

PRACTICA 2 CONSTANTE DE EQUILIBRIO.

DISOLUCIÓN DEL KNO_3 .

I. OBJETIVO GENERAL

Estudiar el equilibrio de una reacción de disolución para determinar las propiedades termodinámicas asociadas a ésta.

II. OBJETIVOS PARTICULARES

- a) Determinar la solubilidad del KNO_3 a diferentes temperaturas.
- b) Determinar la influencia de la temperatura sobre la solubilidad del KNO_3 y sobre la constante de equilibrio.
- c) Obtener la constante de producto de solubilidad del KNO_3 .
- d) Obtener la constante de equilibrio de disolución del KNO_3 .
- e) Obtener las propiedades termodinámicas ΔG° , ΔH° y ΔS° para la reacción de disociación del KNO_3 .

III. PROBLEMA

Determinar el valor de la constante de equilibrio para la disolución del KNO_3 en el intervalo de temperatura de 60 a 20°C. Calcular el valor de ΔG° , ΔH° y ΔS° a estas mismas condiciones.



IV. CUESTIONARIO PREVIO

- Definir solubilidad e indicar las unidades en las que se expresa.
- ¿Qué es la constante del producto de solubilidad (K_s)?
- ¿Qué relación existe entre la constante de equilibrio y el ΔG° ? ¿Cómo se calcula el ΔG° de una reacción a partir de la constante de equilibrio?
- Investigar las entalpías de formación a 25°C de la tabla 1.
- Con la información de la tabla 1 calcular el ΔH° de la reacción de disolución.
- A partir de la ecuación de Gibbs-Helmholtz y la relación entre la constante de equilibrio y el ΔG , encontrar una relación entre la constante de equilibrio y el ΔH° .

Tabla 1. Entalpías de Formación

	ΔH°_f (kJ/mol)
$\text{KNO}_3 (s)$	
$\text{K}^+ (aq)$	
NO_3^-	

V. Reactivos y materiales

4 g de KNO ₃ (R.A.) Agua destilada	1 Probeta graduada de 25 mL con base de plástico. 1 Termómetro digital (-10 a 100°C) 1 Bureta. 1 Soporte. 1 vaso Berzelius 1 resistencia eléctrica de calentamiento.
---	--

VI. PROPUESTA DEL DISEÑO EXPERIMENTAL

Llevar a cabo una discusión grupal, identificar las variables involucradas y plantear la hipótesis para proponer el diseño del experimento que pueda conducir a la resolución del problema planteado (considerar que en el laboratorio se dispone del material indicado en el punto V).

VII. DATOS, CÁLCULOS Y RESULTADOS

1. Registrar los datos experimentales de temperatura y volumen total de la solución en la tabla 2. Calcular el número de moles del KNO₃ (anotar en la tabla 2).

TABLA 2. Datos experimentales.

Masa de KNO₃ = _____g

Presión Atmosférica _____

n KNO ₃ (mol)	vol. de agua agregado (mL)	vol. total de solución (mL)	temperatura (°C)	temperatura (K)
	3			
	1			
	1			
	1			
	1			
	1			
	1			

2. Algoritmo de cálculo

- Explicar cómo se calcula la constante de equilibrio de la disolución de KNO₃.
- Escribir la relación de la constante de equilibrio de la disolución del KNO₃ con la energía de Gibbs.
- Escribir la relación de la constante de equilibrio con la entalpía y entropía de reacción.

3. Cálculos.

Con los valores experimentales obtenidos en la tabla 2.

- Calcular la concentración de los iones (solubilidad) para cada evento. $[K^+] = [NO_3^-] = s$.
- Calcular la constante de equilibrio "K_s".
- Calcular ΔG° a partir de la constante de equilibrio para cada temperatura.
- Calcular ΔS° a partir de los valores de ΔG° obtenido para cada evento.

TABLA 3. Calculo de propiedades

Vol. total solución (mL)	Temp. (K)	1/T (K ⁻¹)	solubilidad "s" (mol/L)	K _c	ln K _c	ΔG° (J/mol)	ΔS° (J/mol K)

ΔH°(teórico) (25°C) = _____ J/mol.

VIII. ELABORACIÓN DE GRÁFICOS

1. Trazar la gráfica ln K vs 1/T. Analizar el comportamiento observado.

IX. ANÁLISIS DE RESULTADOS.

1. Calcular la pendiente y el coeficiente de correlación. ¿Qué representa esta pendiente? ¿Qué unidades tiene?
2. Comparar el valor del ΔH° obtenido experimentalmente con el teórico calculado a 25°C (calculado en el cuestionario previo.)
3. Calcular ΔS°_r a partir de los valores de ΔG°_r y ΔH°_r obtenidos para cada evento:
4. A partir de los resultados obtenidos para el ΔG°_r, ΔH°_r y ΔS°_r, discutir y contestar las siguientes preguntas:
 - a) ¿Es el proceso de disolver KNO₃ en agua espontáneo a todas las temperaturas estudiadas?
 - b) ¿Es una reacción que libera energía o que requiere energía?
 - c) ¿Es el valor de ΔS°_r consistente con el esperado para esta reacción?

X. CONCLUSIONES.

XI. MANEJO DE RESIDUOS.

Residuo	Cantidad	Riesgo	Forma de disposición

XII. BIBLIOGRAFÍA.

Chang, R. (2008) Fisicoquímica, Mc Graw Hill, 3ª ed., México.

Silberman, R. (1996) Solubility and Thermodynamics: An Introductory Experiment, Journal of Chemical Education, Vol. 73, 5, 426-427.