

Fuerzas intermoleculares y propiedades físicas de compuestos orgánicos: una estrategia didáctica *

*Noemí Torres, Leonor Landau, Edith Bamonte, Maria Di Giacomo, Pilar Erausquin, Celia Fornaso, Martina Mastrángelo, Haydée Monteserin***

Summary (Intermolecular forces and physical properties of organic compounds: a didactic strategy)

This paper presents a strategy that may solve the difficulties which arise when students of the first chemical university level, study the relation between molecular structure, properties and molecular forces. The students working with challenging situations develop new insights that facilitate the prediction of relative values of boiling points. The proposed examples may lead to a conceptual change through the interpretation of experimental values as an example of the scientific procedure.

Resumen

En este trabajo se presenta una estrategia didáctica que puede resolver las dificultades que se originan cuando alumnos de un primer curso universitario de química estudian la relación entre la estructura molecular, propiedades y fuerzas intermoleculares. Los alumnos, expuestos a situaciones de conflicto cognitivo, desarrollan nuevos criterios que facilitan la predicción de valores relativos de puntos de ebullición. Las actividades propuestas intentan producir el cambio conceptual mediante la interpretación de datos experimentales como procedimiento científico.

Introducción

El curso de Química del Ciclo Básico Común de la Universidad de Buenos Aires, de carácter masivo (aproximadamente 18000 alumnos por cuatrimestre),

**Depto de Ciencias Exactas, Cátedra de Química, Ciclo Básico Común, Universidad de Buenos Aires. Pab. III, Ciudad Universitaria, Núñez (1428), Buenos Aires, Argentina. E-mail: noemitorres@speedy.com.ar, landaul@hotmail.com

*Recibido: 2 de agosto de 2004. Aceptado: 7 de noviembre de 2004

es obligatorio para los alumnos del primer año de las carreras: Ingeniería, Química, Biología, Geología, Medicina, Odontología, Farmacia, Bioquímica, Kinesiología, Nutrición, etc.

La diversidad de intereses y la heterogeneidad de los conocimientos de los alumnos adquiridos en la escuela media, hacen necesario incluir en los contenidos a desarrollar desde nociones elementales de la Química General hasta aquellos más relacionados con las diferentes carreras. Recientemente fue necesario incorporar al programa del curso, nociones de Química Orgánica, de interés para las carreras del área de la salud que convocan a la mayor parte de la población estudiantil, complicando aún más el conflicto previamente existente entre la profundidad de los contenidos desarrollados y la carga horaria asignada a la materia (Roverano et al, 2003).

En estas condiciones de contorno, se consideró que para facilitar el aprendizaje significativo (Gómez Moline y Sanmarti Puig, 1996) de los rudimentos de Química Orgánica, podría centrarse su estudio en el análisis de algunas propiedades físicas de los compuestos orgánicos basado en las fuerzas intermoleculares actuantes, enriqueciendo de esta manera el tema estructura-propiedades desarrollado previamente con los clásicos ejemplos de la Química Inorgánica. Este enfoque difiere del que normalmente es presentado en la bibliografía habitual de Química General que contiene algunos capítulos de Química Orgánica (Chang, 1999; Atkins y Jones, 2000; Brown et al, 2000), como así también del que aparece en los libros más específicos de la disciplina (Wilbraham y Matta, 1989; Morrison y Boyd, 1990; Fessenden y Fessenden, 1983; Wolfe, 1996).

Esta modalidad diferente para abordar el tema condujo a proponer ejercitaciones específicas que contemplaran de manera integrada la terna estructura - propiedades - fuerzas intermoleculares, para las dife-

rentes familias de compuestos. Cuando docentes y alumnos desarrollaron estas ejercitaciones en el trabajo de aula, se detectó que en muchos casos las predicciones de propiedades basadas en generalizaciones existentes en la bibliografía, no coincidían con los valores experimentales. Esta situación instaló un debate en el numeroso cuerpo docente y finalmente dio origen a un taller de capacitación.

En este trabajo se presenta la estrategia didáctica utilizada en el taller, que consistió en confrontar dos maneras de abordar el análisis de las propiedades físicas de las sustancias orgánicas en función de las fuerzas intermoleculares actuantes, con el fin de establecer la pertinencia de las mismas: a) predecir para un grupo de sustancias los valores relativos de una propiedad; b) explicar los valores experimentales.

Materiales y método

Se diseñó un conjunto de actividades que fueron presentadas, analizadas y debatidas en el taller de capacitación docente implementado de acuerdo a lo establecido en los procedimientos de calidad de la cátedra (Angelini et al, 2004). La metodología utilizada se centró en el análisis de datos experimentales de puntos normales de ebullición (P. Eb.) y consistió en determinar regularidades, semejanzas y diferencias, o bien en corroborar o no la predicción de los valores relativos en base a la intensidad de las fuerzas intermoleculares actuantes. A continuación se presentan las actividades y su análisis.

Actividades

Antes de presentar las actividades es conveniente precisar el nivel de análisis seguido, determinado por las características del curso introductorio de química del Ciclo Básico Común.

Se puede considerar la temperatura de ebullición de un líquido como una medida apropiada de la energía cohesiva que a su vez depende de la intensidad de las fuerzas intermoleculares. La energía de vaporización de un líquido suministra una medida adecuada de la intensidad de dichas fuerzas; sin embargo como los calores de vaporización no integran los contenidos desarrollados en el curso, éstos no se toman en cuenta en el presente trabajo.

Para el análisis de los puntos de ebullición se consideran las fuerzas de van der Waals y el enlace de hidrógeno.

Las fuerzas de van der Waals comprenden tres tipos

de interacciones,

dipolo-dipolo: es la interacción entre dipolos eléctricos de moléculas polares;

dipolo-dipolo inducido: el dipolo permanente de una molécula inducirá un momento dipolar en una segunda molécula y la interacción está dada entre el momento permanente de una molécula y el momento inducido de la segunda. La magnitud de esta interacción es siempre bastante pequeña y no es considerada en el análisis de las actividades;

dipolo instantáneo-dipolo inducido: el continuo movimiento de los electrones en la molécula puede producir dipolos instantáneos en la misma. El dipolo instantáneo de una molécula induce un dipolo en cualquier molécula cercana produciéndose la interacción entre el momento dipolar instantáneo y el momento dipolar inducido. Esta interacción entre dipolos temporales es también conocida como **fuerzas de London o de dispersión**.

Habitualmente en la bibliografía de química general se soslaya la relación existente entre estas fuerzas y la energía potencial de cohesión. Pero es preciso mencionar su existencia al explicar que en el punto de ebullición se debe suministrar energía suficiente para vencer la energía cohesiva debida a las fuerzas intermoleculares.

La fuerza **atractiva** de van der Waals que surge de los efectos mencionados, entre dos moléculas separadas por una distancia d , es proporcional a $1/d^7$ y por lo tanto decrece con la distancia mucho más rápidamente que una fuerza Coulómbica ($1/d^2$). En cambio la energía atractiva debida a estas fuerzas resulta proporcional a $1/d^6$ (Levine Ira N., 1981). La expresión cuantitativa de la energía potencial puede obtenerse por métodos mecano-estadísticos o mecano-cuánticos (mucho más complejos).

Excepto en moléculas pequeñas altamente polares, el término dominante en la atracción de van der Waals es la energía de dispersión. En 1930 Fritz London dio una interpretación mecano-cuántica de los dipolos temporales y demostró que la magnitud de estas atracciones es directamente proporcional a la polarizabilidad de las moléculas:

$$\text{Ecuación I: } E_{\text{London}} \propto \frac{-\alpha^2}{d^6}$$

La polarizabilidad (α) es la facilidad con la que se puede distorsionar la nube electrónica de un átomo o

molécula. Una molécula muy polarizable (α grande) es aquella en la que el núcleo tiene un control muy débil sobre sus electrones más externos, lo que en general ocurre cuanto mayor es el número de electrones y la nube electrónica es más difusa, es decir esparcida en un volumen considerable. En estos casos las grandes fluctuaciones de carga conducen a dipolos instantáneos mayores.

1 Hidrocarburos alifáticos

1.1 La Figura 1 ilustra la variación de los P. Eb. de alcanos y alquenos lineales con doble enlace en el carbono uno. Incorporar a la misma los datos correspondientes a los alquinos (Tabla 1) y analizar el tipo de regularidad que se establece.

Tabla 1:
Puntos de ebullición de alquinos

Nombre	M (g/mol)	P. Eb.* (°C)
Etino	26	-84
Propino	40	-23
1-butino	54	9
1-pentino	68	40
1-hexino	82	71**
1-heptino	96	99
1-octino	110	126**

* Lange N., 1973

** Lide D.R., 1994-1995

Para cada serie homóloga se observan las siguientes regularidades:

1) el P. Eb. aumenta con el aumento de la masa molar (M), y 2) la diferencia entre dos miembros sucesivos disminuye conforme aumenta M.

¿Cómo influyen las fuerzas intermoleculares actuantes?

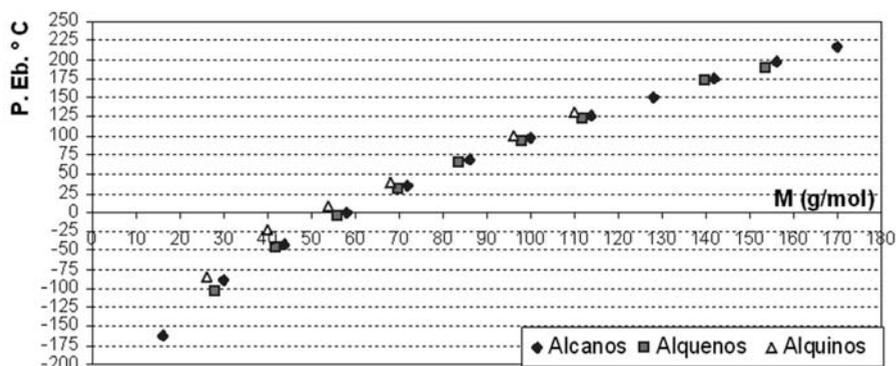
En los alcanos la única interacción actuante es la de London, en cambio en alquenos y en alquinos también actúa la fuerza dipolo-dipolo, atribuible a la polaridad del doble y triple enlace como se verifica al comparar los valores de momento dipolar, por ejemplo: propano (0,084 D), propeno (0,366 D) y propino (0,784 D) (Lide, 2001 - 2002).

El aumento en el punto de ebullición con M se debe a un incremento en la intensidad de la fuerza de London, ya que al aumentar la masa molecular aumenta el número de electrones y la polarizabilidad de la molécula.

El aumento relativo en la polarizabilidad entre dos miembros sucesivos es mayor al comienzo de cada serie (baja M). Por ejemplo en los alcanos al pasar de metano a etano se duplica el tamaño de la nube electrónica mientras que no ocurre lo mismo al pasar de octano a nonano.

¿Cuál es la influencia de la interacción dipolo-dipolo en los puntos de ebullición? Como se observa en la figura 1 los alquinos de baja M presentan punto de ebullición ligeramente superior al de los alcanos correspondientes, lo cual puede atribuirse al pequeño momento dipolar de los alquinos. Al aumentar M casi no se observan diferencias con los alcanos lo que con-

Figura 1: Hidrocarburos alifáticos



Nota: En la figura 1 se han incorporado los alquinos para facilitar el análisis de la actividad.

firma que las fuerzas dipolo-dipolo no influyen apreciablemente frente a la intensidad que cobran las fuerzas de London. Aunque los alquenos tienen menor momento dipolar que los alquinos sorprende que su punto de ebullición sea menor que el de los alcanos (apolares) de similar M. La explicación de este hecho posiblemente esté dada por la presencia del doble enlace que por su rigidez hace menos efectivo el acercamiento entre las moléculas, disminuyendo la intensidad de las fuerzas de London.

1.2 La Figura 2 ilustra la variación de los P. Eb. de los isómeros de los alcanos de 4 a 8 átomos de carbono. i) Para los alcanos de 4, 5 y 6 átomos de carbono, identificar a qué isómero corresponde cada P. Eb. sin utilizar la Tabla 2. ii) En base al análisis anterior predecir el orden de los P. Eb. de acuerdo al grado de ramificación, para los alcanos de 7 y 8 átomos de carbono. iii) Corroborar la predicción realizada en cada ítem con los datos experimentales proporcionados en dicha tabla.

Figura 2: Isómeros de alcanos

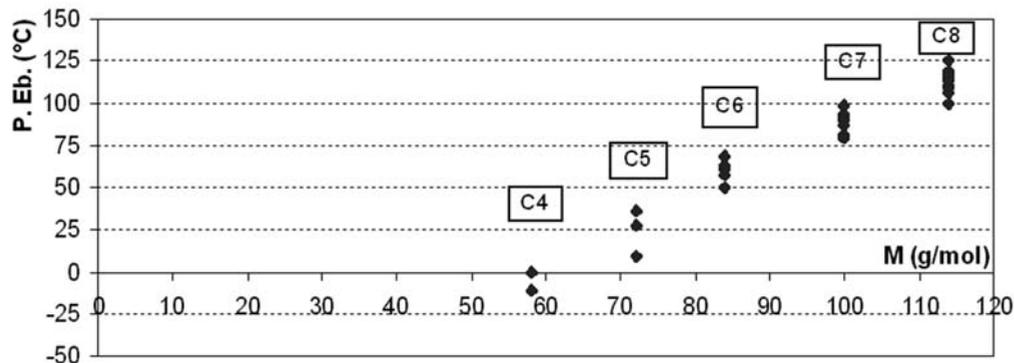


Tabla 2:

P. Eb. de isómeros de alcanos:

Nº de C	Nombre	M (g / mol)	P. Eb. * (°C)
4	butano	58	-1
4	2-metilpropano	58	-12
5	pentano	72	36
5	2-metilbutano	72	28
5	2,2-dimetilpropano	72	10
6	hexano	86	69
6	2-metilpentano	86	60

Nº de C	Nombre	M (g / mol)	P. Eb. * (°C)
8	octano	114	126
8	2-metilheptano	114	118
8	3-metilheptano	114	119
8	4-metilheptano	114	118
8	2,3-dimetilhexano	114	116
8	2,4-dimetilhexano	114	109
8	2,5-dimetilhexano	114	109
8	3,4-dimetilhexano	114	118
8	3-etilhexano	114	117

6	3-metilpentano	86	63
6	2,2-dimetilbutano	86	50
6	2,3-dimetilbutano	86	58
7	heptano	100	98
7	2-metilhexano	100	90
7	3-metilhexano	100	92
7	2,2-dimetilpentano	100	79
7	2,4-dimetilpentano	100	81
7	3,3-dimetilpentano	100	86
7	3-etilpentano	100	94
7	2,2,3-trimetilbutano	100	81

8	2,2,3-trimetilpentano	114	110
8	2,2,4-trimetilpentano	114	99
8	2,3,3-trimetilpentano	114	115
8	3-etil-2-metilpentano	114	116
8	2,2,3,3-tetrametilbutano	114	106

* Lange N., 1973

Del análisis de la Figura 2 se infiere que los valores de los P. Eb. de los hidrocarburos lineales son superiores a los de sus isómeros ramificados. En estos últimos de simetría más "esférica", la distancia de separación entre moléculas es mayor que la existente entre las lineales, de manera que a igual M (similar polarizabilidad) presentan menor energía de interacción entre sus moléculas (Ecuación I).

Para los isómeros con diferente grado de ramificación no es posible predecir los valores de P. Eb. con los elementos de análisis expuestos y tampoco son significativas las diferencias entre dichos valores.

Es necesario destacar que **no es posible predecir los valores de P. Eb. cuando las variables de las fuerzas de London presentan efectos opuestos en la intensidad de dicha fuerza**. Esto ocurriría por ejemplo al comparar un hidrocarburo lineal como heptano (P. Eb = 98 °C; M = 100,0 g/mol) con un hidrocarburo ramificado de mayor M como 2,2,4-trimetilpentano, (Peb = 99 °C; M = 114 g/mol). En el compuesto ramificado de mayor M la predicción no es posible ya que habría un incremento de la polarizabilidad que provocaría una interacción de London más intensa y simultáneamente, la mayor separación entre las moléculas debilitaría dicha interacción.

2 Alcoholes

Predecir para cada par cuál de las siguientes sustancias presenta mayor P. Eb.:

a) Dimetilpropanol (I)

3-metil-2-butanol (II)

b) 2-pentanol (III)

3,3-dimetil-2-butanol (IV)

En a) se comparan un alcohol primario (I) con un isómero (II), un alcohol secundario de menor ramificación. Si se supone, en concordancia con la bibliografía general, que la intensidad del enlace de hidrógeno es mayor en un alcohol primario que en uno secundario debido a la accesibilidad del grupo OH, el análisis de las interacciones se resume a continuación:

Dipolo _ Dipolo:	(I) ≈ (II)	
Enlace de hidrógeno:	(I) > (II)	
London		
· Polarizabilidad:	(I) ≈ (II)	} $\xrightarrow{\text{Ecuación I}} (I) < (II)$
· Distancia entre moléculas:	(I) > (II)	

Como existen dos fuerzas que actúan en sentidos opuestos, enlace de hidrógeno y de London, no es posible realizar la predicción pues no se conoce la intensidad de cada una de las interacciones. Los datos experimentales indican que ambos compuestos tienen el mismo P. Eb. (113 °C, Lide, 1994-1995). Podría interpretarse que el mayor número de ramificaciones del compuesto (I) disminuye la intensidad de la fuerza de London y esto compensaría el aumento en la interacción por enlace de hidrógeno del mismo.

En b) se comparan un alcohol secundario (III) con otro (IV), también secundario, de mayor masa molar pero ramificado. Si se supone que la intensidad del enlace de hidrógeno y de las fuerzas dipolo-dipolo son similares, el análisis de las interacciones sería:

Dipolo – Dipolo:	(III) ≈ (IV)	
Enlace de hidrógeno:	(III) ≈ (IV)	
London		
· Polarizabilidad:	(IV) > (III)	} —————> [Ecuación] (III) ¿? (IV)
· Distancia entre moléculas:	(III) < (IV)	

En el compuesto (IV) de mayor M, el incremento de la polarizabilidad aumenta la intensidad de la fuerza de London y por otra parte el mayor número de ramificaciones las debilita. Esta situación no permite predecir los valores relativos de los P. Eb. Como los datos experimentales son similares para ambos compuestos, (≈ 120 °C, Lide, 1994-1995), en principio podría concluirse que la intensidad de las fuerzas de London son iguales, es decir que el efecto producido por el aumento de M se compensaría con la disminución producida por la ramificación. Sin embargo cabe analizar si la suposición de la similitud de la intensidad del enlace de hidrógeno es válida en (III) y (IV). Para ello se consideran los puntos de ebullición de los alcanos que solo presentan fuerza de London y cuyos valores de M y ramificación son equivalentes a los alcoholes analizados (III) y (IV):

2-metilpentano (60 °C)

2,2,3-trimetilbutano (81 °C)

Estos valores indicarían que en la intensidad de las fuerzas de London, el efecto de la polarizabilidad prevalece sobre el de la ramificación. Por lo tanto se podría inferir que para los alcoholes analizados en el compuesto más ramificado (IV) la fuerza de London es mayor y que la formación de enlace hidrógeno se ve desfavorecida, a pesar de que ambos alcoholes son secundarios. Esto demuestra que es necesario ser cuidadoso al aplicar las generalizaciones habituales a casos particulares.

3 Aminas.

3.1 Aminas primarias

A continuación se presentan los puntos de ebullición (Lide, 1994-1995) de algunas aminas primarias isómeras:

a) pentilamina	104 °C
b) 1-metilbutilamina	92 °C
c) 1-etilpropilamina	89 °C
d) 2-metilbutilamina	95 °C
e) 3-metilbutilamina	96 °C

f) 1,2-dimetilpropilamina 85 °C

g) 1,1-dimetilpropilamina 77 °C

Explicar la influencia de distintos factores sobre los puntos de ebullición, tomando los grupos sugeridos: *i* - a), b), c); *ii* - a), d), e); *iii* - a), f), g).

El análisis de *i* - indica que la influencia en el P. Eb. de la posición del grupo amino en la cadena hidrocarbonada. Se observan diferencias en los P. Eb. según que el grupo amino esté unido a un carbono primario o a un carbono secundario del grupo alquílico correspondiente. Las diferencias se podrían atribuir a la mayor separación entre moléculas (menor intensidad en la fuerza de London) y a la menor accesibilidad del grupo amino para formar enlace de hidrógeno, cuando dicho grupo se halle en un carbono secundario.

En el grupo *ii* - se observa que la ramificación de la cadena hidrocarbonada produce una disminución en el punto de ebullición con respecto al de la amina con cadena hidrocarbonada lineal, pero la ubicación del grupo metilo no es relevante pues en ambos casos tienden a disminuir los puntos de contacto entre las moléculas y esto disminuye las interacciones por fuerzas de London.

Finalmente para el grupo *iii* - como podría esperarse por impedimentos estéricos, la ubicación del grupo amino sobre un carbono terciario disminuye el P. Eb. con respecto al de la amina cuyo grupo funcional se encuentra en un carbono secundario y ésta a su vez presenta P. Eb. inferior al de la amina con grupo funcional en un carbono primario.

3.2 Aminas primarias, secundarias y terciarias

Ordenar las siguientes aminas según su P. Eb. creciente:

a) hexilamina

b) diisopropilamina

c) trietilamina

En la actividad 3.2, se esperaría que la amina primaria presentara mayor P. Eb. que la secundaria y ésta a su vez mayor que la terciaria.

Al consultar los datos de tablas (Lide, 1994-1995) :

hexilamina	133 °C
diisopropilamina	84 °C
trietilamina	89 °C

se observa que el P. Eb. de la amina primaria es mayor que el correspondiente al de las aminas secundaria y terciaria. Sin embargo el P. Eb. de la amina secundaria es menor que el de la terciaria. Esto demuestra que la sola posibilidad de formar enlace de hidrógeno

no asegura un aumento en el punto de ebullición. Al intentar explicar los datos experimentales se puede pensar que la intensidad de la fuerza de London en la amina terciaria supera a la correspondiente de la amina secundaria y a la intensidad del enlace de hidrógeno que en este caso se halla desfavorecida debido a las ramificaciones. Al trabajar con los respectivos modelos moleculares se comprueba que el acercamiento entre moléculas se ve favorecido en el caso de la trietilamina.

4 Eteres, aldehídos y cetonas.

Analizar los datos de la Tabla 3 y establecer regularidades:

El análisis de los datos para cada una de las familias

Tabla 3:
Puntos de Ebullición de éteres, aldehídos, cetonas

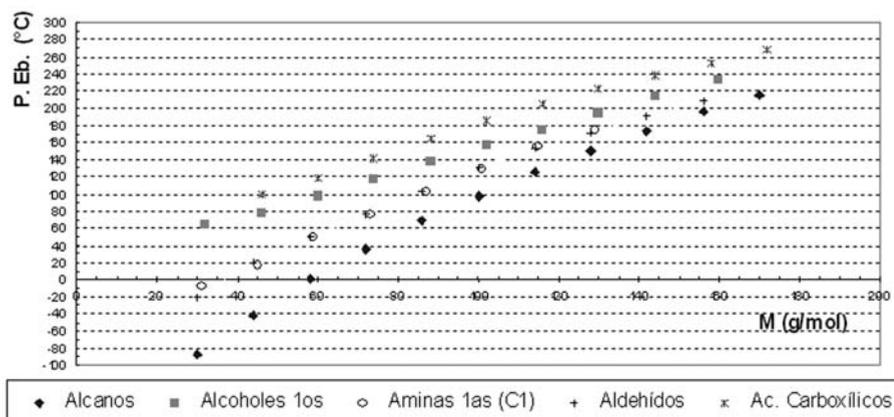
M (g/mol)	Sustancia	Momento dipolar* (D)	P. Eb.* (°C)
60	etil metil éter	1.17	10.8
58	Propanal	2.5	48
58	Propanona	2.9	56.2
74	dietil éter	1.18	35.0
72	Butanal	2.72	76.0
72	Butanona	2.80	79.6
88	etil propil éter	----	63.6
86	Pentanal	----	103
86	2-pentanona	----	103
86	3-pentanona	----	101
102	Dipropiléter	1.21	91.0
100	Hexanal	----	131
100	2-hexanona	----	128
100	3-hexanona	----	124

* Lide D., 2001-2002

indica que el P. Eb. aumenta con M debido al predominio de las fuerzas de London.

Figura 3:
Series homólogas

Nota: Se han incorporado los aldehídos para facilitar el análisis de la actividad



Al analizar los valores de momento dipolar de la Tabla 3 se observa que éstos son aproximadamente constantes para los éteres y menores que los correspondientes a los de aldehídos y cetonas. Esto permite explicar que el menor P. Eb. observado en los éteres es atribuible a la menor intensidad de la interacción dipolo-dipolo.

En el caso de los aldehídos y de las cetonas, sólo se dispone de valores de momento dipolar para los compuestos de menor M. Dichos valores presentan escasa diferencia entre sí al igual que sus P. Eb.

5 Series homólogas

Introducir en Figura 3 los valores de P. Eb. de la Tabla 4 correspondientes a la serie homóloga de los aldehídos y analizar las regularidades, diferencias y semejanzas entre las series homólogas representadas.

Se observa que los aldehídos se comportan de manera

Tabla 4:
Puntos de Ebullición de Aldehídos

Sustancia	M (g/mol)	P. Eb.* (°C)
Metanal	30	-19,1
Etanal	44,05	20,1
Propanal	58,08	48,0
Butanal	72,11	74,8
Pentanal	86,13	103
Hexanal	100,16	131
Heptanal	114,19	152,8
Octanal	128,21	171
Nonanal	142,24	191
Decanal	156,27	208,5

* Lide, 1994-1995

similar a las series homólogas ya analizadas; es decir que los P. Eb. aumentan con M y que al aumentar el número de carbonos, las diferencias entre sus puntos de ebullición disminuyen.

En el mismo gráfico se destaca la llamativa coincidencia entre los puntos de ebullición de los aldehídos con los de las aminas de M similar. Esto puede interpretarse como una competencia entre la mayor polaridad debida al carbonilo en los aldehídos y la posibilidad de formar enlace puente hidrógeno en las aminas. Este hecho contrasta con la idea habitual de nuestros alumnos según la cuál la mera existencia del enlace de hidrógeno determina un mayor P. Eb. en la sustancia que lo presente. Esta situación efectivamente se da en moléculas pequeñas (metanal: $-19,5^{\circ}\text{C}$ y metilamina: $-7,5^{\circ}\text{C}$) y no en aquellas de mayor M en las cuales resulta decisiva la influencia de los factores estéricos. Apoyan este análisis los valores de los momentos dipolares de los aldehídos que oscilan alrededor de 2,7 D mientras que los de las aminas de M similar lo hacen alrededor de 1,2 D.

Conclusiones

Las actividades presentadas en el taller resultaron relevantes para resolver el problema planteado originalmente entre los docentes. A continuación se resumen las principales conclusiones:

- Se pueden hacer predicciones sin temor a equivocarse entre: a) compuestos de la misma serie homóloga; b) compuestos lineales y sus isómeros ramificados; c) compuestos lineales saturados de M similar, con distinto grupo funcional en el carbono primario (hidrocarburos alifáticos, aminas o aldehídos, alcoholes y ácidos); d) aminas primarias, secundarias y terciarias siempre que sean isómeras y su cadena alquílica lineal; e) alcoholes isómeros, primarios y secundarios lineales y los terciarios con un mínimo grado de ramificación.
- La influencia de los factores estéricos en la fuerza de London tiene importancia decisiva en los P. Eb., por lo tanto la sola posibilidad de formar enlace de hidrógeno en un determinado compuesto no permite asegurar que su P. Eb. sea mayor que el de otro compuesto que no lo presente.
- En los casos de compuestos en los que se presenten efectos opuestos, ya sea en las fuerzas de London o entre diferentes fuerzas, no es posible hacer predicciones, en cambio sí es posible analizar generalmente el efecto predominante a partir de los datos experimentales.

Los docentes asistentes a las jornadas de capacitación opinaron acerca de la estrategia seguida en dos sentidos. En primer término consideraron la conveniencia de incluirla en la unidad didáctica de nociones bási-

cas de química orgánica del curso por entender que responde a un planteo metodológico adecuado y que al exponer a los alumnos a situaciones de conflicto cognitivo se facilita el cambio conceptual (Pozo 1990). Además propone una secuencia global del tema y pone énfasis en la utilidad de la interpretación de datos experimentales como procedimiento científico. Estas características son propuestas en el modelo de diseño de unidades didácticas de Sánchez y Valcarcel (1993). En segundo lugar los docentes solicitaron realizar futuros talleres de capacitación referidos a otras propiedades físicas, no analizadas en esta oportunidad, utilizando una estrategia similar. Se propiciaría así un espacio de debate, reflexión y análisis que contribuiría según Talanquer (2004) a desarrollar el conocimiento pedagógico del contenido.

Bibliografía

- Angelini M., Baumgartner E., Guerrien D., Landau L., Lastres L., Roverano M., Sileo M., Torres N., Vazquez I. Calidad en educación: Una meta posible. Adaptación de las normas ISO a la gestión de un curso universitario. (Parte I). *Educación Química*, México. 15 N° Extraordinario 322-327, 2004.
- Atkins P., Jones L. *Chemistry, Molecules, Matter and Change*. 4 th. Ed. Freeman. 2000.
- Brown, LeMay, Bursten. *Chemistry, the Central Science*. 8th. Ed. Prentice Hall. 2000.
- Chang R. *Química*. Mc. Graw Hill, Interamericana Editores S.A. de C. V. 6ª. Ed. 1999.
- Fessenden R. J., Fessenden J.S. *Química Orgánica*. Grupo Editorial Iberoamericana S.A. de C. V., 1983.
- Gómez Moline M.R., Sanmarti Puig N. La didáctica de las ciencias: una necesidad. *Educación Química*, Méjico. 7(3), 156-168, 1996.
- Lange N. A. *Lange's Handbook of Chemistry*. 9ª Ed. Graw Hill Book Company. Nueva York, 1973.
- Levine Ira N. *Fisicoquímica*. Mc Graw Hill Latinoamericana 1981, S.A. 1981.
- Lide D.R. *Handbook of chemistry and physics*. 75th Ed. 1994-1995.
- Lide D.R. *Handbook of chemistry and physics*. 82 Ed. 2001-2002.
- Morrison R., Boyd R. *Química Orgánica*. 5ª. Ed. Addison Wesley, Iberoamericana S.A. 1990.
- Pozo J. I. Teorías cognitivas del aprendizaje. Ediciones Morata. Madrid, 1990.
- Roverano M., Guerrien D., Angelini M., Baumgartner E., Landau L., Lastres L., Sileo M., Torres N., Vazquez I. Matriz de prioridades: una herramienta para abordar el conflicto tiempo-contenidos en un curso masivo. *Educación Química*, Méjico. 15(3), 286-290, 2004.
- Sánchez Blanco G., Valcárcel Pérez, M. V. Diseño de unidades didácticas en el área de ciencias experimental. *Enseñanza de las Ciencias*, 11(1), 33-34, 1993.
- Talanquer V. ¿Qué conocimiento distingue a los buenos maestros de química? *Educación Química*, *Educación Química*, México. 15(1), 52-58, 2004.
- Wilbraham, Matta. *Introducción a la Química Orgánica y Biológica*. Addison-Wesley, Iberoamericana S.A. 1989.
- Wolfe. *Química General Orgánica y Biológica*. Mc. Graw Hill. Interamericana de México S.A. de C. V. 1996.