

Ideas para el aula

LÍQUIDOS Y SOLUCIONES: COMPLEMENTOS INFORMÁTICOS PARA UN CURSO DE QUÍMICA GENERAL

Sergio Baggio

UNPSJB, Sede Puerto Madryn, UTN, Facultad Regional Chubut, Puerto Madryn, CHUBUT

baggiosergio@yahoo.com.ar

Resumen. El aprendizaje de líquidos y soluciones presenta dificultades en los alumnos principiantes de los cursos universitarios introductorios de química. Se discute la utilidad de las simulaciones para superar parcialmente estas dificultades en el proceso de enseñanza y de aprendizaje y se describen varios programas de simulación sobre el tema, desarrollados por el autor. Los programas pueden ser utilizados como actividades complementarias a las clases de laboratorio, problemas y teoría. Se describen en detalle algunos de ellos, para visualizar los alcances de los mismos. Copia de los instalables de algunos de los programas, con sus guías, están disponibles para los lectores interesados sin cargo.

Palabras clave: simulaciones, química general, líquidos y soluciones.

Liquids and solutions: computer accessories for a general chemistry course.

Abstract. The learning of liquids and solutions presents difficulties in beginning students of introductory chemistry courses. The utility of simulations to overcome partially these difficulties in the teaching and learning process are discussed and various simulation programs on the subject developed by the author are described. Programs can be used as complementary laboratory classes, problems and theory activities. They are described in detail two of them, to view the scope thereof. Installables copy of some of the programs, with guides, are available without charge to interested readers.

Key words: simulations, general chemistry, liquids and solutions.

INTRODUCCIÓN

Destacados educadores de química han señalado desde hace tiempo que los estudiantes tienen dificultades en el aprendizaje de muchos conceptos de la disciplina (Herron, 1975; Bodner, 1986; Gabel, 1999; Johnstone, 2010). Algunas de las razones para explicar estas dificultades son: (a) la química implica ideas muy abstractas que no son fácilmente entendidas por los alumnos principiantes, (b) la solución de problemas

químicos a menudo requieren de los estudiantes el manejo simultáneo de muchos conceptos y datos diferentes (Johnstone, 2006), (c) con el fin de tener éxito en la comprensión de los conceptos de la química, los estudiantes deben ser capaces de pensar e interactuar constantemente entre lo macroscópico, lo microscópico y lo simbólico (Gabel, 1999; Gabel, 2005; Gilbert, 2009; Talanquer, 2011), y (d) los estudiantes iniciales de química a menudo traen conceptos equivocadas que son incompatibles con las teorías aceptadas científicamente y puede interferir con el aprendizaje posterior (Gabel, 1999; Herron y Nurrenbern, 1999; Taber, 2002; Barke et al., 2009; Weaver, 2009).

Los líquidos y las soluciones forman parte de los programas universitarios de química general y no escapa a las consideraciones anteriores. Su estudio presenta varias facetas que lo hacen especialmente difícil para buena parte de los estudiantes principiantes. Conceptos abstractos como presión de vapor, expresión y cálculo de la concentración de las soluciones, las propiedades coligativas y las fuerzas intermoleculares presentes en los sistemas líquidos, figuran seguramente entre los más conflictivos.

Tal como se ha demostrado en las últimas décadas las experiencias concretas en el laboratorio ayudan notablemente a resolver, aunque sea parcialmente este problema, en particular en aquellos estudiantes que no han alcanzado plenamente el estadio formal de razonamiento. (Renner, 1984; Baggio, 2009)

Las limitaciones en los tiempos asignados a cada uno de los temas en un curso de química general, hacen que no sea posible experimentar con todos los contenidos de un cierto capítulo de la asignatura. A esto se suma también que no siempre se dispone en las escuelas y universidades del equipamiento para que una matrícula creciente, realice esta experimentación en condiciones útiles de aprovechamiento.

Se ha destacado el rol que pueden cumplir las simulaciones (de Jong, 2011; Baggio, 2009) en estas circunstancias. Rapidez, bajo costo, posibilidad de ejecutarlas fuera del ámbito educativo, factibilidad de repetición hacen que se presenten como una alternativa y/o complemento de las actividades experimentales, facilitando entonces la adquisición de los conceptos más difíciles. Las simulaciones ayudan también en la resolución de problemas y en la clase teórica, donde se puede integrar a través de ellas los hechos experimentales vinculados con el tema a desarrollar (Baggio, 2010).

MARCO TEÓRICO

Una simulación utiliza un modelo matemático o lógico para recrear una situación o fenómeno. El sistema o proceso que se modela normalmente tiene un origen en el mundo natural y el modelo que se crea es por lo ge-

neral una simplificación del mismo (de Jong, 2011). La simplificación se usa porque: (1) es difícil, si no imposible modelar totalmente el mundo real; (2) la simplificación, a menudo, es suficiente para lograr el objetivo para el que se construye el modelo y un mayor realismo también tiene costos adicionales en tiempo y esfuerzo; y (3) las simplificaciones producen menor carga cognitiva para el alumno y eso facilita generalmente el aprendizaje. Permite al estudiante controlar la interactividad de los elementos dinámicos que están siendo estudiados (Rieber, 2005). Así el alumno (por ejemplo, en el tema de la presión de vapor de un líquido) puede ingresar información, tipo de líquido y temperatura (variables independientes) para establecer un resultado, que debe medir y que es la variable dependiente (la presión de vapor). El resultado es, pues, una consecuencia de sus decisiones, que puede ser representado como un resultado verbal o matemático, una visualización estática, o una visualización dinámica (animación). Los objetivos de una simulación incluyen (a) ayudar a los estudiantes a estimar la probabilidad de varios resultados; (b) centrar su atención en una parte de la realidad a expensas de las otras partes; o (c) ayudar a ver cómo funciona un sistema cuando se cambian los valores de entrada para cada variable independiente. La combinación de estos tres aspectos permite a los estudiantes hacer predicciones sobre el comportamiento del sistema y recibir información acerca de cómo funciona el mismo.

Por otra parte, hay un debate aun abierto sobre cuál es el mejor enfoque para el proceso de enseñanza y de aprendizaje. La pregunta es: ¿Quién debe liderar el proceso: el docente o el alumno (Tobias y Duffy, 2009)? Las posiciones adoptadas varían desde una preferencia por los métodos expositivos dirigido por el docente (Kirschner et al., 2006) o los enfoques totalmente abiertos, llamados generalmente de descubrimiento puro (Papert, 1980) con posiciones intermedias representadas por los procesos de descubrimiento más o menos guiados (Mayer, 2004), al cual adherimos en el enfoque de nuestro trabajo.

Al discutir la cuestión del papel de la orientación en la enseñanza, la tecnología específica de simulaciones por ordenador ocupa un lugar central. Las simulaciones por ordenador, a través de su carácter interactivo, ofrecen una oportunidad especial para el aprendizaje centrado en el estudiante, aunque al mismo tiempo ofrece opciones para el otro enfoque, o sea el liderado por el docente.

En el presente trabajo se pone a consideración un conjunto de simulaciones sobre líquidos y soluciones, con el objeto de contribuir a alcanzar los objetivos antes descritos.

DESARROLLO

El autor ha desarrollado un total de 11 programas de simulación en VisualBasic de actividades de laboratorio para el tema líquidos y soluciones, con una orientación de descubrimiento guiado, como así también una guía digital de problemas, que incluye en varios de los ejercicios, simulaciones. Los mismos se listan a continuación con una breve descripción de sus contenidos.

S6.1: Presión de vapor

En esta simulación se miden presiones de vapor de líquidos puros en función de la temperatura, presión de vapor de soluciones con solutos no volátiles (aparición de la ley de Raoult) y presión de vapor de mezclas de líquidos (ideales y con desviaciones positivas y negativas de la ley de Raoult).

S6.2: Crioscopia

Se determinan puntos de fusión de solventes puros, constante crioscópica con soluciones de solutos de masa molar conocida y se determinan masas molares de solutos incógnitas. Se puede introducir el " i " de vant´Hoff y estudiar, para cursos más avanzados, la variación del mismo con la concentración.

S6.3: Presión osmótica_1

Se estudia la dependencia de la presión osmótica con la concentración y la temperatura. Se determinan masas molares de compuestos moleculares, presión osmótica de soluciones de compuestos iónicos y se determinar masas molares de macromoléculas.

S6.4: Destilación

Se construyen las curvas líquido-vapor para 3 soluciones: una ideal y 2 no ideales (desviaciones positivas y negativas). Esto se realiza a través del proceso de destilación donde se determina el punto de ebullición y la composición del líquido que destila.

S6.5: Presión osmótica_2

Semejante al S6.3 pero con una animación diferente.

S6.6: Viscosidad

Se simula la determinación de la viscosidad de diferentes líquidos.

S6.7: Concentración de una solución determinada fotométricamente

Se preparan soluciones de KMnO_4 de concentración conocida y se determina una curva de calibración absorbancia versus concentración, fotométricamente. Se selecciona una muestra incógnita y se determina su concentración (Blaedel y Meloche, 1963).

S6.8: Destilación isopiética

Simulación cualitativa donde se muestra, de manera acelerada, el pasaje de solvente de una solución diluida a una concentrada de CuSO_4 que se encuentran bajo una campana de vidrio.

S6.9: Punto de ebullición

En la simulación se determinan puntos de ebullición de varios líquidos, utilizando el método de Sibolowoff.

S6.10: Concentración de soluciones

Se preparan soluciones de sales en agua. El programa fija la cantidad de soluto y se miden los volúmenes. Se pide informar las concentraciones en diferentes unidades. Se pide calcular el volumen de agua que deberá evaporarse de una solución diluida para pasar a otra más concentrada.

S6.11: Solubilidad de sales

Se determinan solubilidades de algunas sales en función de la temperatura. Con los datos registrados se trazan las curvas de solubilidad.

P6.1: Problemas de líquidos y soluciones

Se trata de una guía que contiene 14 problemas, varios de los cuales utilizan imágenes y/o simulaciones. En la elaboración de la guía se trató de utilizar situaciones para que el alumno maneje el mundo macroscópico, el microscópico y el simbólico. En la Figura 1 se muestra la carátula del programa de problemas desde donde se puede acceder a los mismos pulsando el número correspondiente.

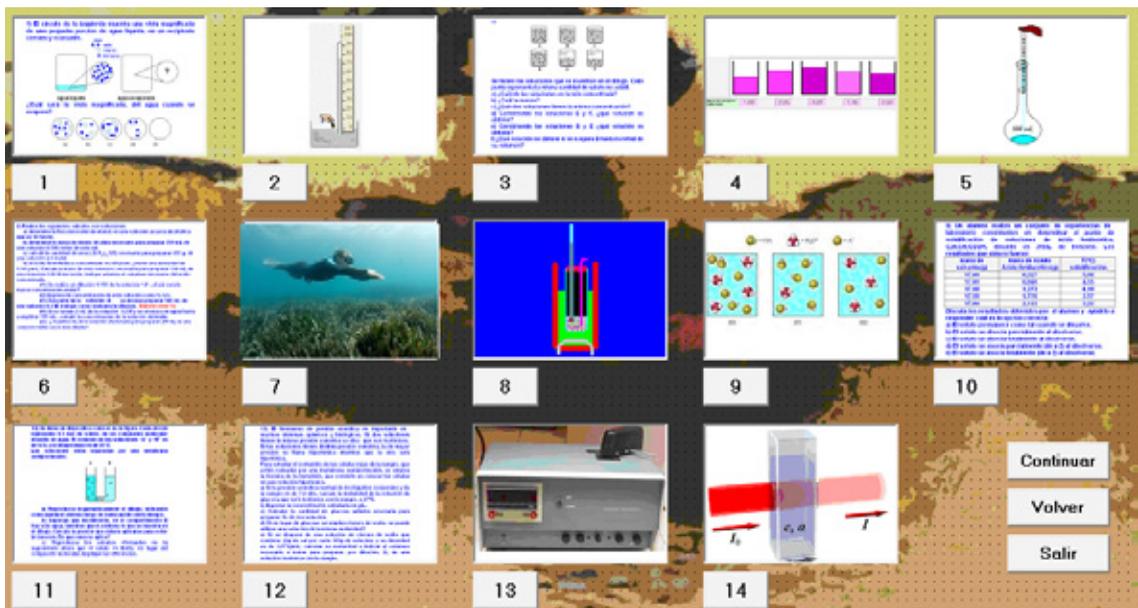


Figura 1.- Carátula de la guía digital de problemas.

Varios de los problemas tienen datos de entrada que varían entre ciertos rangos, al azar. De allí que difícilmente dos alumnos lleguen al mismo resultado numérico para el mismo problema. Esta variabilidad también se da en la ubicación de las preguntas que son de elección múltiple. De esa manera las respuestas correctas no se encuentran ubicadas siempre en el mismo lugar. Cada problema tiene una tecla de ayuda, donde se brinda alguna información sobre los aspectos más importantes involucrados en el problema y generalmente están vinculadas con las diapositivas usadas por el profesor en la clase teórica. Esto ayuda particularmente cuando el alumno resuelve los ejercicios fuera del ámbito de la clase y no tiene el apoyo directo del docente.

A fin de que el lector pueda evaluar la potencialidad de las simulaciones se describirán en detalle dos de los programas de simulación de laboratorio (S6.2 y S6.4) y dos problemas de la guía digital (1 y 2).

Crioscopia (S6.2)

En el presente trabajo de simulación se presentan varias alternativas de trabajo, recomendándose la ejecución secuencial de las mismas. El alumno puede trabajar con distintas soluciones, variando el solvente y el soluto. A cada una de ellas se le puede determinar el punto de solidificación y obtener conclusiones en base a los mismos. Se podrá determinar la relación existente entre el punto de fusión y la constitución de las soluciones. Se encontrarán pesos moleculares y se discutirán las aparentes anomalías en algunos resultados obtenidos. Tal es el caso de los solutos iónicos que presentan molalidades aparentes mayores a las reales por el aumento del número de partículas en la solución debido a la ionización. Para representar estas anomalías el programa utiliza datos de Partington (1950) y Babor (1968), que se muestran en la Tabla 1, donde se dan los valores de molalidad (m) aparente para soluciones salinas con molalidades que van desde 1 a 0,01 molal.:

Compuesto/ m	1.0	0.8	0.6	0.4	0.2	0.1	0.05	0.025	0.01
KCl	1.51	1.53	1.56	1.60	1.66	1.72	1.78	1.83	1.88
K ₂ SO ₄	1.92	1.95	1.97	2.01	2.06	2.11	2.16	2.21	2.26
BaCl ₂	1.84	1.90	1.99	2.10	2.26	2.40	2.51	2.60	2.70
K ₄ Fe(CN) ₆	1.93	2.07	2.24	2.46	2.80	3.09	3.33	3.51	3.70
NH ₄ CH ₃ COO	1.51	1.53	1.56	1.60	1.66	1.72	1.77	1.82	1.88

Tabla 1.- Molalidades aparentes para distintas soluciones salinas

En la Figura 2 se muestra el aparato utilizado en la simulación.

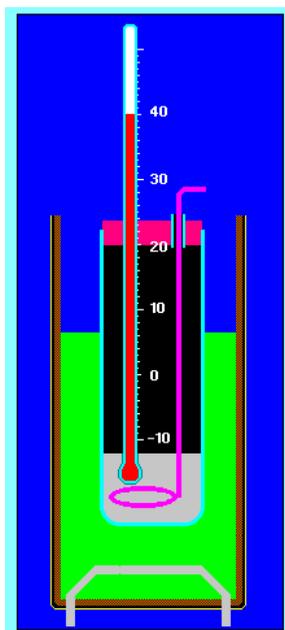


Figura 2.- Equipo para realizar la crioscopia

Se presentan tres alternativas de trabajo:

1. Determinación del punto de solidificación de líquidos puros.
2. Determinación del punto de solidificación de soluciones .
3. Determinación de pesos moleculares.

recomendándose la ejecución secuencial de las mismas.

Una vez seleccionada la opción, se podrá elegir entre 4 solventes:

1. Agua
2. Benceno
3. Alcohol *ter*-butílico
4. Bromoformo

Una vez seleccionado el solvente, aparecen los solutos disponibles para ese solvente (deben ser lo suficientemente solubles, como para disolverse en las cantidades necesarias). Para la preparación de las soluciones, se utilizarán 100g de solvente y hasta 10g de soluto. En la Tabla 2 se muestran los solutos disponibles para cada solvente.

	AGUA	BENCENO	ter-BUTANOL	BROMOFORMO
1	sacarosa	naftaleno	naftaleno	naftaleno
2	urea	p-dicloro benceno	p-dicloro benceno	p-dicloro benceno
3	manitol	ácido benzoico	acetato de amonio	bifenilo
4	cloruro de potasio	ácido fenilacético		acetanilida
5	sulfato de potasio	alcohol bencílico		
6	cloruro de bario	acetanilida		
7	ferrocianuro de potasio			
8	acetato de amonio			

Tabla 2.- Solutos disponibles para cada solvente

Para la opción "2", sólo los solutos 1 y 2 para cada solvente, están disponibles para ser seleccionados, ya que el programa suministra la Masa Molar de los mismos, como dato.

Una vez realizada varias experiencias con la opción "1" y "2" se deberán encontrar cual es la dependencia del punto de solidificación, con la concentración, expresada en unidades adecuadas. Una vez encontrada la relación anterior, se podrá utilizar la opción "3" para determinar pesos moleculares. Ya que hay algunos solutos que se repiten, es interesante determinar su peso molecular, en diferentes solventes.

A medida que se realiza la experiencia (enfriamiento) el programa grafica la temperatura del sistema en función del tiempo y se tabulan temperaturas a intervalos de tiempo constante, en la zona de interés. Una pantalla típica se muestra a continuación, en la Figura 3.



Figura 3.- Pantalla típica que muestra curva de enfriamiento

De esta manera el alumno dispondrá de los datos de la curva de enfriamiento, para sacar sus conclusiones.

Las pantallas pueden ser impresas en papel o en formato pdf si se dispone de un programa adecuado para hacerlo.

La Guía para el Alumno contiene una serie de preguntas para que éste afiance sus conocimientos, una vez realizada la experiencia simulada:

- 1) Explique cada una de las partes de la curva de enfriamiento obtenida. ¿A qué se deben las diferencias de la curva de enfriamiento de un líquido puro y de una solución?
- 2) ¿Cuál es la relación que existe entre el punto de fusión de la solución y la concentración de la solución?
- 3) ¿Cómo se debe expresar la concentración en la fórmula anterior para obtener una relación sencilla?
- 4) ¿Cómo es posible determinar pesos moleculares a partir de la ecuación hallada?.
- 5) ¿Siempre los valores encontrados corresponden a los pesos moleculares? De no se así ¿A qué atribuye las aparentes anomalías?

6) ¿Son los valores anómalos obtenidos independientes de la concentración de las soluciones? ¿Por qué? ¿Qué aplicación interesante surge de estos resultados?

Destilación (S6.4)

En el programa de simulación S6.4, entre otras cosas, se estudia la presión de vapor de soluciones formadas por dos líquidos, en distintas concentraciones. Allí se determina que no todas las soluciones cumplen con la ley de Raoult, y muchas de ellas presentan desviaciones (Mahan y Myers, 1987).

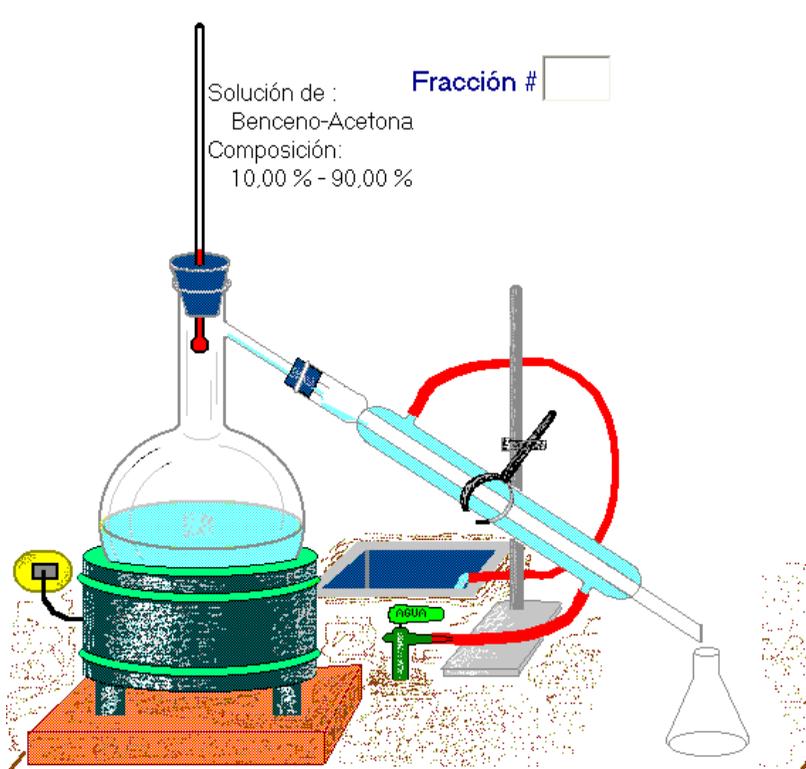


Figura 4.- Equipo utilizado para la destilación

El interés ahora es conocer como varía el punto de ebullición de las soluciones, en función de la composición, y sacar conclusiones sobre la posibilidad de separar los componentes de una mezcla líquida, por destilación fraccionada. Para ello se determinan las curvas de composición del líquido y del vapor en los distintos momentos en que una solución está en ebullición. A tal fin se dispone de un aparato de destilación (Figura 4), que utiliza un balón de cuello corto, aislado térmicamente, para evitar el fraccionamiento y poder determinar así, en cada momento de la ebullición, cual es la composición del vapor en equilibrio con el líquido que hierve. La metodología de trabajo, es semejante a la descrita por Palmer (1966).

El programa ofrece la posibilidad de trabajar con tres soluciones:

- 1) Benceno - Acetona
- 2) Cloroformo - Acetona
- 3) Disulfuro de Carbono - Acetona

Es conveniente realizar la experiencia # 1, antes que la #2 ó la # 3.

Una vez elegida la opción, se indica el volumen del primero de los líquidos, que utiliza para preparar 100mL. de solución. La cantidad a elegir, deberá estar comprendida entre 10 y 90mL. El volumen utilizado del segundo líquido es la diferencia con 100mL. Para cada una de las opciones es recomendable hacer varias experiencias con soluciones donde el volumen de un componente varíe de 10 en 10mL desde 10 hasta 90mL.

Desarrollo de la Experiencia:

a) Destilación:

Una vez que comienza la ebullición, se debe estar atento a fin de reemplazar el Erlenmeyer que recoge el destilado, con el objetivo de obtener entre 8 y 10 fracciones. Los volúmenes recogidos deben estar preferentemente entre 8 y 15mL. Si no se hace el cambio antes, el programa coloca automáticamente un nuevo Erlenmeyer, cuando el volumen recogido es de alrededor de 20mL. El cambio de Erlenmeyer se realiza pulsando el ratón sobre el frasco. En todo momento puede observarse la temperatura de ebullición, la que debe ser registrada al comienzo y al final de la recolección de cada fracción. Cuanto más fracciones de destilado se obtengan, más detalladas serán las curvas.

b) Análisis de las fracciones:

Una vez finalizada la destilación (cuando queda un remanente de 5mL. en el balón), se puede comenzar con la rutina de medición de la composición del destilado pulsando la tecla correspondiente. Antes de continuar, es necesario leer el volumen de líquido de cada fracción que fue colocado en una probeta. Para analizar las muestras se agrega agua, ya que uno de los componentes es soluble y el otro no, por lo que se visualizarán dos fases. Para agregar agua a cada probeta, pulse con el ratón sobre cada una de ellas. Cuando se hace el agregado de agua, la fracción no miscible con ésta, es la que permanece coloreada. Es conveniente volcar los datos a una planilla que contenga la siguiente información (Tabla 3):

Tabla de resultados								
Líquido 1:			Líquido 2:					
# de fracción	T_i	T_f	$V_{\text{recog.}}$	V_{1v}	V_{2v}	V_{1L}	V_{2L}	$V_{\text{balón}}$
Mezcla inicial			0	0	0			100
1								
2								
...								

Tabla 3. - Modelo de planilla para registrar los resultados de la destilación

A fin de asegurar que no se pierda información durante la ejecución de la simulación, los resultados se graban en un archivo de texto : "datos.txt", que puede visualizarse con un programa adecuado a tal fin y que se encuentran generalmente en los accesorios del Windows. Como el archivo es de tipo "append", los resultados se van agregando sin borrar lo existente, por lo que también se imprime la fecha y la hora para facilitar la ubicación de los mismos. Es conveniente, cada tanto, limpiar el archivo.

c) Cálculos y representación gráfica:

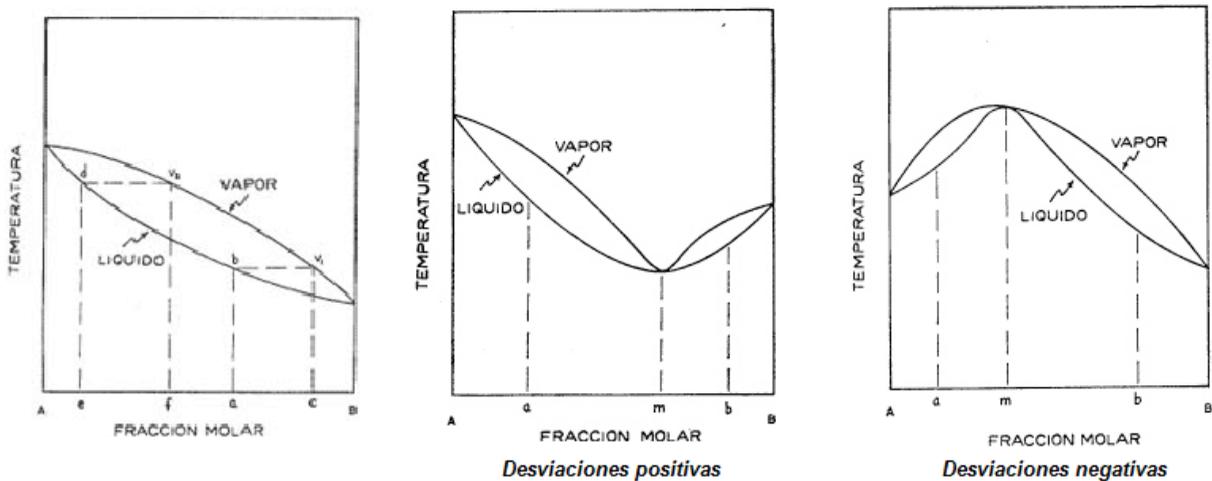
Conocidos V_1 y V_2 , volúmenes de cada componente en cada fracción de destilado, se puede calcular la composición remanente en el balón. Conocidas las composiciones en volumen, se calculan las fracciones molares de los destilados y la de los remanentes en el balón. Se toma la temperatura a la cual destila una fracción, como el valor medio entre la temperatura inicial y final de cada fracción. Luego, se puede representar gráficamente, a cada temperatura registrada, la composición del líquido que hierve y el vapor que destila.

Se repite la experiencia # 1 para una composición inicial diferente, de tal manera de cubrir en la forma más amplia posible el rango de fracciones molares. Se incluyen todos los resultados en el mismo gráfico.

Se repite luego, trabajando con los sistemas #2 y # 3.

Como en la simulación anterior la guía para el alumno contiene una serie de preguntas para afianzar conocimientos:

- 1) ¿Cómo se define la temperatura de ebullición de un líquido?
- 2) A continuación se muestran 3 gráficos típicos que pueden ser resultados de estas experiencias. ¿Cómo se vinculan con los resultados que Ud. obtuvo?



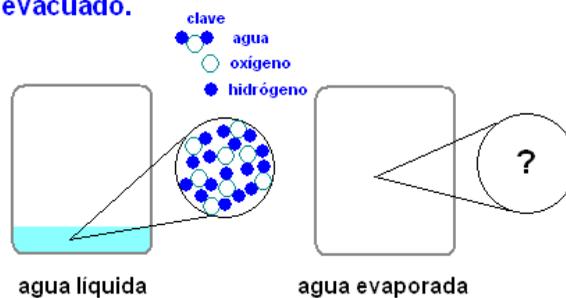
- 3) ¿Qué tipo de diferencias presentan los tres sistemas estudiados?.
- 4) ¿Es posible separar los componentes del sistema #1 con un equipo de destilación fraccionada?
- 5) ¿Y los sistemas #2 y #3?. ¿Qué puede obtenerse en estos casos y de que depende?
- 6) ¿Cómo puede diferenciar un azeótropo de un compuesto definido, en un proceso de cambio de fase?

Problemas de líquidos y soluciones (P6.1)

Problema 1

En la Figura 5 se muestra una imagen de la pantalla del programa con el enunciado del problema 1.

1) El círculo de la izquierda muestra una vista magnificada de una pequeña porción de agua líquida, en un recipiente cerrado y evacuado.



¿Cuál será la vista magnificada, del agua cuando se evapora?

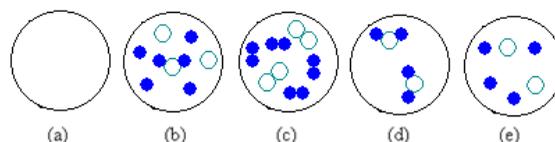


Figura 5.- Enunciado del problema 1

Se trata de un típico problema conceptual que fuera propuesto hace algunos años por Robinson y Nurrenbern (2006) y Haláková y Proks̃a (2007).

Como se mencionó en la introducción la ubicación de las imágenes, para seleccionar la respuesta correcta, no está siempre en el mismo lugar y su ubicación se determina al azar por el programa. En este caso el resultado correcto está en "d". Esta pregunta relaciona el mundo macroscópico con el microscópico.

Problema 2

2) Para medir la presión de vapor de un líquido, un alumno improvisó un barómetro, invirtiendo un tubo lleno con mercurio, cerrado en un extremo, sobre una cubeta conteniendo este metal. Luego, ayudándose con un gotero acodado introdujo por la parte de abajo del tubo unas gotas del líquido. Trabajó a temperatura ambiente. Encuentre la presión de vapor del líquido a la temperatura de trabajo. Para ello simule la experiencia y obtenga los datos que necesite.

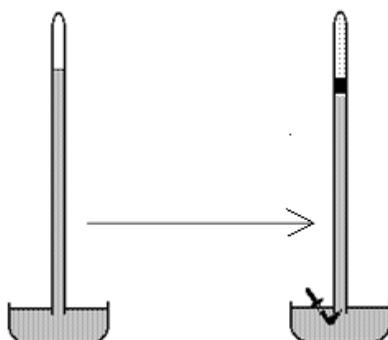


Figura 6.- Enunciado del problema 2

En la Figura 6 se muestra la imagen de la pantalla con el enunciado del problema 2. En una pantalla posterior se elige un líquido dentro de ciertas opciones y la temperatura de medición. Una vez seleccionado el líquido y la temperatura (en este caso 2-Clorobutano a 22,1°C), en la Figura 7 se ve la secuencia de imágenes que aparecen en la simulación:

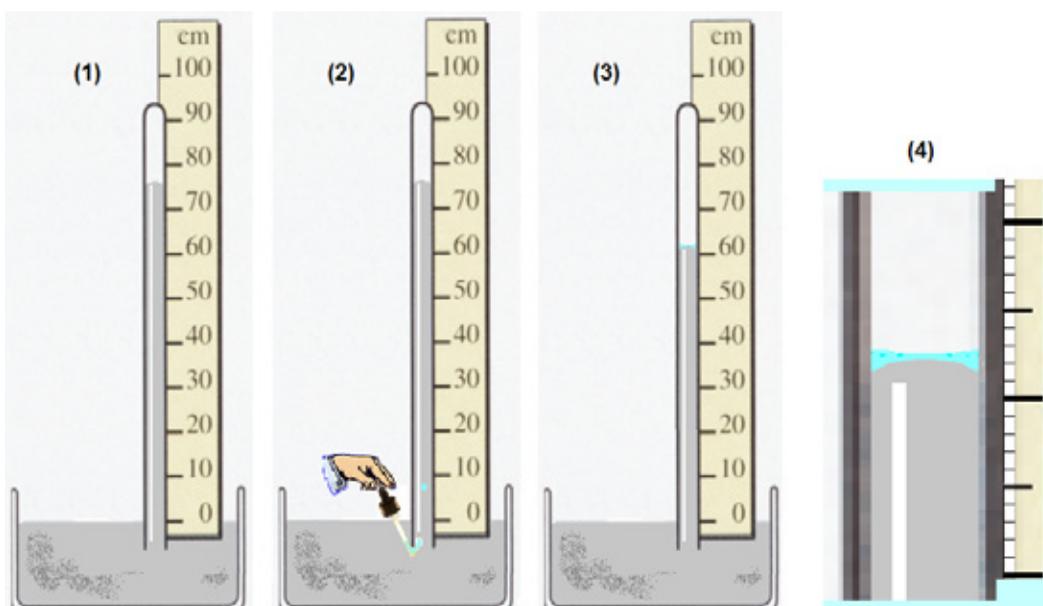


Figura 7.- Secuencia de imágenes durante la simulación

- 1) Aspecto inicial del barómetro
- 2) Se agrega una gota del líquido seleccionado el cual asciende dentro de la columna de Hg (animación)
- 3) Situación una vez que el líquido llega a la superficie del Hg
- 4) Pulsando la tecla "ver imagen ampliada" se ve el menisco a fin de poder hacer la lectura de la altura de la columna.

Una vez medida la altura se calcula la presión de vapor, en torr, y se le informa al programa que responde sobre si el valor es correcto o no. En este problema el programa tiene una tolerancia de ± 6 torr respecto del valor tabulado. A fin de simplificar la actividad la presión inicial se toma siempre como 760 torr.

CONCLUSIONES

El uso de simulaciones se presenta como una interesante alternativa para complementar las actividades de laboratorio, teoría y problemas en los cursos de química general. En el caso particular de líquidos y soluciones, varios de los programas son utilizados corrientemente en nuestros cursos regulares de química general para la licenciatura de ciencias biológica en la UNPSJB. En particular los programas S6_1, S6_2, S6_5, S6_7 y S6_10 son particularmente útiles para nuestros alumnos ya que les facilitan la comprensión de las actividades, que sobre esos temas, realizan en el laboratorio. Al simular experiencias en el aula o en sus casas, que no ejecutaron en el laboratorio, genera en muchos de ellos

nuevas preguntas hacia los docentes, ampliando de esa manera la mejor comprensión del tema. Paralelamente al uso en nuestros cursos, estos y otros programas son regularmente presentados por el autor en talleres que dicta en distintas universidades para profesores universitarios, alumnos de profesorado y docentes de escuela media, los cuales tienen generalmente una buena acogida. Los realizados durante los dos últimos años se listan en la bibliografía (Baggio, 2018).

Una copia de los instalables de algunos de los programas conjuntamente con las guías para el alumno se encuentran disponibles, sin cargo, para los lectores interesados que se lo soliciten al autor por correo electrónico.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Babor, J.A. y J. Ibarz Aznárez. (1968). *Química general moderna*. (p.393). Barcelona: Marín.
- Baggio, S. (2009). Simulaciones en un curso de química básica, como complemento de las actividades de aula y laboratorio, con un enfoque de investigación guiada. *Educación en la Química*, 15, 1, 41-53.
- Baggio, S. (2010). Las simulaciones como una forma de efectivizar la unidad teórico-práctica en un curso de química general: ejemplificación en el caso particular del tema gases. *Educación en la Química*, 16, 2, 109-120.
- Baggio, S. (2018). Las simulaciones como un elemento integrador en cursos de química básica, Taller de 30 hs en la Universidad Nacional de Salta. Salta. Argentina, 2016, Simulaciones computacionales como estrategia para la enseñanza de la química, Taller de 24 hs en la Universidad Austral de Chile. Valdivia, Chile, 2018, El Rol de los juegos en el aprendizaje de la química: Uso de herramientas informáticas para su implementación, REQ XVIII, Universidad Nacional del Río IV, Río IV, Córdoba, Agosto 2018.
- Barke, H.D., Hazari, A. y S. Yibarek. (2009). *Misconceptions in chemistry: Addressing perceptions in chemical education*; Berlín: Springer.
- Blaedel, W.J. y V.W. Meloche. (1963). *Elementary quantitative analysis: theory and practice 2nd Ed.* (pp.510-518). New York; Harker y Row, Publishers
- Bodner, G.M. (1986). Constructivism: A theory of knowledge. *Journal of Chemical Education*, 63, 10, 837-878.
- de Jong, T. (2011). Instruction based on computer simulations. En Mayer, R.E. y P.A. Alexander (Eds.), *Handbook on Research on Learning and Instruction* (pp.446-466). New York: Routledge.

- Gabel, D. (1999). Improving teaching and learning through chemistry education research: A look to the future. *Journal of Chemical Education*, 76, 4, 548–554.
- Gabel, D. (2005). Enhancing students' conceptual understanding of chemistry through integrating the macroscopic, particle, and symbolic representations of matter. En Pienta, N.J., Cooper, M.M. y T.J. Greenbowe (Eds), *Chemists' guide to effective teaching, Vol. I*. (pp77-88). Upper Saddle River, NJ: Prentice Hall Series in Educational Innovation; Prentice Hall.
- Gilbert, J.K. y D. Treagust. (2009). *Multiple representations in chemical education*, Dordrecht: Springer-Verlag.
- Haláková, Z. y M. Proks' a. (2007). Two kinds of conceptual problems in chemistry teaching. *Journal of Chemical Education*, 84, 1, 172-174.
- Herron, J.D. (1975). Piaget for chemists. Explaining what "good" students cannot understand. *Journal of Chemical Education*, 52, 3, 146–150.
- Herron, J.D. y S.C. Nurrenbern. (1999). Chemical education research: Improving chemistry learning. *Journal of Chemical Education*, 76, 10, 1353–1361.
- Johnstone, A. H. (2006). Chemical education research in Glasgow in perspective . *Chemistry Education Research And Practice*, 7, 2, 49–63.
- Johnstone, A.H. (2010). You can't get there from here. *Journal of Chemical Education*, 87, 1, 22–29.
- Kirschner, P.A., Sweller, J., y R.E. Clark. (2006). Why minimally guided instruction does not work. *Educational Psychologist*, 41, 2, 75–86.
- Mahan, B.M. y R.J. Myers. (1987). *University chemistry. 4th Ed.* (pp.142-145). California: The Benjamin/Cummings Publishing Co, Inc.
- Mayer, R.E. (2009). *Multimedia learning* (2nd Ed.). New York: Cambridge University Press.
- Palmer, W.G. (1966). *Química física experimental* (pp.65-73), Buenos Aires: Eudeba.
- Papert, S. (1980). *Mindstorms: Children, computers, and powerful ideas*. New York: Basic Books.
- Partington, J.R. (1950). *Química general e inorgánica* (p.101), Madrid: Dossat.
- Renner, J.W. (1984). Two theories of learning: In one we believe, the other we use. *ChemTech*, August, 462-467.

- Rieber, L.P. (2005). Multimedia learning in games, simulations, and microworlds. En: Mayer, R.E. (Ed), *The Cambridge Handbook of Multimedia Learning* (pp.549-567). New York: Cambridge University Press.
- Robinson, W.R. y S.C. Nurrenbern. (2006). *Conceptual Questions (CQs)*. En: <http://jchemed.chem.wisc.edu/JCEWWW/Features/CQandChP/CQs/CQIntro.html>.
- Taber, K. (2002). *Chemical misconceptions: Prevention, diagnosis, and cure, Vol.I*, London: Royal Society of Chemistry.
- Talanquer, V. (2011). Macro, submicro, and symbolic: The many faces of the chemistry "triplet". *International Journal of Science Education*, 33, 2, 179–195.
- Tobias, S., y T.M. Duffy (Eds.). (2009). *Constructivist instruction. Success or failure?* New York: Routledge.
- Weaver, G.C. (2009). Teaching to achieve conceptual change. En: Pienta, N.J., Cooper, M.M. y T.J. Greenbowe (Eds), *Chemists' guide to effective teaching, Vol. II* (pp.35–48), Upper: Prentice Hall Series in Educational Innovation. Saddle River, NJ.