

OBJETIVOS.

- Determinar la constante crioscópica de un solvente.
- Calcular el peso molecular de un soluto desconocido.
- Investigar algunas de las propiedades coligativas que resultan como consecuencia de la disminución de la presión de vapor de una solución con respecto a un solvente puro.
- Expresar el significado de i en la ecuación para el descenso crioscópico.

PREGUNTAS.

- Como se define el punto de congelación de una solución ?

Es la temperatura a la cual se encuentran en equilibrio el estado sólido y el estado líquido, para una sustancia pura, es igual al punto de fusión.

- Se tiene dos soluciones acuosas una de glucosa (PM=180) 0.1 molal y otra de sacarosa (PM=342) 0.1 molal. Cual de las dos presenta mayor descenso crioscópico. Explicar.

Como el descenso crioscópico es:

$\Delta T = K_f m$ en ambos casos $m=0.1$ =constante, luego ΔT depende de K_f y como $K_f = \frac{RT_f^2}{PM}$

$\Delta T_f \times 1000$

y sabemos que T_f aumenta con el aumento de PM, entonces a mayor PM, mayor K_f y por lo tanto también mayor descenso crioscópico. Como $PM_{sacarosa} = 342$ y es mayor que $PM_{glucosa} = 180$ se puede concluir que la sacarosa presenta mayor descenso crioscópico.

- Las propiedades coligativas resultan como consecuencia de la disminución de la presión de vapor de una solución con respecto al solvente puro. Consultar y mostrar el diagrama presión Vs temperatura como se ilustra la disminución del punto de congelación.

La disminución de la temperatura de congelación y la elevación de la de ebullición pueden ilustrarse en el diagrama normal de fases del disolvente, mostrado para el agua por las curvas continuas como se muestra en el siguiente gráfico:

\

- Consultar cual es el calor de fusión del fenol a su temperatura de fusión y determinar su constante crioscópica.
- Para solutos electrolitos y disociables la ecuación para el descenso crioscópico se escribe así:

$\Delta T = i \times K_f \times m$ Que expresa la i en esta ecuación?

La i expresa el número de moléculas del compuesto debido a una mol de electrólito se disocia en el solvente y debido a esta disociación, en la solución habrá mas de una mol de partículas o de moléculas del compuesto pero esto no se da con los no electrolitos. Una solución que se identifique como 1 molar, tendrá un punto de congelación de 1.86°C más bajo que el agua pura, mientras que una solución marcada NaCl 1molar tendrá un punto de congelación de $2 \times 1.86 = 3.72^\circ\text{C}$ mas bajo que el agua pura.

- Mencionar tres aplicaciones prácticas de las propiedades coligativas.

Las propiedades coligativas de una solución se expresan simplemente en función de la actividad racional del solvente. Si P es la presión de vapor sobre la solución y a la actividad del solvente, entonces $a = p / p_0$, si se evalúa a con base en mediciones de la presión de vapor a varias concentraciones, estos valores se pueden emplear para calcular la disminución de la temperatura de congelación, el aumento de la de ebullición, el peso molecular de la solución y la presión osmótica a cualquier concentración.

En medicina, el efecto osmótico se utiliza por ejemplo en la prescripción de dietas libres de sal en ciertos casos de una retención anormalmente alta de fluidos en el cuerpo.

CALCULOS.

- Realizar un gráfico de temperatura Vs tiempo para el solvente puro y las dos soluciones y calcular el descenso del punto de congelación de estas últimas.
- Evaluar la constante crioscópica del solvente.

"Hf = 11723218.26 J/mol (encontrado en tablas)

$$K_f = \frac{8.317 \text{ J} \times 287.82 \text{ K}^2 \times 60 \text{ gr} \times \text{mol} \times \text{Kg} \times 1000 \text{ gr}}{\text{mol} \times \text{K} \times 11723218.26 \text{ J} \times 1000 \text{ gr} \times \text{mol} \times 1 \text{ Kg}}$$

$$\text{mol} \times \text{K} \times 11723218.26 \text{ J} \times 1000 \text{ gr} \times \text{mol} \times 1 \text{ Kg}$$

$$K_f = 3.52 \text{ gr K/mol}$$

- Calcular el peso molecular de la muestra desconocida.
- Calcular el porcentaje de error en la evaluación de la constante crioscópica.

$$K_f = 3.57 \text{ gr k/mol para el ácido acético}$$

$$\% \text{ error} = \frac{V_{\text{teorico}} - V_{\text{experimental}}}{V_{\text{teorico}}} \times 100$$

$$V_{\text{teorico}}$$

$$\% \text{ error} = 1.4$$

CONCLUSIONES.

- El descenso del punto de congelación del solvente en una solución se denomina el descenso crioscópico y constituye una de las propiedades coligativas de las soluciones.
- Con el valor de K_f es posible determinar el peso molecular de cualquier soluto desconocido por evaluación del descenso del punto de congelación.

P

1atm

T₁ T₁ T_b T_b

a

b

T

•