

## Efecto de la temperatura y la concentración sobre la viscosidad de soluciones diluidas de tetrafluoroborato de litio en acetona y acetonitrilo

*Effect of Temperature and Concentration on the Viscosity of the Dilute Solutions of Lithium Tetrafluoroborate in Acetone and Acetonitrile*

Dr. C. Mavitidi Dilo<sup>I</sup>, Dra. C. Magaly Casals-Hung<sup>II</sup>, Lic. Jussara J. B. de Assis<sup>I</sup>

mavitidi@hotmail.com

<sup>I</sup>Universidade Agostinho Neto, Luanda, Angola; <sup>II</sup>Universidad de Oriente, Santiago de Cuba, Cuba

Recibido: 3 de diciembre de 2015

Aprobado: 14 de abril de 2016

### Resumen

Viscosidades de soluciones diluidas de tetrafluoroborato de litio ( $\text{LiBF}_4$ ) en acetona y acetonitrilo fueron medidas a diferentes concentraciones entre  $1 \times 10^{-2}$  y  $8 \times 10^{-2}$   $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  a las temperaturas absolutas 298,15 K, 303,15 K, 308,15 K, 313,15 K y 318,15 K utilizando un viscosímetro de Ubbelohde. Con los datos de la viscosidad se estimaron las interacciones ion-ion e ion-solvente en términos de los coeficientes A y B de Jones-Dole, respectivamente. Valores positivos del coeficiente B en ambos solventes fue indicativo del comportamiento formador de estructura para el  $\text{LiBF}_4$ . Con los datos de la viscosidad fueron evaluadas la variación de entalpía de activación  $\Delta H^\ddagger$ , la variación de entropía de activación  $\Delta S^\ddagger$  y la variación de la energía libre de activación  $\Delta G^\ddagger$  en función de la concentración de la sal y la temperatura.

**Palabras claves:** viscosidad, tetrafluoroborato de litio, solvente aprótico, interacción ion-solvente, parámetros termodinámicos.

### Abstract

Viscosities of different dilute solutions of lithium tetrafluoroborate ( $\text{LiBF}_4$ ) in acetone and acetonitrile from  $1 \times 10^{-2}$  to  $8 \times 10^{-2}$   $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  were measured at the Kelvin temperatures 298,15, 303,15, 308,15, 313,15 and 318,15 using a viscometer Ubbelohde. The viscosity data were used to evaluate the ion-ion interactions and the ion-solvent interactions in terms of A and B coefficients of Jones-Dole equation, respectively. The positive values of B coefficient in both solvents indicate that  $\text{LiBF}_4$  behave as structure maker. With the viscosity data, enthalpy change of activation  $\Delta H^\ddagger$ , entropy change of activation  $\Delta S^\ddagger$  and free energy change of activation  $\Delta G^\ddagger$ , were evaluated as a function of salt concentration and temperature.

**Keywords:** viscosity, lithium tetrafluoroborate, aprotic solvent, ion-solvent interaction, thermodynamic parameters.

## Introducción

Las soluciones electrolíticas de tetrafluoroborato de litio en solventes apróticos son consideradas para su utilización en baterías de alta densidad de energía [1,2]. Teniendo en cuenta que los procesos de asociación y solvatación son determinantes en los mecanismos electródicos en su conjunto es importante el conocimiento de la naturaleza de las interacciones entre las partículas que conforman dichas soluciones electrolíticas [3]. Entre las propiedades de transporte utilizadas para la interpretación de las interacciones que ocurren en las soluciones electrolíticas se encuentra la viscosidad [4-6]. Por ello, con el objetivo de continuar los estudios realizados [7] se propone con este trabajo evaluar el efecto de la temperatura y la concentración sobre la viscosidad de soluciones diluidas de tetrafluoroborato de litio en los solventes acetonitrilo (AN) y acetona (AC). Los resultados obtenidos fueron analizados mediante la ecuación de Jones-Dole (JD) e interpretados en términos de las interacciones ion – ion e ion - solvente sobre la base de la teoría de las velocidades absolutas de Eyring.

## Fundamentación teórica

Según Jones y Dole [8] la viscosidad de las soluciones electrolíticas diluidas se relaciona con la concentración molar del soluto según la ecuación 1, donde  $\eta_{rel}$ ,  $\eta$  y  $\eta_o$  son la viscosidad relativa, viscosidad de la solución y viscosidad del solvente puro, respectivamente.

$$\eta_{rel} = \frac{\eta}{\eta_o} = 1 + Ac^{1/2} + Bc \quad (1)$$

El coeficiente de viscosidad A está relacionado con la interacción del ion con su atmósfera iónica (fuerzas coulombicas) y puede ser evaluado teóricamente basándose en los factores que causan el desplazamiento de la atmósfera iónica, el cual retarda el movimiento del ion central provocando la disminución de la viscosidad de la solución. Cuando las fuerzas coulombicas son despreciables, como es el caso de las soluciones diluidas, la magnitud del coeficiente A es cercano a cero. Sin embargo, el coeficiente de viscosidad B en soluciones diluidas da una medida de las modificaciones estructurales de la solución inducidas por la interacción ion-solvente. Valores positivos de B se relacionan con iones cosmotrópicos (formadores de estructuras) y valores negativos de B se relacionan con iones caotrópicos (disruptores de estructuras). De igual forma, la

variación del coeficiente de viscosidad  $B$  con la temperatura permite evaluar empíricamente estos comportamientos [9, 10].

Teniendo en cuenta que en un líquido las moléculas tienen una movilidad limitada debido a las fuerzas de cohesión, el cambio de posición de una molécula implica la ruptura de interacciones débiles y la proporción de moléculas con energía suficiente para moverse sigue una distribución de Boltzmann. Como la viscosidad está relacionada con la fuerza que tiende a oponerse a la capacidad del líquido para fluir, mientras mayor es la barrera potencial que una molécula tiene que vencer con el objetivo de ocupar una posición vacante adyacente, mayor será la viscosidad y por tanto su magnitud puede ser modelada por una relación de tipo Arrhenius (ecuación 2), donde  $E_a$  es la energía que se debe superar o energía de activación del flujo viscoso,  $\eta$  es la viscosidad absoluta,  $A$  es el factor preexponencial,  $R$  la constante de los gases ideales y  $T$  la temperatura absoluta.

$$\eta = A e^{\left(\frac{E_a}{RT}\right)} \quad (2)$$

Según la teoría de las velocidades absolutas de Eyring [11] las moléculas en un líquido puro en reposo se consideran como esferas rígidas que están en constante movimiento y que continuamente están reordenándose pasando de un sitio activo a otro vacante. Sin embargo, debido al empaquetamiento entre dichas moléculas ese movimiento queda reducido prácticamente a la vibración de cada molécula en un espacio restringido por moléculas más próximas y este espacio por molécula está caracterizado por la energía potencial ( $\Delta G^\ddagger / N_A$ ), que no es más que la energía requerida para que la molécula se mueva de una posición de equilibrio a otra posición vecina no ocupada o vacante.

La ecuación 3 representa, matemáticamente, la teoría de las velocidades absolutas de Eyring, donde  $N_A$  es el Número de Avogadro,  $h$  es la constante de Planck,  $V_m$  el volumen molar del líquido,  $R$  la constante de los gases ideales,  $T$  la temperatura absoluta,  $\eta$  la viscosidad absoluta,  $\Delta H^\ddagger$  y  $\Delta S^\ddagger$  son la variación de entalpía y de entropía del flujo viscoso, respectivamente.

$$\eta = \frac{N_A h}{V_m} e^{\left(\frac{\Delta H^\ddagger}{RT}\right)} e^{\left(\frac{-\Delta S^\ddagger}{R}\right)} \quad (3)$$

La variación de la energía libre de Gibbs del flujo viscoso  $\Delta G^\ddagger$  puede ser estimada utilizando la ecuación de Gibbs-Helmholtz.

## Materiales y métodos

Se utilizaron los siguientes reactivos: tetrafluoroborato de litio (98% d pureza, Riedel-de Haën), acetonitrilo ( $\geq 99\%$  de pureza, Fischer) y acetona ( $\geq 99\%$  pureza, Fischer). No se consideró necesario la purificación de los mismos. Se prepararon soluciones de tetrafluoroborato de litio de concentración aproximada de  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$  en los dos solventes en estudio; para ello la sal fue pesada (sensibilidad  $\pm 10^{-5}\text{g}$ ) en un pesa sal de vidrio y transferida inmediatamente para un matraz volumétrico de  $50 \text{ cm}^3$  previamente tarado. La concentración exacta de la sal fue determinada y expresada en  $\text{mol.dm}^{-3}$ . Luego fueron preparadas 5 soluciones de diferentes concentraciones en el intervalo de  $1 \times 10^{-2} - 8 \times 10^{-2} \pm 0,001 \text{ mol.dm}^{-3}$ . La viscosidad fue determinada utilizando un viscosímetro de Ubbelohde de nivel suspendido (incertidumbre  $\pm 0,003 \text{ mN s m}^{-2}$ ), fue utilizado un cronómetro de precisión  $\pm 0,1 \text{ s}$  para determinar el tiempo de flujo. La densidad fue determinada utilizando picnómetros (incertidumbre  $\pm 10^{-5}\text{g cm}^{-3}$ ). Todas las mediciones fueron realizadas a temperatura constante utilizando un termómetro de precisión  $\pm 0,05 \text{ }^\circ\text{C}$ . Para el cálculo de la viscosidad relativa se utilizó la ecuación 4, donde  $\rho$  y  $t$  son la densidad y tiempo de flujo de la solución, respectivamente;  $\rho_o$  y  $t_o$  son la densidad y tiempo de flujo del solvente puro.

$$\eta_{rel} = \frac{\rho t}{\rho_o t_o} \quad (4)$$

## Resultados y discusión

Las densidades obtenidas para las soluciones de tetrafluoroborato de litio en acetonitrilo y acetona a las temperaturas de 298,15 K, 303,15 K, 308,15 K 313,15 K y 318,15 K se presentan en las tabla 1 y 2, respectivamente.

**TABLA 1. DENSIDADES ( $\text{g.cm}^{-3}$ ) DE LAS SOLUCIONES DE TETRAFLUOROBORATO DE LITIO ( $\text{LiBF}_4$ ) EN ACETONITRILLO A LAS TEMPERATURAS DE 298,15 K, 303,15 K, 308,15 K 313,15 K Y 318,15 K; PRESIÓN =101 325 Pa**

| Temperatura (K)               |         |         |                           |         |         |
|-------------------------------|---------|---------|---------------------------|---------|---------|
|                               | 298,15  | 303,15  | 308,15                    | 313,15  | 318,15  |
| $10^2 c (\text{mol dm}^{-3})$ |         |         | $\rho (\text{g cm}^{-3})$ |         |         |
| 0,944 3                       | 0,777 8 | 0,774 8 | 0,770 6                   | 0,767 6 | 0,763 8 |
| 1,924 0                       | 0,778 2 | 0,775 2 | 0,772 2                   | 0,768 5 | 0,765 0 |
| 3,875 4                       | 0,779 0 | 0,777 2 | 0,773 8                   | 0,770 9 | 0,767 5 |
| 5,917 6                       | 0,780 7 | 0,779 3 | 0,777 0                   | 0,772 9 | 0,769 5 |
| 7,558 0                       | 0,781 5 | 0,780 9 | 0,777 9                   | 0,774 5 | 0,770 3 |

**TABLA 2. DENSIDADES ( $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ ) DE LAS SOLUCIONES DE TETRAFLUOROBORATO DE LITIO ( $\text{LiBF}_4$ ) EN ACETONA A LAS TEMPERATURAS DE 298,15 K, 303,15 K, 308,15 K 313,15 K Y 318,15 K; PRESIÓN = 101 325 Pa**

| Temperatura (K)                   |         |         |                               |         |         |
|-----------------------------------|---------|---------|-------------------------------|---------|---------|
|                                   | 298,15  | 303,15  | 308,15                        | 313,15  | 318,15  |
| $10^2 c$ ( $\text{mol dm}^{-3}$ ) |         |         | $\rho$ ( $\text{g cm}^{-3}$ ) |         |         |
| 0,952 4                           | 0,787 6 | 0,783 8 | 0,779 1                       | 0,775 0 | 0,771 2 |
| 1,974 1                           | 0,788 0 | 0,785 4 | 0,780 7                       | 0,777 0 | 0,773 2 |
| 3,875 0                           | 0,789 0 | 0,786 2 | 0,782 3                       | 0,778 2 | 0,774 0 |
| 5,633 1                           | 0,790 8 | 0,787 4 | 0,783 5                       | 0,779 8 | 0,776 1 |
| 7,544 0                           | 0,792 9 | 0,790 2 | 0,785 6                       | 0,781 5 | 0,776 9 |

En las tablas 3 y 4 aparecen los valores obtenidos para la viscosidad de las soluciones de tetrafluoroborato de litio ( $\text{LiBF}_4$ ) en acetonitrilo y acetona, respectivamente a las temperaturas de 298,15 K, 303,15 K, 308,15 K 313,15 K y 318,15 K.

**TABLA 3. VISCOSIDAD DE LAS SOLUCIONES DE TETRAFLUOROBORATO DE LITIO ( $\text{LiBF}_4$ ) EN ACETONITRILLO A LAS TEMPERATURAS DE 298,15 K, 303,15 K, 308,15 K, 313,15 K Y 318,15 K; PRESIÓN =101 325 Pa**

| Temperatura (K)                   |        |        |                                 |        |        |
|-----------------------------------|--------|--------|---------------------------------|--------|--------|
|                                   | 298,15 | 303,15 | 308,15                          | 313,15 | 318,15 |
| $10^2 c$ ( $\text{mol dm}^{-3}$ ) |        |        | $\eta$ ( $\text{mN s m}^{-2}$ ) |        |        |
| 0,944 3                           | 0,334  | 0,327  | 0,319                           | 0,311  | 0,304  |
| 1,924 0                           | 0,336  | 0,329  | 0,321                           | 0,314  | 0,306  |
| 3,875 4                           | 0,340  | 0,331  | 0,324                           | 0,316  | 0,309  |
| 5,917 6                           | 0,345  | 0,337  | 0,329                           | 0,320  | 0,312  |
| 7,558 0                           | 0,352  | 0,341  | 0,332                           | 0,322  | 0,315  |

**TABLA 4. VISCOSIDAD DE LAS SOLUCIONES DE TETRAFLUOROBORATO DE LITIO ( $\text{LiBF}_4$ ) EN ACETONA A LAS TEMPERATURAS DE 298,15 K, 303,15 K, 308,15 K 313,15 K Y 318,15 K ; PRESIÓN = 101 325 PA**

| Temperatura (K)                   |        |        |                                 |        |        |
|-----------------------------------|--------|--------|---------------------------------|--------|--------|
|                                   | 298,15 | 303,15 | 308,15                          | 313,15 | 318,15 |
| $10^2 c$ ( $\text{mol dm}^{-3}$ ) |        |        | $\eta$ ( $\text{mN s m}^{-2}$ ) |        |        |
| 0,952 4                           | 0,315  | 0,308  | 0,299                           | 0,291  | 0,284  |
| 1,974 1                           | 0,318  | 0,310  | 0,301                           | 0,293  | 0,285  |
| 3,875 0                           | 0,320  | 0,312  | 0,302                           | 0,295  | 0,288  |
| 5,633 1                           | 0,323  | 0,315  | 0,306                           | 0,298  | 0,290  |
| 7,544 0                           | 0,327  | 0,319  | 0,310                           | 0,301  | 0,294  |

Se observa que al aumentar la concentración de la sal en los dos solventes se incrementa la viscosidad de las soluciones a cada temperatura. Ello está dado porque al aumentar la concentración de la sal se incrementa el número de choques entre las partículas que

conforman la solución, disminuyendo la energía cinética que favorece que las moléculas tiendan a agolparse, provocando un aumento de la viscosidad. Para cada concentración se observa una disminución de la viscosidad con el aumento de la temperatura pues la energía cinética aumenta.

Los coeficientes de viscosidad A y B fueron obtenidos de los valores del intercepto y pendiente, respectivamente, a partir de la ecuación 1 linealizada a cada valor de temperatura por el método de los mínimos cuadrados (ecuación 5).

$$\frac{\eta_{rel} - 1}{\sqrt{c}} = A + B\sqrt{c} \quad (5)$$

Las tablas 5 y 6 muestran los coeficientes A y B de JD, respectivamente, a diferentes temperaturas para LiBF<sub>4</sub> en acetonitrilo y acetona a la presión atmosférica. Se observa como los valores del coeficiente B, todos positivos, son superiores a los coeficientes A de JD evidenciándose un fuerte predominio de las interacciones soluto-solvente frente a interacciones ion-ion. Ello sugiere la formación de un estado de transición acompañado por una ruptura y distorsión en la estructura de los solventes acetonitrilo y acetona provocada por la tendencia del ion Li<sup>+</sup> a atraer moléculas que presenten pares de electrones libres.

**TABLA 5. COEFICIENTE DE VISCOSIDAD A DE JONES-DOLE A DIFERENTES TEMPERATURAS PARA (LiBF<sub>4</sub>) EN ACETONITRILLO (AN) Y ACETONA (AC), PRESIÓN =101 325 PA**

| LiBF <sub>4</sub> + AN |                                            | LiBF <sub>4</sub> + AC |                                            |
|------------------------|--------------------------------------------|------------------------|--------------------------------------------|
| T (K)                  | A(dm <sup>3/2</sup> .mol <sup>-1/2</sup> ) | T (K)                  | A(dm <sup>3/2</sup> .mol <sup>-1/2</sup> ) |
| 298,15                 | 0,035 9                                    | 298,15                 | 0,019 3                                    |
| 303,15                 | 0,042 9                                    | 303,15                 | -0,002 8                                   |
| 308,15                 | 0,046 0                                    | 308,15                 | -0,019 0                                   |
| 313,15                 | 0,053 0                                    | 313,15                 | -0,041 1                                   |
| 318,15                 | 0,058 0                                    | 318,15                 | -0,057 5                                   |

**TABLA 6. COEFICIENTE DE VISCOSIDAD B DE JONES-DOLE A DIFERENTES TEMPERATURAS PARA (LiBF<sub>4</sub>) EN ACETONITRILLO (AN) Y ACETONA (AC), PRESIÓN =101 325 PA**

| LiBF <sub>4</sub> + AN |                                        | LiBF <sub>4</sub> + AC |                                        |
|------------------------|----------------------------------------|------------------------|----------------------------------------|
| T (K)                  | B(dm <sup>3</sup> .mol <sup>-1</sup> ) | T (K)                  | B(dm <sup>3</sup> .mol <sup>-1</sup> ) |
| 298,15                 | 0,592 8                                | 298,15                 | 0,473 0                                |
| 303,15                 | 0,536 1                                | 303,15                 | 0,507 9                                |
| 308,15                 | 0,505 5                                | 308,15                 | 0,559 5                                |
| 313,15                 | 0,450 4                                | 313,15                 | 0,619 0                                |
| 318,15                 | 0,412 7                                | 318,15                 | 0,667 9                                |

Para obtener la energía de activación del flujo viscoso  $E_a$  a cada concentración se utilizó la ecuación 2 linealizada y representando gráficamente  $\ln \eta$  vs  $1/T$  se estimó la energía de activación a través del valor de la pendiente obtenida mediante el método de los mínimos cuadrados.

Los resultados obtenidos de los valores de  $E_a$  en función de la concentración de las soluciones de  $\text{LiBF}_4$  en acetonitrilo (AN) y acetona (AC) a presión atmosférica se representan en la figura 1. Se observa un aumento de la energía de activación del flujo viscoso con el aumento de la concentración de la sal en los dos solventes estudiados. Este incremento de  $E_a$  se debe a que a medida que aumenta la concentración de la sal aumenta el número de iones en solución que restringen sus propios movimientos y con ello se impide la producción de sitios vacantes en la esfera de solvatación, lo que provoca un aumento en la energía de activación.

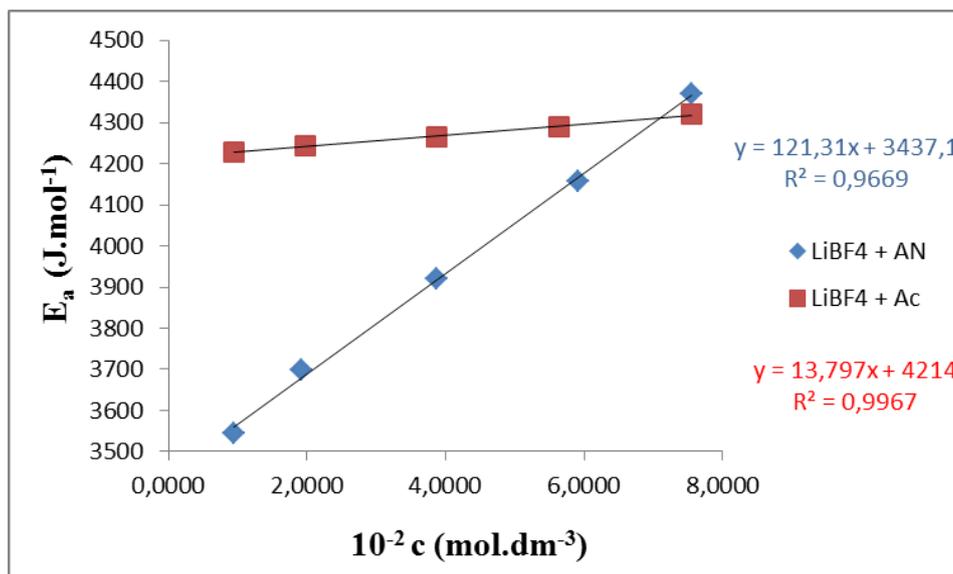


Figura 1. Variación de la energía de activación  $E_a$  en función de la concentración de las soluciones de  $\text{LiBF}_4$  en acetonitrilo (AN) y acetona (AC). Presión = 101 325 Pa

Los parámetros termodinámicos variación de entalpía de activación ( $\Delta H^\ddagger$ ) y variación de entropía de activación ( $\Delta S^\ddagger$ ) fueron determinados teniendo en cuenta la teoría de las velocidades absolutas de Eyring, linealizando la ecuación 3 y representando gráficamente  $\ln \frac{\eta V_m}{h N_A}$  vs  $1/T$  para cada concentración; obteniendo del intercepto el valor de  $\Delta S^\ddagger$  y de la pendiente el valor de  $\Delta H^\ddagger$ . Las figuras 2 y 3 representan el comportamiento de dichas variables, respectivamente, en función de la concentración de las soluciones de  $\text{LiBF}_4$  en acetonitrilo y acetona a presión atmosférica.

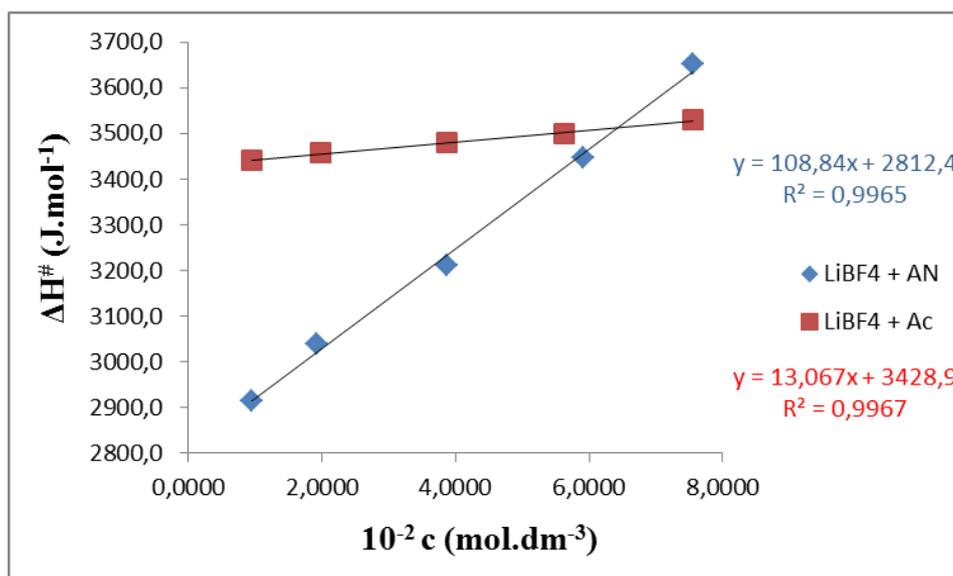


Figura 2. Variación de entalpía de activación ( $\Delta H^\ddagger$ ) en función de la concentración de las soluciones de  $\text{LiBF}_4$  en acetonitrilo (AN) y acetona (AC). Presión =101 325 Pa

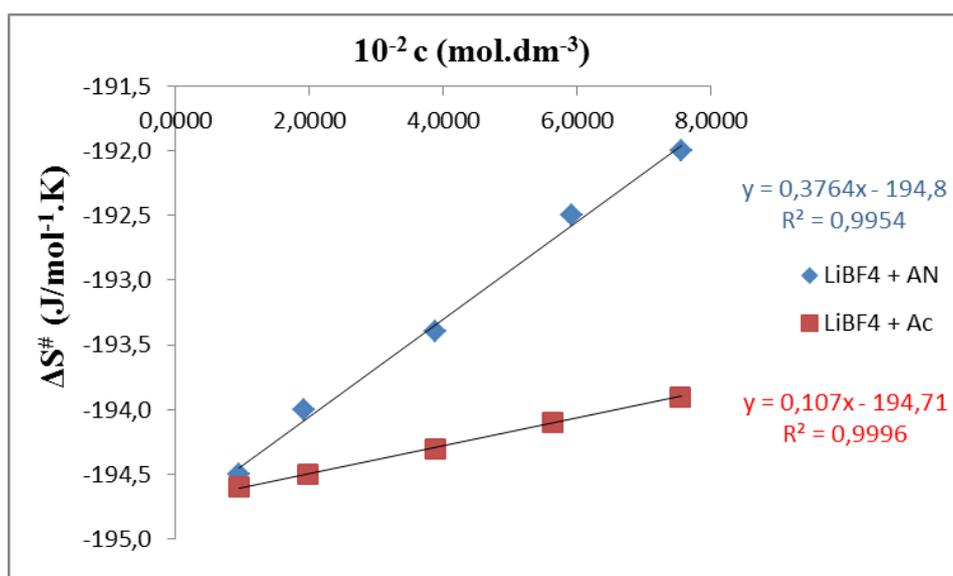


Figura 3. Variación de la entropía de activación ( $\Delta S^\ddagger$ ) en función de la concentración de las soluciones de  $\text{LiBF}_4$  en acetonitrilo (AN) y acetona (AC). Presión =101 325 Pa

Los valores negativos obtenidos de la variación de entropía de activación ( $\Delta S^\ddagger$ ) para los dos sistemas significa que la formación del estado de transición ocurre con formación y no ruptura de la estructura de la solución, demostrando también que el flujo viscoso se comporta como un proceso ordenado que involucra las capas adyacentes del líquido, las cuales deben mantener su configuración estructural en la medida que pasan para el estado de transición con formación del complejo activado. La figura 3 muestra también que las especies que son formadas en estados activados para el sistema  $\text{LiBF}_4 + \text{AC}$  son

más ordenadas que las especies formadas para el sistema  $\text{LiBF}_4 + \text{AN}$  en relación a los estados iniciales.

Para la estimación de los valores de la variación de la energía libre de activación  $\Delta G^\ddagger$  se utilizó la ecuación de Gibbs-Helmholtz.

Los resultados obtenidos para los sistemas  $\text{LiBF}_4 + \text{AN}$  y  $\text{LiBF}_4 + \text{AC}$  se muestran en las figuras 4 y 5, respectivamente.

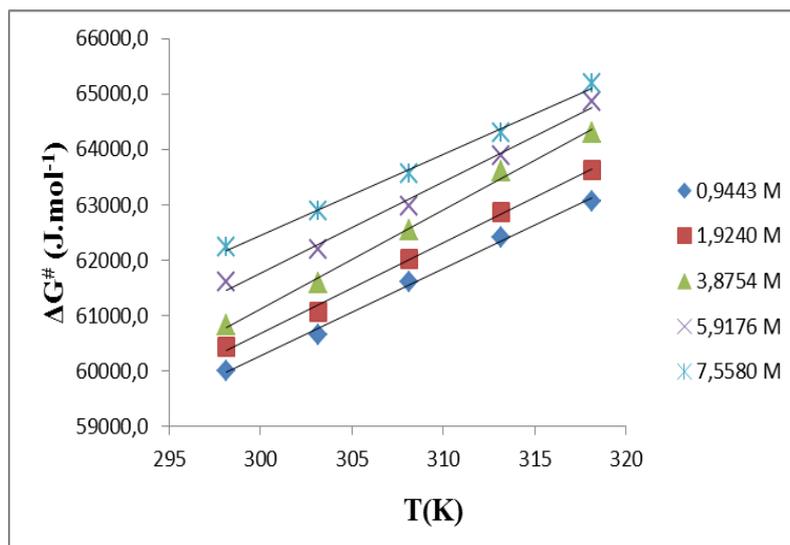


Figura 4. Variación de la energía libre de activación  $\Delta G^\ddagger$  en función de la Temperatura absoluta a cada concentración para el sistema  $\text{LiBF}_4 + \text{AN}$ . Presión = 101 325 Pa

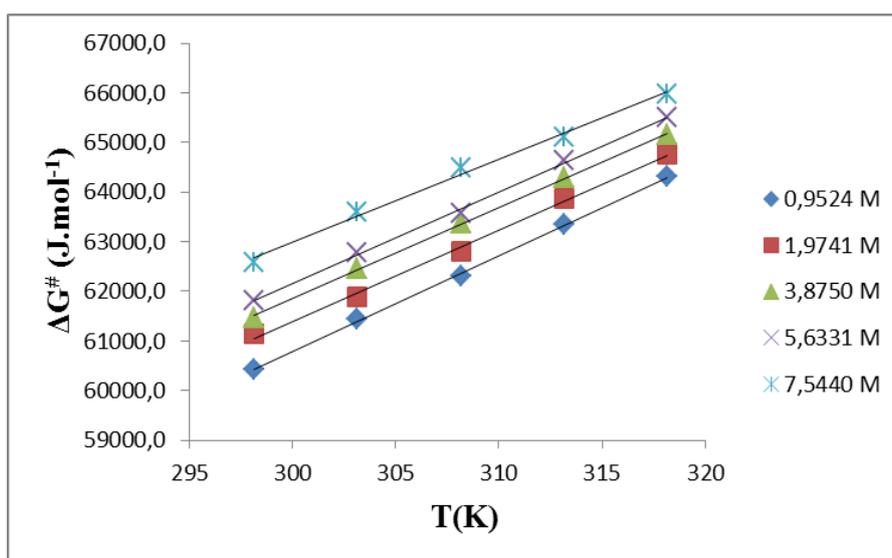


Figura 5. Variación de la energía libre de activación  $\Delta G^\ddagger$  en función de la Temperatura absoluta a cada concentración para el sistema  $\text{LiBF}_4 + \text{AC}$ . Presión = 101 325 Pa

Los valores positivos de la variación de la energía libre de activación  $\Delta G^\ddagger$  del flujo viscoso en ambos sistemas muestran que al aumentar la temperatura el proceso se hace menos espontáneo, por lo tanto para hacer que el proceso se favorezca o que tienda ser espontáneo, se requerirá de determinada energía a partir de fuentes externas.

Cuando se incrementa la concentración de la sal se observa un aumento en la magnitud de la variación de energía libre de activación del flujo viscoso  $\Delta G^\ddagger$  por lo que la formación del estado de transición es menos favorecida en presencia del soluto. Por otra parte, el aumento de la temperatura favorece el aumento de las interacciones ion – ion llegando a formarse asociaciones entre dichas entidades lo que provoca que el número de cavidades formadas en el solvente, que es lo que facilita el proceso de flujo viscoso, disminuya.

## Conclusiones

*Los valores positivos del coeficiente B de JD para los sistemas  $\text{LiBF}_4 + \text{AN}$  y  $\text{LiBF}_4 + \text{AC}$  en el rango de concentraciones  $1 \times 10^{-2}$  y  $8 \times 10^{-2} \text{ mol.dm}^{-3}$  muestran la prevalencia de fuertes interacciones ion–solvente sugiriendo la formación de complejos coordinados entre el ion  $\text{Li}^+$  y las moléculas de los solventes por los átomos con pares de electrones libres: nitrógeno del acetonitrilo y el oxígeno carbonílico de la acetona. Cuando se incrementa la concentración de la sal se desfavorece la formación del estado de transición lo que puede atribuirse a una disminución del número de moléculas del solvente coordinadas al catión sugiriendo que el  $\text{LiBF}_4$  ejerce un efecto formador sobre ambos solventes.*

## Referencias bibliográficas

1. CHAGNES, A., “Lithium Battery Technologies: Electrolytes”, En: *Lithium Process Chemistry*. Elsevier Inc. 2015, capítulo. 5, p. 167-189. ISBN 978-0-12-801417-2.
2. XU, K., “Non aqueous Liquid Electrolytes for Lithium-Based Rechargeable Batteries” *Chemical Review*, 2004, **104**(10), 4303-4418.
3. PLAKHOTNIK, V.N., *et al.*, “Interparticle Interaction in Lithium Tetrafluoroborate Solutions”. *Journal of Fluorine Chemistry*, 1999, **98**(2), 133-135.

4. SEO, D.M., et al., "Electrolyte Solvation and Ionic Association III. Acetonitrile-Lithium Salt Mixtures—Transport Properties". *Journal of Electrochemical Society*, 2013, **160**(8), A1061-A1070.
5. SEO, D.M., et al., "Electrolyte Solvation and Ionic Association II. Acetonitrile-Lithium Salt Mixtures: Highly Dissociated Salts". *Journal of Electrochemistry Society*, 2012, **159**(9), A1489-A1500.
6. CHAGNES, A., et al., "Modeling viscosity and conductivity of lithium salts in  $\gamma$ -butyrolactone". *Journal of Power Sources*, 2002, **109**(1), 203-213.
7. DILO, M., CASALS-HUNG, M., "Estudio de la viscosidad de soluciones de perclorato de litio en solventes orgánicos apróticos a 298,15 K". *Revista Cubana de Química*, 2013, **25**(3), 281-286.
8. JONES, G., DOLE, M., "The viscosity of aqueous solutions of strong electrolytes with special reference to barium chloride". *Journal of the American Chemical Society*, 1929, **51**(10), 2950-2964.
9. MUHUR, P.K., HAZRA, D.K., "Viscosity B Coefficients of Some Tetraalkylammonium Bromides, Lithium Tetrafluoroborate and Tetrabutylammonium Tetraphenyl borate in Propylene Carbonate". *Zeitschrift fur Naturforschung*, 1993, **48a**, 523-528.
10. ZAMIR, T., QUICKKENDEN, T.I., "Viscosity of Alkali-Metal Iodides in Propionitrile and Acetonitrile Mixtures at 25 °C". *Journal of Solution Chemistry*, 2003, **32**(5), 463-472.
11. KAUZMANN, W., EYRING, H., "The Viscous Flow of Large Molecules". *Journal of Chemistry Physics*, 1940, **9**, 3113-3117.