PRACTICA N° 2

CALOR DE DISOLUCIÓN DEL ÁCIDO BENZOICO

OBJETIVO:

El objetivo de este experimento es determinar el calor de disolución de un ácido orgánico (ácido benzoico, C₆H₅-COOH) midiendo su solubilidad a dos temperaturas distintas.

FUNDAMENTO:

Para una disolución ideal la solubilidad, a presión constante, de una sustancia no electrolítica en un disolvente determinado varía con la temperatura a través de las ecuaciones:

$$\ln s = -\frac{\Delta H}{RT} + kte \quad (1) \quad \text{ó bien} \quad \boxed{\ln \frac{s}{s'} = \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T'} - \frac{1}{T} \right)} \quad (2)$$

donde s y s' son las solubilidades en unidades de mol/L a las temperaturas T y T', AH es el calor de disolución medio en el intervalo de temperaturas usado y R es la constante de los gases.

El calor de disolución calculado de este modo es aproximadamente el calor medio de disolución en el intervalo de temperaturas estudiado y las ecuaciones anteriores suponen comportamiento ideal.

En este experimento el alumno medirá la solubilidad del ácido benzoico en agua a 25 °C (298 K, o mejor, la temperatura ambiente existente en ese momento en el laboratorio) y a 40 °C (313 K).

APARATOS Y PRODUCTOS:

Baños termostados a 40 °C, termómetro de 0 a 110 °C, vidrio de reloj, pipeta de 10 mL, pipeta de 25 mL, dos matraces Erlenmeyer de 250 mL, bureta con soporte y pinzas, dos erlenmeyers para titulación, probeta de 100 mL, embudo y aro, dos vasos de precipitado de 250 mL, fenolftaleína, hidróxido sódico y ácido benzoico.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

Preparación de 200 mL de NaOH 0.05 M.

La disolución la prepararemos a partir de hidróxido sódico 1 M, para ello calcularemos el volumen que habrá que tomar de esta última disolución para preparar la disolución deseada.

Cálculo de la solubilidad del ácido benzoico a 25°C (temperatura ambiente). Se pesan aproximadamente 0.8 g de ácido benzoico y se introducen en un matraz erlenmeyer añadiéndole posteriormente 100 mL de H₂O. El erlenmeyer se calienta hasta completa disolución. Observamos que el sólido que en un principio no se disolvió en el agua a temperatura ambiente, conforme aumentamos la temperatura se va disolviendo.

A continuación cogemos el erlenmeyer y lo enfriamos con un chorro de agua fría hasta 30-35 °C aproximadamente. Una vez se ha alcanzado esta temperatura se deja el erlenmeyer a temperatura ambiente hasta que se alcance el equilibrio térmico a 25 °C (temperatura ambiente). En estos momentos tendremos una disolución saturada de ácido benzoico a 25 °C.

Una vez alcanzado el equilibrio térmico, se procede separando el precipitado de la disolución por filtración con papel de filtro. Se toman 25 mL del filtrado (disolución saturada) y se valoran con NaOH 0.05 M utilizando como indicador la fenolftaleína. El proceso se repite una segunda vez.

Cálculo de la solubilidad del ácido benzoico a 40°C (313 K). Se pesan aproximadamente 2 g de ácido benzoico y se introducen en un matraz erlenmeyer añadiéndole posteriormente 100 mL de H₂O. El erlenmeyer se calienta hasta completa disolución.

Al igual que antes, cogemos el erlenmeyer y lo enfriamos con un chorro de agua fría hasta 50-55 °C aproximadamente. Una vez se ha alcanzado esta temperatura se deposita el erlenmeyer en un baño termostizado a 40 °C hasta que alcance el equilibrio térmico a esta temperatura. En estos momentos tendremos una disolución saturada de ácido benzoico a 40 °C.

Una vez alcanzado el equilibrio térmico, se procede separando el precipitado de la disolución por filtración con papel de filtro. Se toman unos 10 mL del filtrado (disolución saturada) y se valoran con NaOH 0.05 M utilizando como indicador la fenolftaleína. El proceso se repite una segunda vez.

EJERCICIOS PROPUESTOS:

A partir de los volúmenes de muestra, de hidróxido sódico gastados y de su molaridad, se calcula la solubilidad del ácido benzoico a cada temperatura. Aplicando después la ecuación (2) calcular el valor del calor de disolución (ΔH) del ácido benzoico.

Resultados:

	T ambiente = °C (K)		Temperatura = °C (K)	
	1ª	2ª	1ª	2ª
Volumen disolución (mL)				
V NaOH 0.05M (mL)				
Solubilidad s (mol/L)				
Solubilidad media				
$\Delta H =$				

OBSERVACIONES: