

DEMO 154

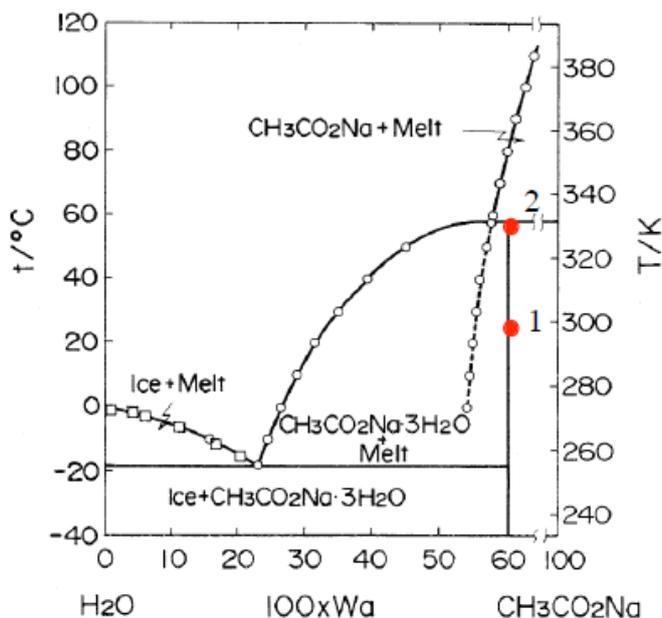
Calientamanos



Autor de la ficha	Javier Cervera, José Antonio Manzanares, Javier Garrido
Palabras clave	Líquido en equilibrio metaestable, diagrama de fases de mezclas binarias
Objetivo	Se provoca la transición desde líquido metaestable a sólido estable. En pocos segundos la temperatura evoluciona desde la del ambiente hasta los 58 °C.
Material	Disolución acuosa de acetato sódico
Tiempo de Montaje	1 minuto

La bolsa del calentamanos contiene una disolución acuosa de acetato sódico en fase líquida. A la temperatura ambiente la disolución se encuentra en equilibrio metaestable (estado ● 1). Al hacer clic en una pieza metálica contenida en la bolsa se provoca la transición a la fase sólida. Se puede apreciar muy bien el avance de la transición líquido→sólido. Pasado un minuto todo el contenido de la bolsa se encuentra en fase sólida (estado ● 2) a la temperatura de 58 °C.

La Fig. 1 muestra el diagrama de fases de la mezcla H₂O + CH₃COONa [1]. Tres son las



variables de estado de esta mezcla: temperatura T , presión p y fracción másica del soluto $W_a = m_a/(m_{\text{agua}}+m_a)$. Las líneas señaladas con círculos, líneas *liquidus*, separan dos regiones de la fase líquida: la de los estados estables y la de los estados metaestables. En fase sólida solo existen estados en equilibrio estable para $W_a = 0\%$ (hielo), $W_a = 60\%$ (acetato sódico trihidratado) y $W_a = 100\%$ (acetato sódico).

Un sistema en un estado metaestable tiende siempre a evolucionar espontáneamente a estados estables. Las disoluciones acuosas del acetato sódico pueden permanecer en estado metaestable largos periodos de tiempo (años).

Figura 1: Diagrama de fases a la presión de 1 atm

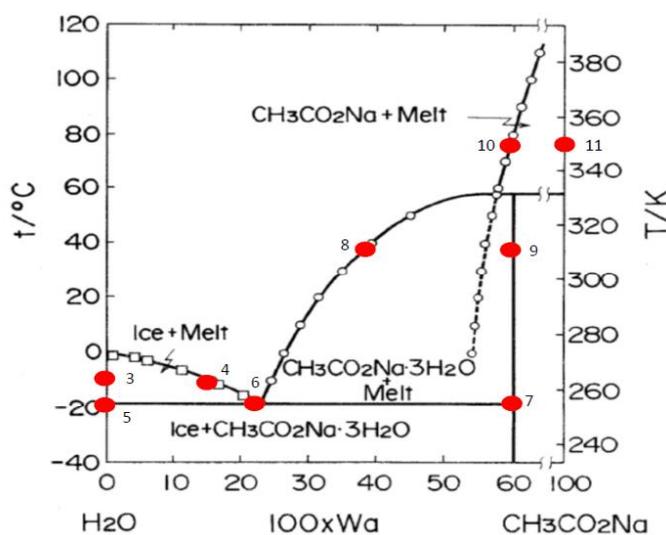
Una disolución líquida en el estado 1, es una disolución en equilibrio metaestable. Al perturbar la disolución líquida con un clic, se forma un pequeño cristal de acetato sódico trihidratado que crece hasta que toda la disolución líquida se transforma en fase sólida. Entonces la temperatura del sólido alcanza los 58 °C.

El proceso 1→2 es aproximadamente adiabático e isobárico, de modo que no hay variación neta de la entalpía específica de la mezcla. La entalpía liberada en la cristalización $h_{\text{cristalización}} = h_{\text{sólido}} - h_{\text{líquido}} = -265 \text{ J g}^{-1}$ se compensa con la del aumento de temperatura $h_{\text{sólido}}(T_2) - h_{\text{sólido}}(T_1) = c(T_2 - T_1)$, donde c es la capacidad calorífica específica.

El proceso (líquido metaestable)→(sólido estable) que estamos observando es irreversible. En general, la variación del potencial de Gibbs de la mezcla, $\Delta g = g_{\text{sólido}} - g_{\text{líquido}}$, permite definir la afinidad del proceso $A = -\Delta g$ que varía con la temperatura: $A(T) > 0$ si $T_1 < T \leq T_2$, $A(T_2) = 0$ y $A(T) < 0$ si $T > T_2$.

Cómo se construye el diagrama de fases

Midiendo la temperatura y la concentración de las fases líquida (L) y sólida (S) de los sistemas heterogéneos: 3(S)-4(L); eutéctico 5(S)-6(L)-7(S); 8(L)-9(S); 10(L)-11(S).



Bibliografía

1. T. Wada, Heat storage capacity of sodium acetate trihydrate during thermal cycling, Solar Energy 33 (1984) 373-375.
2. B. Sandnes, The physics and chemistry of the heat pad, Am. J. Phys. 76 (2008) 546.
3. J. B. Berg et al., Thermal conductivity enhancement of sodium acetate trihydrate by adding graphite powder and the effect on stability of supercooling, Energy Procedia, 70 (2015) 249-256.