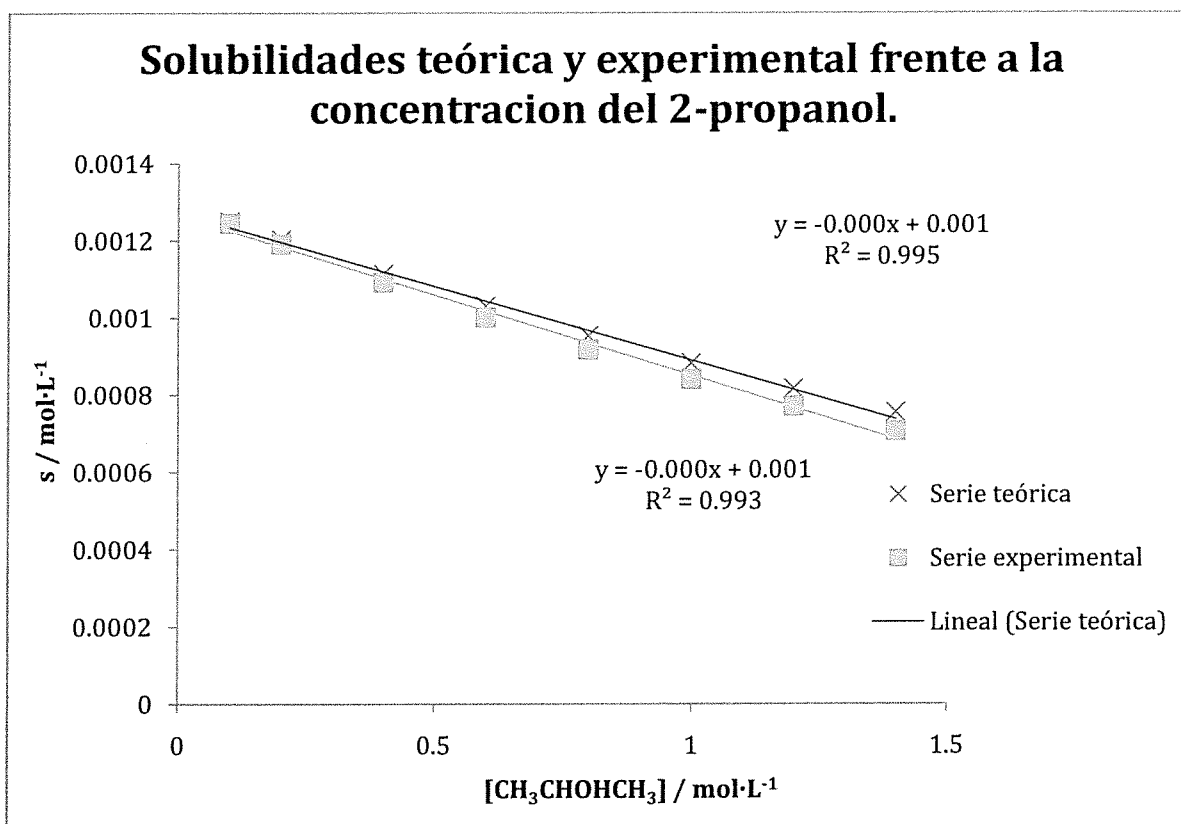
$[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}] / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	s teórica / $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	s experimental / $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
0,1	0,00125884	0,00126338
0,2	0,00121897	0,00122780
0,4	0,00114300	0,00115961
0,6	0,00107176	0,00109521
0,8	0,00100496	0,00103438
1	0,00094232	0,00097693
1,2	0,00088359	0,00092268
1,4	0,00082852	0,00087143

Tabla 9. Solubilidad teórica y experimental del PbI_2 en la mezcla de 1-propanol y agua.Gráfica 12. Comparación entre los valores de la solubilidad teórica y experimental del PbI_2 en función de la concentración de 1-propanol en la mezcla de 1-propanol-agua.

2-propanol

$[\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3] / \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	s teórica / $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$	s experimental / $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
0,1	0,00125050	0,00124458
0,2	0,00120289	0,00119151
0,4	0,00111303	0,00109208
0,6	0,00102989	0,00100094
0,8	0,00095296	0,00091741
1	0,00088177	0,00084086
1,2	0,00081590	0,00077068
1,4	0,00075495	0,00070637

Tabla 10. Solubilidad teórica y experimental del PbI_2 en la mezcla de 2-propanol y agua.



Gráfica 13. Comparación entre los valores de la solubilidad teórica y experimental del PbI_2 en función de la concentración de 2-propanol en la mezcla de 2-propanol-agua.

4. Conclusión.

Se puede concluir, por tanto, que la expresión $s = 0,0013e^{-\frac{130}{\epsilon^2}M}$ representa adecuadamente la variación de la solubilidad del yoduro de plomo (II) en mezclas hidroalcohólicas, comprobándose, cualitativa y cuantitativamente, la influencia de la constante dieléctrica de los alcoholes sobre la solubilidad del PbI_2 .

5. Bibliografía.

Domínguez Real, Manuela *Química Bachillerato*, BAÍA edicions, abril 2009.

Eduardo Nuñez, Carlos, *Solventes y solubilidades*, cenunez.com.ar, 2008.

R. Lide, David, *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 85th edition, 2004-2005, CRC/PRESS.

Jiménez M., Fernando, Neira O., María Cristina, Ponce de León, Luisa Fernanda, *Influencia de la constante dieléctrica en la solubilidad del diazepam*, Revista Colombiana de Ciencias Químico-Farmacéuticas.

(<http://www.ciencias.unal.edu.co/unciencias/data-file/farmacia/revista/V3N4P37-61.pdf>)

6. Agradecimientos.

En primer lugar, tengo que agradecer a mi profesora de química por ayudarme con el proyecto y enseñarme durante estos dos años. También agradezco al profesor por sus sugerencias y ayuda ante cualquier problema.