

Universidad del Valle de Guatemala

Colegio Universitario

Química General

**AUXILIAR: ANDREA MENDOZA**

**AUXILIA: DAVID PALENCIA**

# Práctica No. 14

## PROPIEDADES COLIGATIVAS

José Pablo Cifuentes Sánchez

Carnet: 17509

Sección: 41; Mesa: 6

Fecha de Entrega: 11/05/2017

## Sumario.

En esta práctica se cumplió con el objetivo de determinar el efecto de la disolución de un electrolito fuerte o débil en el aumento del punto de ebullición del agua, determinar el peso molecular de las sustancias puras y finalmente determinar el coeficiente de van't Hoff de la sustancia electrolito fuerte. En la técnica, se determinó el aumento del punto de ebullición del etilenglicol y cloruro de sodio, se encontró la masa molar de dichas sustancias puras y se calculó el coeficiente de van't Hoff. Esto se llevó a cabo con la ayuda de un balón de fondo plano, tapón de hule, termómetro, probetas, perlas de ebullición, mechero y chispero y balanza. Se utilizó reactivos como etilenglicol, cloruro de sodio u agua destilada. En la primera prueba se observó que el punto de ebullición del agua fue de 92 °C. En la segunda prueba se observó que la disolución de etilenglicol y agua tuvo un punto de ebullición de 95°C, se calculó que el etilenglicol poseía una masa molar de 46.25g/mol con un porcentaje de error de 25.49%. En la tercera prueba se observó que la disolución de cloruro de sodio y agua tuvo un punto de ebullición de 99 °C, se calculó una masa molar de 37.5g/mol con un porcentaje de error de 36.58%. Se calculó el factor de van't Hoff, el cual fue de 3.058. Conociendo este valor fue posible calcular el porcentaje de disociación, el cual fue de 152.9%. Entre las fuentes de error se citan no medir exactamente la temperatura de ebullición y no calentar las disoluciones con una llama suave. Así, se recomienda efectuar las pruebas con llama suave, tener cuidado de no perder las perlas de ebullición y tener precaución mientras se trabaja con el mechero.

## Datos, cálculos y resultados.

Cuadro 1. Pesos.

Nombre	Peso (±0.001g)
Etilenglicol	6.3g
Probeta	22.35g
Etil + Probeta	28.729g
NaCl	6.3g
Agua	25g

Cuadro 2. Puntos de Ebullición de Reactivos.

Reactivo	Punto de Ebullición
Agua Destilada	92°C
Agua + Etilenglicol	95 °C
Agua + NaCl	99 °C

Cuadro 3. Porcentaje de error de Etilenglicol.

$$\frac{|62.07^{g/mol} - 46.25^{g/mol}|}{62.07^{g/mol}} \times 100\% = 25.49\%$$

Cuadro 4. Porcentaje de error del Cloruro de Sodio.

$$\frac{|58.44 \text{ g/mol} - 37.06 \text{ g/mol}|}{58.44 \text{ g/mol}} \times 100\% = 36.58\%$$

### Discusión de resultados

En esta práctica se cumplió con el objetivo de determinar el efecto de la disolución de un electrolito fuerte o débil en el aumento del punto de ebullición del agua, determinar el peso molecular de las sustancias puras y finalmente determinar el coeficiente de van't Hoff de la sustancia electrolito fuerte. En la técnica, se determinó el aumento del punto de ebullición del etilenglicol y cloruro de sodio, se encontró la masa molar de dichas sustancias puras y se calculó el coeficiente de van't Hoff.

En la primera prueba, se calentó con una llama muy suave 25mL de agua, con la ayuda de un termómetro se determinó que el punto de ebullición fue a los 92°C. Normalmente el punto de ebullición del agua es a los 100°C, esta es afectada por la presión y disminuye significativamente a 92°C debido a la altura al nivel del mar a la que se realizó el experimento (Gennaro, 2003).

En la segunda prueba se creó una disolución de etilenglicol y agua, en este caso el etilenglicol es el soluto y el agua el disolvente. Esta disolución se calentó con una llama muy suave, con la ayuda de un termómetro se determinó que el punto de ebullición fue a los 95°C. Este resultado era el esperado ya que la propiedad coligativa de la elevación del punto de ebullición nos dice que las soluciones que contienen solutos no volátiles, presentan puntos de ebullición más altos que los solventes puros (Gennaro, 2003). Se obtuvo un cambio de punto de ebullición de 3°C, ya que teníamos la masa del agua (0.025kg) y su constante ebulloscópica (0.52 kg\*°C/mol), se pudo calcular los moles del soluto en la disolución, 0.144 moles. Con estos datos fue posible encontrar la masa molar del etilenglicol, la cual fue 46.25 g/mol, con un porcentaje de error de 25.49% (Gennaro, 2003).

En la tercera prueba se creó una disolución de cloruro de sodio y agua, donde el cloruro de sodio es el soluto y el agua el disolvente. Esta disolución se expuso a una llama muy suave, con la ayuda de un termómetro se determinó que el punto de ebullición fue de 99°C. Se obtuvo un cambio de ebullición de 7°C. Al igual que la prueba anterior con los datos que teníamos se calculó los moles del cloruro de sodio. En este caso se debe incluir el factor de van't Hoff, que es la cantidad de átomos en que se divide la molécula (Atkin y Jones, 2006). En este caso el factor es 2. Efectuando los cálculos se obtuvo 0.168 moles. Con este dato se obtuvo una masa molar de 37.5 g/mol con un porcentaje de error de 36.58%.

Finalmente, con los valores obtenidos en las pruebas anteriores, se calculó el factor de van't Hoff, el cual fue de 3.058. Conociendo este valor fue posible calcular el porcentaje de disociación, el cual fue de 152.9%. Esto significa que las moléculas se dividen en moléculas más pequeñas (Atkin y Jones, 2006).

Entre las fuentes de error se citan no medir exactamente la temperatura de ebullición y no calentar las disoluciones con una llama suave. Así, se recomienda efectuar las pruebas con llama suave, tener cuidado de no perder las perlas de ebullición y tener precaución mientras se trabaja con el mechero.

## Conclusiones

- El punto de ebullición de las disoluciones es mayor a la del agua.
- El factor de van't Hoff es mayormente utilizado en compuestos iónicos, ya que los compuestos no iónicos el valor es igual a 1.
- El punto de ebullición de la disolución con electrolito fuerte fue mayor a la disolución con electrolito débil.

## Apéndice

### Ecuaciones:

$$\Delta T_b = K_b * m * i$$

$$\Delta T_f = K_f * m * i$$

$$\pi = M * R * T * i$$

### Reacciones:

No hay.

### Problema del libro

¿Cuál es el punto de ebullición de una solución acuosa de sacarosa 1,25 m,  $K_{eb}=0,512^{\circ}\text{C}/\text{m}$ ?

$$\Delta T_{eb} = 0.512 (^{\circ}\text{C}/\text{m}) \times 1.25 (\text{m}) = 0.64^{\circ}\text{C}$$

$$P.\text{eb. disolución} = \Delta T_{eb} - P.\text{eb. disolvente puro} = 0.64^{\circ}\text{C} + 100^{\circ}\text{C} = 100.64^{\circ}\text{C}$$

(Chang y Goldsby, 2013).

### Factores de van't Hoff

Compuesto	Valor de "i"
Sulfato de magnesio	2
Glucosa	1
Fosfato de amonio	4
Etilenglicol	1
Cloruro de sodio	2

### Situaciones reales:

1. **Disminución en el punto de congelación:** al hacer una mezcla de hielo y sal, el punto de congelación bajará y el hielo se convertirá en líquido. Aparentemente se ha perdido el frío, sin embargo, la mezcla está más fría que los cubos de hielo sólidos (Martínez, 2007).

2. **Descenso de la presión de vapor:** Las cafeteras express que tiene una válvula por la cual libera vapor de agua para generar la espuma en el café con leche (Martínez, 2007).
3. **Ascenso del punto de ebullición:** Cuando se hace fideos y al agua se le echa sal (cloruro de sodio), eso hace que aumente el punto de ebullición (Martínez, 2007).
4. **Presión osmótica:** Cuando se absorbe el agua por el intestino grueso, esta pasa a las células epiteliales por ósmosis y luego vuela a salir (Martínez, 2007).

## Referencias

Martínez, R. (2007). Química: un proyecto de la American Chemical Society. Barcelona: Recerté.

Chang, R. y Goldsby, K. (2013). Química. México, D.F: Mc Grall Hill.

Atkin, P. y Jones, L. (2006). Principios de química. Buenos Aires: Médica Panamericana.

Gennaro, A. (2003). Remington: Farmacia. Buenos Aires: Médica Panamericana.