

COMPARACIÓN TEÓRICO-EXPERIMENTAL DEL AUMENTO EBULLOSCÓPICO (Δt_e) (propiedades coligativas)

Objetivo/s

Las propiedades coligativas de las disoluciones son las que **dependen del número de partículas del soluto** y no de su naturaleza química, es decir, que da igual que soluto sea, pero si el número de partículas que lo compongan. Si comparamos tres solutos con la misma concentración: **sacarosa** (una partícula disuelta), **NaCl** (dos partículas disueltas) y **CaCl₂** (tres partículas disueltas). Misma concentración para este último, 3 veces más partículas disueltas.

El PH, el color o el sabor no son propiedades coligativas, si que lo son el **ascenso ebulloscópico**, el **descenso crioscópico**, la **presión de vapor** y la **presión osmótica**.

Material

Medidor de sonda digital de temperatura, balanza, vaso de 250 ml, trípode-rejilla, probeta de 250 ml, mechero, varilla agitadora, espátula, guantes y gafas protectoras

Azúcar (sacarosa), cloruro sódico NaCl, cloruro cálcico CaCl₂ y agua destilada

Procedimiento y montaje

- 1) Colocar un vaso de 250 ml encima de un trípode-rejilla y mechero. Poner agua destilada que ocupe la mitad del vaso. Poner el mechero debajo y calentar hasta ebullición, momento en el que colocamos la sonda del medidor de temperatura digital. La anotamos en la tabla.
NOTA.- La temperatura tendrá que ser aproximadamente 100 °C, pero habrá que señalar la que marque, debido a que varía con la presión atmosférica del lugar
- 2) En una balanza se pesan 10,0 g de de sal **cloruro de sodio NaCl** (en un papel o en una vidrio de reloj) y se echan al agua hirviendo, a la vez que se sigue disolviendo con ayuda de un agitador de vidrio. Comprobaremos que al disolver a esa temperatura, el agua deja de bullir. Y al seguir calentando hasta que nuevamente bulla, la temperatura se habrá elevado. Anotar en la tabla la nueva temperatura.
- 3) Con ayuda de una bayeta para no quemarte las manos, se echa la disolución a una probeta de 250 ml y se comprueba el volumen de la DISOLUCIÓN.
- 4) Se puede repetir con **cloruro cálcico CaCl₂** y **azúcar**, para comprobar el aumento mayor del primero y la disminución del segundo. También podemos hacer que un grupo lo haga con unos solutos y otro con otros. Comparar y analizar conjuntamente.

ANÁLISIS DE DATOS

TABLA DE DATOS BRUTOS Y PROCESADOS

A) AUMENTO EBULLOSCÓPICO EXPERIMENTAL

	DATOS	RESULTADO
Temperatura del disolvente agua (t_d) \pm _____ °C		$\Delta t_e (E) =$ _____ °C
Temperatura de la DISOLUCIÓN (t_D) \pm _____ °C		

B) AUMENTO EBULLOSCÓPICO TEÓRICA (como los hechos en clase)

Masa de soluto disuelta $m_{\text{SOLUTO}} = \underline{\hspace{2cm}}$ g

Volumen de Disolución $V_{\text{DISOLUCIÓN}} = \underline{\hspace{2cm}}$ ml

Constante ebulloscópica del agua = $0,52 \text{ } ^\circ\text{C/mol.Kg}^{-1}$

Calcular la molalidad de la Disolución

¿Cuál será el aumento ebulloscópico de una disolución formada?

$$\Delta t_e = K_e \cdot m \quad \Delta t_e (T) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ } ^\circ\text{C}$$

c) Calcular el grado de discrepancia o desvío que has obtenido.

$$[\Delta t_{\text{TEÓRICO}} - \Delta t_{\text{EXPERIMENTAL}}]$$

$$\% \text{ Desvío} = \frac{\hspace{2cm}}{\Delta t_{\text{TEÓRICO}}} \times 100$$

$$\Delta t_{\text{TEÓRICO}}$$

$$[\underline{\hspace{2cm}} - \underline{\hspace{2cm}}]$$

$$\% \text{ Desvío} = \frac{\hspace{2cm}}{\hspace{2cm}} \times 100 = \underline{\hspace{2cm}} \%$$

¿Por qué esa desviación? ¿qué errores sistemáticos y aleatorios has cometido? ¿cómo se podría mejorar los resultados obtenidos?.

--	--