

# Estudio termofísico de líquidos iónicos basados en piridinio: posibilidades de aplicación específica en agricultura

Remko Vreekamp, Elena Marrero Déniz, Estefanía Pérez Guerrero

Los líquidos iónicos (LI) son materiales prometedores para la industria química. Sin embargo, para una implementación exitosa, es imprescindible tener datos fiables sobre sus propiedades físicas y conocer su comportamiento en solución con otras sustancias. Por ello, en el laboratorio de Termodinámica y Físicoquímica de Fluidos de la ULPGC hemos analizado algunas propiedades termofísicas de sustancias puras, como densidades y viscosidades de tres isómeros de un líquido iónico a base de piridinio del que se carece de datos básicos, así como otras propiedades en solución con solventes. Respecto a las últimas, se han determinado los volúmenes de mezcla y las entalpías de mezcla con agua y con una serie de alcoholes. Los resultados para los tres isómeros fueron comparados para deducir información sobre el efecto de la posición de un sustituyente. El conocimiento acumulado permitirá una mejor y más rápida selección del correcto LI para una tarea específica. Estas tareas pueden incluir disolución de azúcares u otros hidratos de carbono para su análisis, purificación o separación.

*Ionic liquids are very promising materials for the chemical industry. However, for a successful implementation dependable data is needed on their physical properties and their behaviour in solution with other substances. Therefore in the Laboratory of Thermodynamics and Physical Chemistry of Fluids of the ULPGC we have analysed several thermodynamic properties, densities and viscosities of three isomeric pyridinium-based ionic liquids of which there is a lack of basic data as well as data on their properties in solution. With respect to the latter, the excess volumes and excess enthalpies of mixtures with water and a series of alcohols were determined. The results for these three isomers were compared to deduce information regarding the effect of the position of a substituent. The accumulated knowledge will allow a better and faster selection of the right ionic liquid for a specific task. These tasks may include the dissolution of sugars or other carbohydrates for their analysis, purification or separation.*

## Introducción

Debido a una normativa cada día más estricta, a la creciente concienciación y presión popular, o simplemente por razones económicas, la industria química continúa en la búsqueda de procesos y productos cada vez menos contaminantes o peligrosos, es decir más "verdes". Un proceso "verde" se define como aquel sostenible y seguro, que utiliza la materia prima eficazmente,

que genera escasos productos de deshecho o de polución y que consume poca energía. Un producto "verde" a su vez, es el resultante de un proceso "verde", con un producto reciclable, no contaminante, no tóxico ni peligroso. Para poder satisfacer la creciente demanda de procesos verdes, se busca continuamente nuevas tecnologías con las que obtener reacciones más eficientes, mejores técnicas de separación, mejores catálisis, etc. Al

mismo tiempo, se desarrollan nuevos materiales para evitar el uso de compuestos orgánicos volátiles como solventes, de metales pesados y de productos químicos tóxicos o peligrosos.

## Líquidos iónicos

Los líquidos iónicos (LIs) son un grupo de sustancias químicas que han estado recibiendo mucha atención últimamente, en parte, debido a su



Artículo patrocinado por  
**Endesa**

gran potencial “verde” (Earl, 2000; Welton, 1999). Los LIs son sales que se encuentran en estado líquido a temperatura ambiente o entorno a ella. Esto es lo contrario de lo que le sucede a las sales comunes, pues éstas se funden a temperaturas de varios cientos de grados centígrados (ej. NaCl a 801 °C, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> a 851 °C). Recientemente, se han descubierto LIs estables en aire y agua, lo cual ha generado aún mayor interés en estos compuestos (Brennecke, 2001; Marsh, 2004; Rogers, 2003). En general, se componen de un catión orgánico voluminoso y un anión inorgánico, el cual puede ser o no voluminoso igualmente. ¿Qué es lo que les hace ser tan interesantes? En primer lugar, su presión de vapor es casi nula, por lo que no se evaporan como otros líquidos o solventes. Esta propiedad les evita pérdidas indeseadas debidas a la evaporación y les facilita su reciclaje. Por otro lado, poseen una capacidad para disolver una gran variedad de sustratos –inorgánicos (sales, catalizadores), orgánicos (disolventes, reactivos, productos), polímeros, etc.– con lo que hacen redundante el uso de productos químicos peligrosos o agresivos, al tiempo que permiten una reducción en el volumen del reactor e incrementan la productividad. Además, los LIs son estables a temperaturas del orden de varios cientos de grados centígrados y se encuentran en estado líquido en un amplio rango de temperaturas –hasta 400 °C, vs. agua 100 °C– con lo cual pueden ser utilizados en un gran número de situaciones.

Teniendo en cuenta las posibles combinaciones de varios candidatos de catión y de anión, se calcula que se pueden obtener sobre un millón de posibles LIs, cada uno de ellos con sus propiedades particulares. Esta diversidad, y otras ya mencionadas, hacen posible que casi pueda diseñarse un LI para cada tarea concreta. Es por esto por



Figura 1. Reactor piloto con un líquido iónico

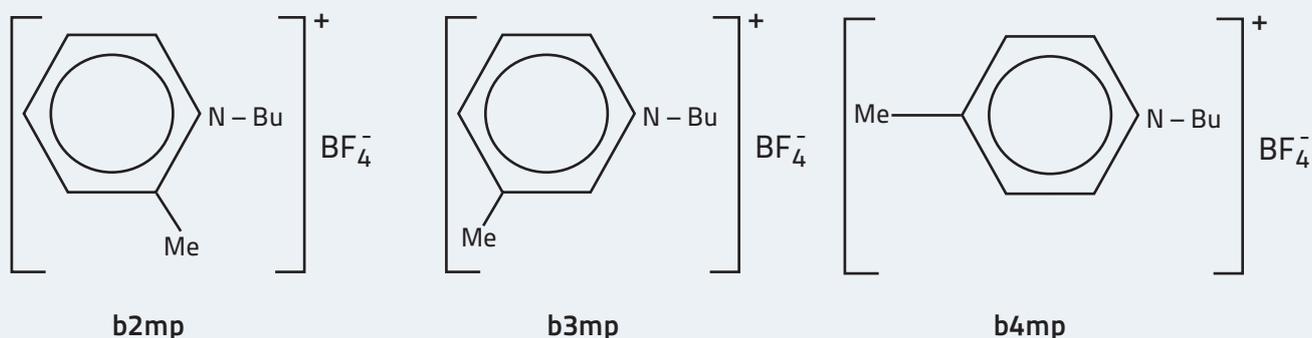
lo que se les ha denominado solventes de diseño. Junto con su naturaleza no volátil, resultan ser unos candidatos interesantes para mejorar los procesos químicos. En general, los LIs son fáciles de manejar, no son corrosivos ni tampoco explosivos, por lo que se puede trabajar con ellos sin problemas de seguridad. Es importante anotar que su toxicidad se puede regular mediante la correcta elección de los sustituyentes.

A pesar de la atención recibida a lo largo de los últimos años, hay aún una gran carencia de conocimiento en lo que respecta a estos prometedores materiales. Esta carencia se acentúa en lo referente a los datos físicos y termodinámicos, información necesaria para desarrollar nuevos procesos y aplicaciones. Se precisan datos de propiedades tan fundamentales como la densidad, viscosidad, comportamiento de fusión, capacidad calorífica, compresibilidad/expansividad, estabilidad térmica, etc., todo ello en función de la temperatura y presión.

En la mayoría de los casos, el uso de líquidos iónicos implica contacto con otros productos químicos y materiales, tales como solventes, reactivos, productos, materiales de empaquetamiento, tubuladuras, membranas, etc. Para implementarlos de forma correcta, se precisa saber cómo un determinado LI interactúa con estos componentes. De especial interés resulta la interacción con otros disolventes, ya que con mucha probabilidad, el LI será usado en, o se habrá obtenido a partir de una mezcla con otros disolventes. Respecto a esto, necesitamos información sobre el comportamiento de las mezclas: ¿Se mezclan bien o mal?, ¿Qué estabilidad tienen estas mezclas?, ¿Existen algunos efectos de calor?, ¿Hay efectos de volumen?, etc.

Resulta de especial interés la interacción con el agua, no sólo porque el agua es el solvente más “verde” sino porque muchos LIs, al igual que numerosas sales, son higroscópi-

Figura 2a. Estructuras moleculares de los compuestos estudiados



metanol: CH<sub>3</sub>-OH  
 etanol: CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-OH  
 n-propanol: CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-OH

n-butanol: CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-OH  
 n-pentanol: CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-OH

cos, por lo que se sabe que la presencia de agua puede influir, y de hecho influye, en sus propiedades.

En última instancia lo que se pretende es obtener suficiente información para poder predecir el comportamiento de un determinado LI bajo condiciones específicas. Este conocimiento nos permitirá desarrollar modelos que a su vez nos ayudará en la elección del mejor LI para una cierta aplicación, sin tener que evaluar y probar una larga serie de candidatos.

### Objetivo final

Nuestra contribución a este interesante campo incluye el estudio, a través de propiedades físicas y termodinámicas, de una familia de líquidos iónicos seleccionada de manera concreta, de la cual se desconoce su comportamiento. Mediante una experimentación sistemática, describiremos una serie de datos físicos y termodinámicos básicos que serán útiles para el desarrollo de diferentes aplicaciones. Éstas últimas pueden ser muy variadas. Ya se ha demostrado la utilidad de los LIs como electrolitos para pilas (Diaw, 2005), lubricantes de alto rendimiento, fluidos que transmi-

ten calor y agentes dispersores de tintas y nanopartículas. También se han probado en procesos para desulfurización de diesel (Bössmann 2001), para mejorar la eficiencia catalítica (Wilkes, 2004), para extracciones (Zhao, 2005) y para la separación de membranas (Branco, 2002). Recientemente se ha probado que los LIs se pueden aplicar en la creación de un espejo líquido, para ser usado en el espacio, en condiciones de vacío alto (Borra, 2007). Aquí, la presión de vapor extremadamente baja, juega un papel primordial. Otras aplicaciones posibles están relacionadas con la agricultura, en el campo de análisis de los procesos de maduración de frutas como la banana, haciendo uso del alto poder solvente de estas sales (Fort, 2006).

### Nuestro proyecto

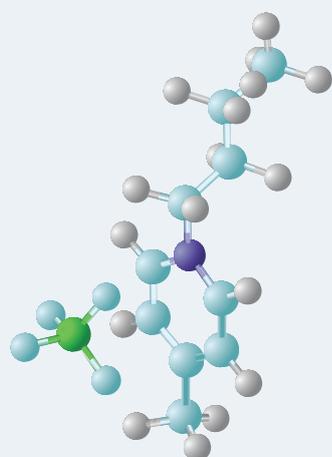
En el proyecto tratado se han estudiado las propiedades físicas y termodinámicas básicas de un grupo de tres líquidos iónicos similares, en estado puro y en mezclas con agua o alcoholes (Ortega, 2007; Ortega, 2008; Navas, 2009). Los tres LIs poseen un catión, que aunque sea similar, presenta ligeras diferencias entre ellos, n-butil-metil-

piridinio (bmp), el cual sólo se diferencia en la posición del grupo metilo relativo al nitrógeno (N, posición 1): próximo (b2mp) o opuesto (b4mp) o bien en una posición intermedia (b3mp) (Fig. 2). El anión, tetrafluoroborato (BF<sub>4</sub><sup>-</sup>), es el mismo en los tres compuestos. De estos tres LIs hay muy pocos datos publicados (Crosthwaite, 2005; Heintz, 2002). Los alcoholes se eligieron a partir de una serie regular de alcoholes lineales, empezando con el metanol, continuando con el etanol, n-propanol, n-butanol y finalizando con el n-pentanol. El agua, que se puede considerar el miembro de esta serie que carece de átomo de carbono, se eligió por su ubicuidad, los alcoholes por su carácter "verde", versátil, biodegradable y su carácter de solventes multiuso.

### Propiedades básicas

Uno de los objetivos que nos presentamos en el proyecto es ¿cómo se alteran las propiedades cuando se modifica la estructura de uno de los componentes, o cuando se varía la temperatura? Para responder a esta cuestión, se han efectuado medidas de las siguientes propiedades:

**Figura 2b.** Modelo de N-butil-4-metilpiridinio tetrafluoroborato (b4mp)



- densidades de los componentes puros a varias temperaturas;
- densidades de las mezclas de un alcohol y un LI en varias composiciones y a diferentes temperaturas;
- viscosidades de los LIs a varias temperaturas;
- índices de refracción de los compuestos puros a varias temperaturas.

Hay que tener en cuenta que la preparación de las muestras y la medida de las propiedades, debería hacerse en ausencia de contacto con aire húmedo. Por lo tanto, estos procesos se realizaron en una cámara de guantes, herméticamente sellada bajo una atmósfera de nitrógeno seco (Fig. 3). El contenido acuoso de los LIs puros se determinó mediante la valoración convencional de Karl-Fischer y resultó ser generalmente inferior a 0,05 %.

### Propiedades de exceso

Prácticamente en todos los casos, la mezcla de dos líquidos genera un efecto de volumen diferente al de una mezcla ideal. Por esto, al mezclar por ejemplo un litro de un compuesto A con otro litro de com-

**Figura 3.** Cámara seca para trabajar en ausencia de humedad



puesto B, no da como resultado dos litros de mezcla; en ocasiones es menos (contracción) y en ocasiones más (expansión), dependiendo de la interacción entre las moléculas. Dicha interacción resulta distinta entre moléculas de distinto tipo que entre moléculas idénticas. La determinación de la magnitud del efecto de volumen –o en otras palabras, del volumen de mezclado o volumen de exceso,  $V_m^E$ – se puede llevar a cabo comparando las densidades de las mezclas a diferentes fracciones con las de los compuestos puros.

El proceso de mezcla puede proporcionar también un efecto de calor, el cual puede ser positivo (endotérmico) o negativo (exotérmico). En la mayoría de los casos este efecto de calor –la entalpía de exceso,  $H_m^E$ – es minúsculo, pero puede detectarse mediante un microcalorímetro de alta resolución. Esta determinación nos proporciona más información sobre la interacción entre los componentes de una mezcla. Las cantidades  $V_m^E$  y  $H_m^E$  representan las *propiedades de exceso*.

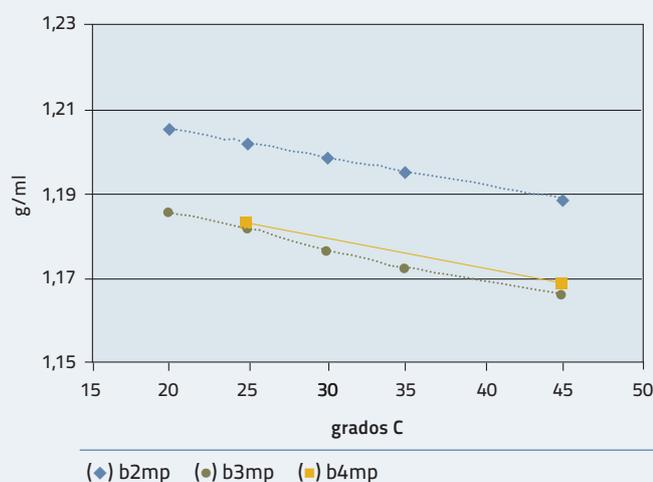
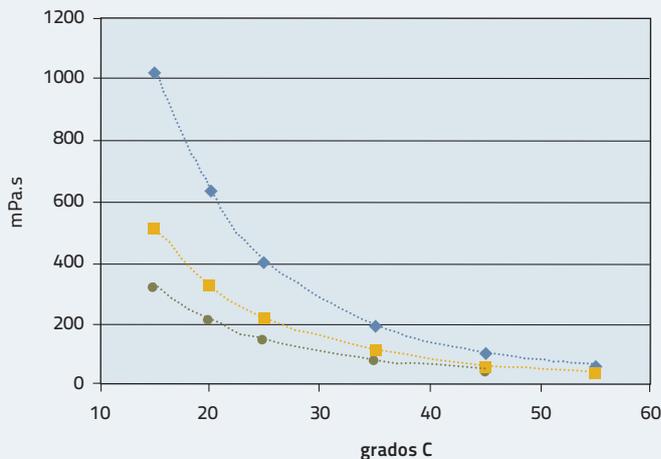
En nuestro estudio se han determinado los efectos de volumen y de calor para las combinaciones de líquido iónico y alcohol (o agua) men-

cionadas previamente, para todo el rango de concentración y a dos temperaturas, 25 °C y 45 °C. Posteriormente se han empleado una representación matemática que establece una relación entre el efecto y la composición. Esta correlación permite el cálculo de los valores de los efectos estudiados en cualquier composición. Los parámetros que se han empleado para estas correlaciones, se basaron en cantidades teóricas referidas a la superficie y al volumen de las moléculas implicadas.

## Resultados

### Densidad

Al comparar las densidades del líquido iónico puro, se comprobó que todas ellas son superiores a la densidad del agua (997 kg/m<sup>3</sup> a 25 °C), y que la densidad es mayor para el isómero b2mp, teniendo tanto el b3mp como el b4mp, valores similares (Fig. 4). Las densidades varían con una relación lineal inversamente proporcional a la temperatura, por lo que decrecen al aumentar la temperatura, como era de esperar.

**Figura 4.** Densidad de los diferentes isómeros vs. temperatura

**Figura 5.** Viscosidad de los diferentes isómeros


### Viscosidad

La viscosidad varía entre 1023 mPa.s (b2mp a 15 °C) y 35 mPa.s (b4mp a 55 °C) (Fig. 5). El isómero b2mp posee la viscosidad más alta, seguida por el b4mp y el b3mp. Puede establecerse una comparación con otras sustancias conocidas. Así, la viscosidad de agua es 0,894 mPa.s, la de aceite de oliva ~80 mPa.s y la de jarabe de maíz ~1380 mPa.s, todas a 25 °C. Al igual que lo que ocurre para la densidad, la viscosidad disminuye con el incremento de temperatura, aunque en este caso la relación es exponencial, tal y como se esperaba.

### Solubilidad

De las mezclas que se han estudiado para este proyecto, no todas generan soluciones homogéneas a temperatura ambiente. La temperatura a la cual una mezcla llega a ser totalmente soluble depende de la composición ( $x_{iL}$ ), el tipo de alcohol y del líquido iónico. En todos los casos apreciamos un máximo en la curva de solubilidad, por encima del cual se genera una solución, mientras que por debajo se diferencian dos fases (Fig. 6). La presencia de

un punto máximo indica que tenemos una *Temperatura de Solución Crítica Superior (Upper Critical Solution Temperature, UCST)*. Esta UCST es un indicador de solubilidad: cuanto más alta sea la UCST, más baja es la solubilidad. Nuestros resultados muestran que la solubilidad para los tres LIs disminuye a medida que se incrementa el número de átomos de carbono en el alcohol. Tanto el agua como el metanol son solubles a cualquier concentración a cualquier temperatura sobre 0 °C (273 K). Observamos igualmente que la solubilidad para cualquier alcohol es más alta para el isómero b4mp, más baja para el b2mp e intermedia para el b3mp (Fig. 7).

### Volúmenes y entalpías de mezcla

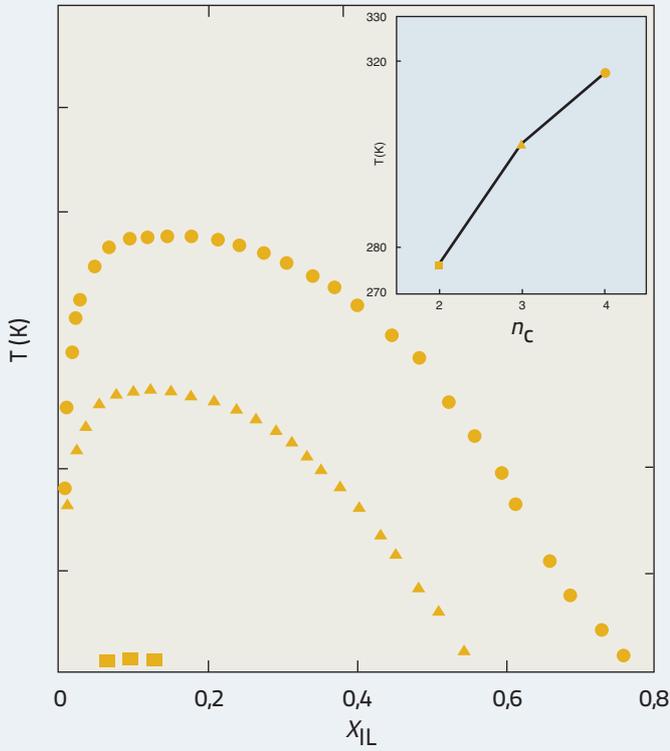
Atendiendo a las mezclas con agua, observamos un volumen de mezcla, positivo (expansión), que se incrementa con la temperatura (Fig. 8a). La expansión es más pequeña para el b3mp, mientras que el b2mp y el b4mp presentaron valores similares (Fig. 9).

Las mismas mezclas también muestran efectos endotérmicos, >0, que se incrementan de nuevo con la temperatura (Fig. 8b) y que siguen

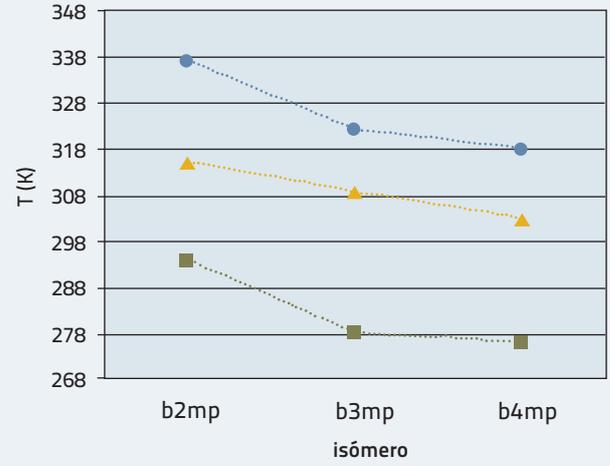
el orden b4mp > b2mp > b3mp para las dos temperaturas (Fig. 9).

Para las mezclas con alcohol, la gráfica resulta ligeramente distinta, presentando un volumen de mezcla negativo (contracción, Fig. 10a) y una entalpía de mezcla positiva (endotérmica, Fig. 11a). El volumen de la mezcla se hace menos negativo a medida que los alcoholes incrementan su cadena. Por otro lado, este volumen aumenta en valores absolutos —es decir, se hace más negativo— con el aumento de la temperatura (Fig. 10b). Este incremento no es igual para todos los isómeros, el cual causa un cambio en el orden desde b3mp > b4mp > b2mp a 25 °C a b2mp > b4mp ~ b3mp a 45 °C. El calor de mezcla también crece con el tamaño del alcohol al igual que se comprobó para las mezclas con agua (Fig. 12). Este calor de mezcla también va subiendo a medida que aumenta la temperatura (Fig. 10b). Aquí el orden cambia para metanol de b4mp > b2mp > b3mp a 25 °C a b4mp > b3mp > b2mp a 45 °C. Para etanol y propanol el orden es igual a 25 °C y a 45 °C: b4mp > b3mp > b2mp

**Figura 6.** Variación de la UCST vs. el número de átomos de carbono del alcohol,  $n_C$



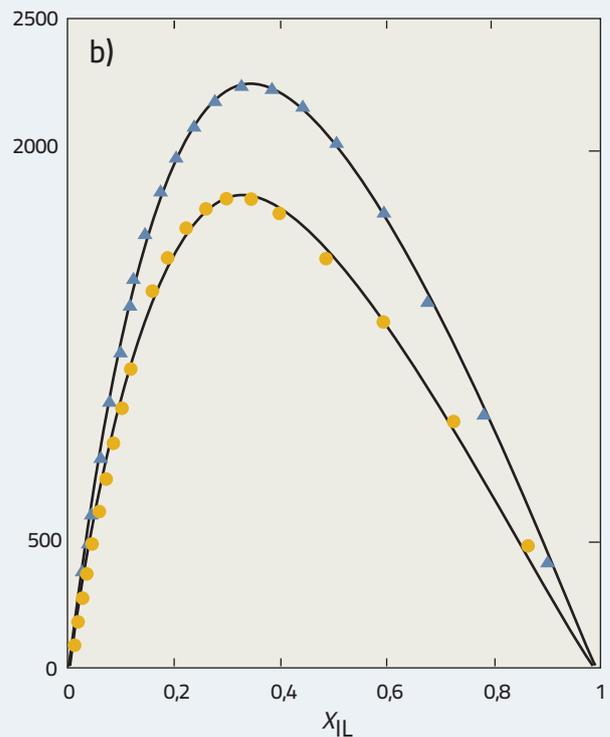
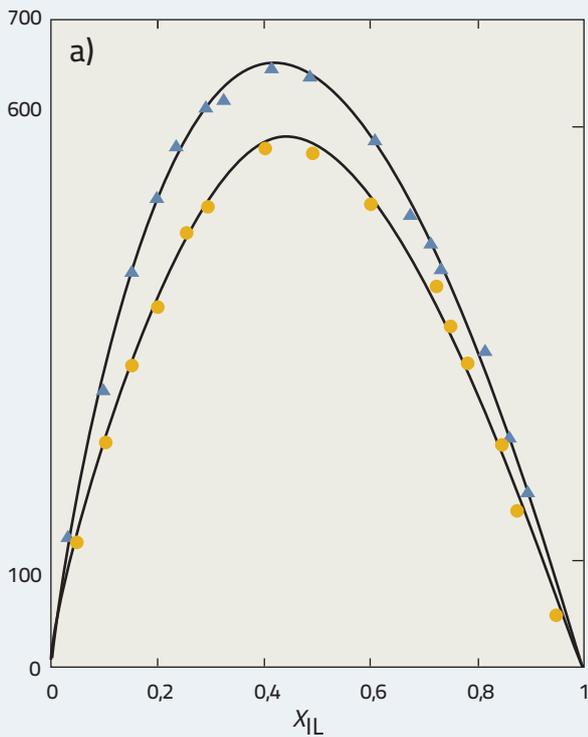
**Figura 7.** Valores de la UCST vs. el isómero/la posición del grupo metilo para etanol, propanol, y butanol

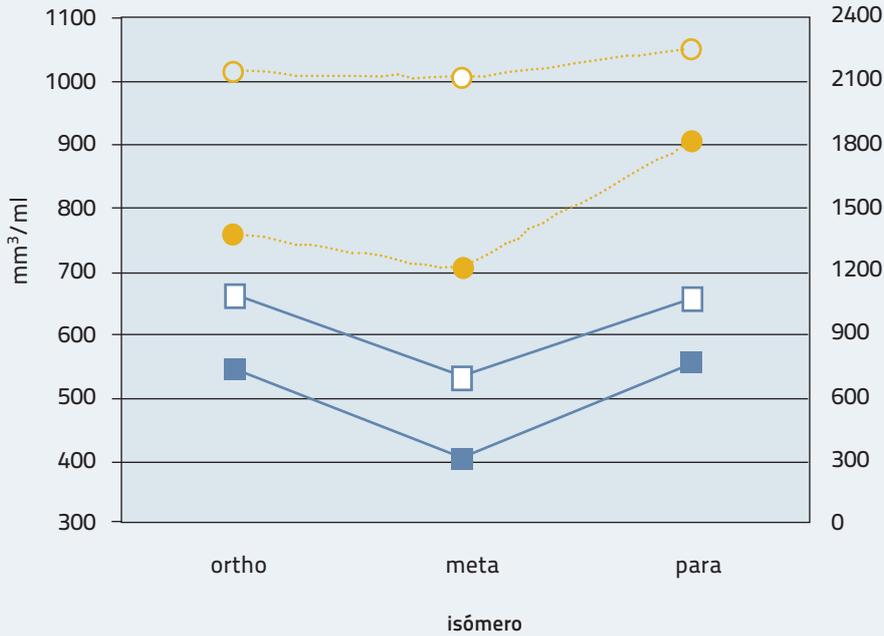


↑ (●) etanol (▲) propanol (■) butanol

← a) Gráfica de T vs x<sub>IL</sub> para mezclas b4mp (IL) + alcoholes, (●) etanol; (▲) propanol; (■) butanol

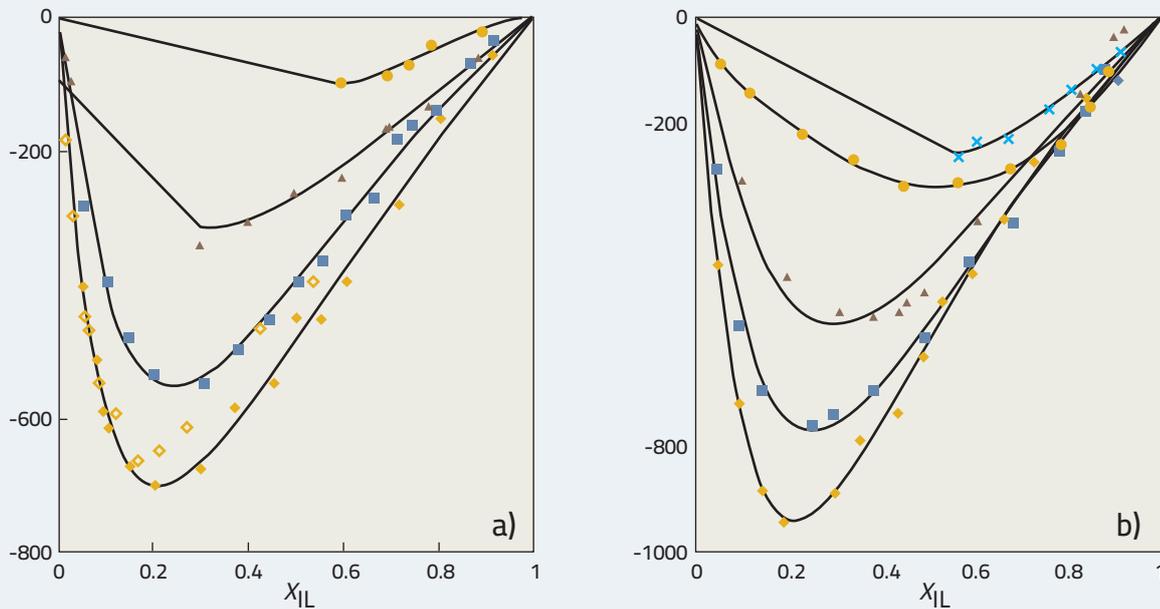
**Figura 8.** Gráfica de los valores experimentales y las curvas de correlación para las propiedades de exceso para las mezclas b4mp (IL) + agua, (●) a 25 °C; (▲) a 45 °C; (a) para  $V_m^E$  vs. x<sub>IL</sub>, (b) para  $H_m^E$  vs. x<sub>IL</sub>





**Figura 8.** Valores máximos de  $V_m^E$  (■) a 25 °C y (□) a 45 °C, y de  $H_m^E$  (●) a 25 °C, y (○) a 45 °C, para las mezclas de bmp con agua vs. la posición del grupo metilo en el catión

**Figura 9.** Gráfica de los valores experimentales y las curvas de correlación para  $V_m^E$  vs  $x_{iL}$  para las mezclas b4mp (iL) + alcoholes, (♦) metanol; (■) etanol; (▲) propanol; (●) butanol; (x) pentanol; (a) a 25 °C. (b) a 45 °C; las líneas rectas corresponden a las zonas de inmiscibilidad; (◇) valores de la literatura para metanol (Heintz, 2002)



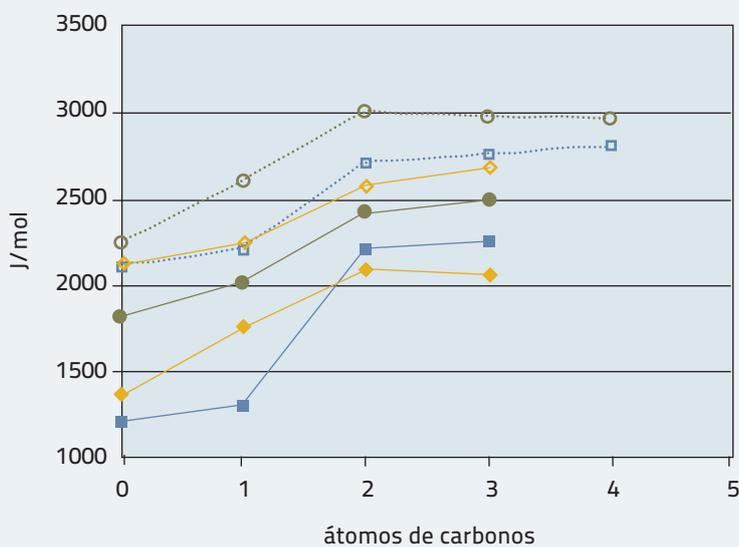
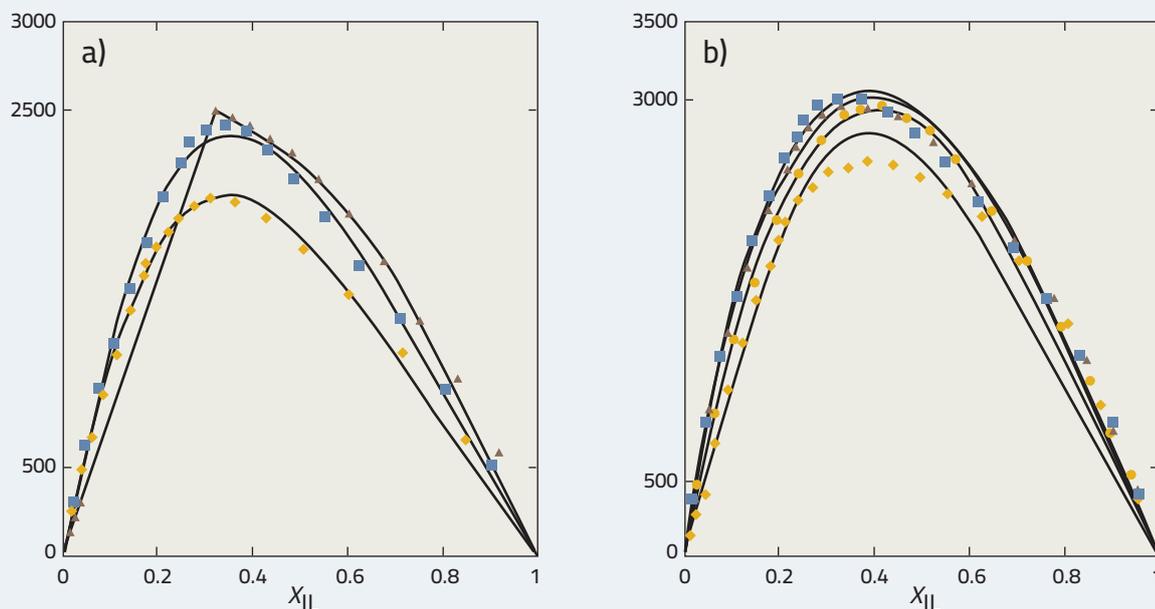
## Discusión

Del conjunto de la experimentación realizada, puede obtenerse una serie de conclusiones que pasamos a describir con detalle. Es interesante mencionar primero la existencia

de varios procesos intermoleculares que tienen lugar al mismo tiempo, algunos de los cuales presentan efectos opuestos. La mezcla del LI con agua o alcohol rompe los enlaces de hidrógeno entre las moléculas de los solventes y debilita las

interacciones electrostáticas entre los componentes del líquido iónico. Sin embargo, estos componentes (anión, catión) pueden formar nuevas interacciones con las moléculas de los solventes. El balance neto de estas interacciones queda refle-

**Figura 10.** Gráfica de los valores experimentales y las curvas de correlación para  $H_m^E$  vs  $x_{iL}$  para las mezclas b4mp (IL) + alcoholes, (♦) metanol; (■) etanol; (▲) propanol; (●) butanol; (x) pentanol; (a) a 25 °C. (b) a 45 °C; las líneas rectas corresponden a las zonas de inmiscibilidad



**Figura 12.** Valores máximos para  $H_m^E$  vs número de átomos de carbono del alcohol (0 = agua); a 25 °C: (♦) b2mp, (■) b3mp, (●) b4mp; a 45 °C: (◇) b2mp, (□) b3mp, (○) b4mp

jado en los valores encontrados para las entalpías de mezcla. Además, el tamaño de las moléculas parece que juega un papel importante, siendo las moléculas más pequeñas las más capaces de autosituarse entre los componentes más largos del líquido iónico, posi-

bilitando de esta forma un mejor empaquetado. Este efecto se refleja parcialmente en el volumen de la mezcla, el cual depende también de la fuerza de las interacciones.

De las medidas de solubilidad y viscosidad, puede comentarse que el isómero b4mp se mezcla mejor

con agua y alcoholes y muestra la viscosidad más baja. Ambas conclusiones resultan interesantes en relación a los procesos de mezclas de los LIs y agua y/o alcoholes. La información sobre la viscosidad, la miscibilidad, los volúmenes de mezcla y las entalpías de la mezcla es

importante para el diseño y optimización de los equipos de proceso, tales como bombas, reactores e intercambiadores de calor para enfriamiento/calentamiento, etc.

Con este trabajo, cuya continuación es obvia, se ha conseguido una contribución a un mejor entendimiento acerca del comportamiento de los líquidos iónicos, tanto en estado puro como en mezclas con solventes de reconocido interés industrial. Este conocimiento puede servir para el desarrollo más ade-

lante de procesos químicos y productos más "verdes", donde la polución, las sustancias químicas y los solventes tóxicos o peligrosos serán sustituidos por alternativas menos nocivas. Como ejemplos de estos procesos tenemos el aislamiento de celulosa desde la pulpa de la madera o la purificación de bio-etanol mediante destilación extractiva (Zhu 2006).

Recientemente se ha embarcado en una línea de investigación que se desarrolla en el ámbito de la me-

jora higiénica y el alargamiento de la vida útil de productos vegetales utilizando electrolitos altamente absorbentes, como son algunos líquidos iónicos. En este proyecto colaboramos con la Planta Piloto de los Alimentos de la Facultad de Veterinaria de la UPLGC y con productores locales de hortalizas.

## Referencias bibliográficas

- Borra, E.F., Seddiki, O., Angel, R., Eisenstein, D., Hickson, Seddon, K.R., Worden, S.P. (2007): "Deposition of metal films on an ionic liquid as a basis for a lunar telescope", *Nature*, vol. 447, págs. 979-981.
- Bösmann, A., Datsevich, L., Jess, A., Lauter, A., Schmitz, C., Wasserscheid, P. (2001): "Deep desulfurization of diesel fuel by extraction with ionic liquids", *Chem. Commun.*, págs. 2494-2495.
- Branco, L. C., Crespo, J. G., Afonso, C. A. M. (2002): "Highly selective transport of organic compounds by using supported liquid membranes based on ionic liquids", *Angew. Chem.*, vol. 114, págs. 2895-2897.
- Brennecke, J. F.; Maginn, E. J. (2001): "Ionic Liquids: Innovative Fluids for Chemical Processing", *AIChE J.*, vol 47, págs. 2384-2389.
- Crosthwaite, J. M.; Muldoon, M. J.; Dixon, J. K.; Anderson, J. L.; Brennecke, J. F. (2005): "Phase transition and decomposition temperatures, heat capacities and viscosities of pyridinium ionic liquids", *J. Chem. Thermodyn.*, vol. 37, págs. 559-568.
- Diaw, M., Chagnes, A., Carré, B., Willmann, P., Lemordant, D. (2005): "Mixed ionic liquid as electrolyte for lithium batteries", *J. Power Sources*, vol. 146, págs. 682-684.
- Fort, D.A., Swatloski, R.P., Moyna, P., Rogers, R.D., Moyna, G. (2006): "Use of ionic liquids in the study of fruit ripening by high-resolution <sup>13</sup>C NMR spectroscopy: 'green' solvents meet green bananas", *Chem. Commun.*, 214-216.
- Heintz, A.; Klasen, D.; Lehmann, J.K. (2002): "Excess molar volumes and viscosities of binary mixtures of methanol and the ionic liquid 4-methyl-n-butylpyridinium tetrafluoroborate at 25, 40 and 50 °C", *J. Sol. Chem.*, vol. 31, págs. 467-475.
- Marsh, K. N.; Boxall, J. A., Lichtenthaler, R. (2004): "Room temperature ionic liquids and their mixtures – a review", *Fluid Phase Equilib.*, vol. 219, págs. 93-98.
- Navas, A., Ortega, J., Vreekamp, R., Marrero, E., Palomar, J. (2009): "Experimental thermodynamic properties of 1-butyl-2-methylpyridinium tetrafluoroborate [b2mpy][BF<sub>4</sub>] with water and with alkan-1-ol and their interpretation with the COSMO-RS methodology", *Ind. Eng. Chem. Res.*, vol. 48, págs. 2678-2690.
- Ortega, J., Vreekamp, R., Marrero, E., Penco, E. (2007): "Thermodynamic properties of 1-butyl-3-methylpyridinium tetrafluoroborate and its mixtures with water and alkanols", *J. Chem. Eng. Data*, vol. 52, págs. 69-76.

- Ortega, J., Vreekamp, Penco, E., Marrero, E. (2008): "Mixing thermodynamic properties of 1-butyl-4-methylpyridinium tetrafluoroborate [b4mpy][BF<sub>4</sub>] with water and with an alkan-1-ol (methanol to pentanol)", *J. Chem. Thermodyn.*, vol. 40, págs. 1087-1094.
- Rogers, R.D., Seddon, K.R. (2003): "Ionic Liquids- solvents of the future?", *Science*, vol. 302, págs. 792-793.
- Earle, M.J., Seddon, K.R. (2000): "Ionic liquids. Green solvents for the future", *Pure Appl. Chem.*, vol. 72, págs. 1391-1398.
- Welton, T. (1999): "Room-temperature ionic liquids. solvents for synthesis and catalysis", *Chem. Rev.*, vol. 99, págs. 2071-2083
- Wilkes, J.S. (2004): "Properties of ionic liquid solvents for catalysis", *J. Mol. Catal. A*, vol. 214, págs. 11-17.
- Zhao, H.; Xia, S.; Ma, P. (2005): "Use of ionic liquids as 'green' solvents for extractions", *J. Chem. Technol. Biotechnol.*, vol. 80, págs. 1089-1096.
- Zhu, S., Wu, Y., Chen, O., Yu, Z., Wang, C., Jin, S., Dinga, Y. and Wu, G., (2006): "Dissolution of cellulose with ionic liquids and its application: a mini-review", *Green Chem.*, vol. 8, págs. 325-327.

## Reseña curricular

**Remko Vreekamp** obtuvo su título de Ingeniero Químico en la Universidad de Twente (Enschede, Países Bajos), donde también defendió su tesis doctoral sobre el tema de la química supramolecular en el grupo de Prof. David Reinhoudt. Después de una estancia postdoctoral de un año con Prof. Jean Fréchet en la Universidad de Cornell (Ithaca, Nueva York, EE.UU.) el Dr. Vreekamp se adhirió como investigador en el Laboratorio Central de la multinacional DSM en Geleen, Países Bajos, en donde trabajó en varios temas tales como dendrímeros, poliésteres hiperramificados, resinas sintéticas y nuevas rutas hacia poliamidas. Desde marzo de 2006 forma parte del grupo de investigación del Laboratorio de Termodinámica y Físicoquímica de Fluidos del Prof. Juan Ortega Saavedra, adscrito al departamento de Ingeniería de Procesos de la ULPGC. En este laboratorio ha puesto en marcha una nueva línea de investigación sobre líquidos iónicos. El Dr. Vreekamp ha participado en numerosas presentaciones en conferencias internacionales y es (co)autor de 19 publicaciones científicas internacionales y patentes.

Laboratorio de Termodinámica y Físicoquímica de Fluidos  
Parque Científico-Tecnológico, Campus de Tafira  
35017 Las Palmas de Gran Canaria  
Teléfono: 928 45 9557 / -9548  
E-mail: remkovreekamp@hotmail.com  
jortega@dip.ulpgc.es

### Juan Ortega Saavedra

Catedrático de  
Ingeniería Química

Laboratorio de  
Termodinámica y  
Físicoquímica de  
Fluidos

Instituto Universitario  
de Sistemas Inteligentes  
y Aplicaciones Numéricas  
en Ingeniería (SIANI)

Universidad de Las  
Palmas de Gran Canaria