

Fundamento teórico: Basándonos en la siguiente fórmula $T_{\text{disolución}} - T_{\text{disolvente puro}} = -K_f \cdot \frac{n_{\text{solute}}}{\text{Kg disolvente}}$

nuestro objetivo es calcular el número de moles de soluto. De ahí se puede deducir que tenemos que repetir el experimento 2 veces, una con la disolución y otra solo con el disolvente para conocer la temperatura final de ambos. Conociendo la constante crioscópica del agua destilada, 1.86 K Kg/mol , y los Kg de disolvente empleado, podemos despejar los moles de soluto. Realizando un factor de conversión con el dato de masa de urea, pesado anteriormente, sacamos su masa molecular.

La bajada de temperatura, viene dada por el efecto criogénico que ejerce la sal en el hielo, aumentando el rango de la fase líquida en el diagrama de fases.

Gracias a esto se da el fenómeno del descenso crioscópico que consiste en que habrá que bajar mucho más la temperatura para congelar y subirla más para ebullición. Esto se aplica a por que ponemos sal en las carreteras y cuando cocinamos la pasta