

**CONSTANTE DE EQUILIBRIO.
DISOLUCIÓN DEL KNO₃.**

Grupo: _____ Equipo: _____ Fecha: _____

Nombre(s): _____

I. OBJETIVO GENERAL

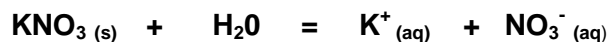
Estudiar el equilibrio de una reacción de disolución para determinar las propiedades termodinámicas asociadas a ésta,

II. OBJETIVOS PARTICULARES

- a) Determinar la solubilidad del KNO₃ a diferentes temperaturas
- b) Determinar la influencia de la temperatura sobre la solubilidad del KNO₃ y sobre la constante de equilibrio
- c) Obtener la constante de producto de solubilidad del KNO₃
- d) Obtener la constante de equilibrio de disolución del KNO₃
- e) Obtener las propiedades termodinámicas ΔG° , ΔH° y ΔS° para la reacción de disociación del KNO₃

III. PROBLEMA

Determinar el valor de la constante de equilibrio para la disolución del KNO₃ en el intervalo de temperatura de 60 a 20°C. Calcular el valor de ΔG° , ΔH° y ΔS° a estas mismas condiciones.



A.1. CUESTIONARIO PREVIO

1. Definir solubilidad e indicar las unidades en las que se expresa.
2. ¿Qué es la constante del producto de solubilidad (K_s)?
3. ¿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?
4. Investigar para el nitrato de potasio a 25°C las siguientes entalpías de formación: Tabla 1

	ΔH°_f (kJ/mol)
KNO ₃ (s)	
K ⁺ (aq)	
NO ₃ ⁻ (aq)	

5. Con la información de la tabla anterior calcular el ΔH° de la reacción de disolución.
6. 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° .

A.2. 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 **A3**). Anotar la propuesta en el Cuadro 1.

Cuadro 1. Variables, hipótesis y propuesta del diseño de experimento.

Variables.
Hipótesis.
Diseño de experimentos.

A.3. 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 Baño María (vaso de pp de 600 mL) 1 resistencia eléctrica de calentamiento
--	---

A.4. METODOLOGÍA EMPLEADA.

Describir detalladamente en el cuadro 2 la metodología empleada después de haber realizado el experimento.

Cuadro 2. Metodología empleada

--

A.5. 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 KNO_3 (anotar en la tabla 1).

TABLA 2. Datos experimentales.Masa de KNO_3 : 4 gramos

Presión atmosférica = _____ mmHg

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

a) Explicar cómo se calcula la Constante de equilibrio de la disolución de KNO_3 .

--

b) Escribir la relación de la constante de equilibrio de la disolución del KNO_3 con la energía de Gibbs.

c) Escribir la relación de la constante de equilibrio con la entalpía y entropía de reacción

Cálculos.

Con los valores experimentales obtenidos en la tabla 2.

a) Calcular la concentración de los iones (solubilidad) para cada evento. $[\text{K}^+] = [\text{NO}_3^-] = s$.

b) Calcular la constante de equilibrio " K_s ".

c) Calcular ΔG° a partir de la constante de equilibrio para cada temperatura.

d) Calcular ΔS° a partir de los valores de ΔG° obtenido para cada evento.

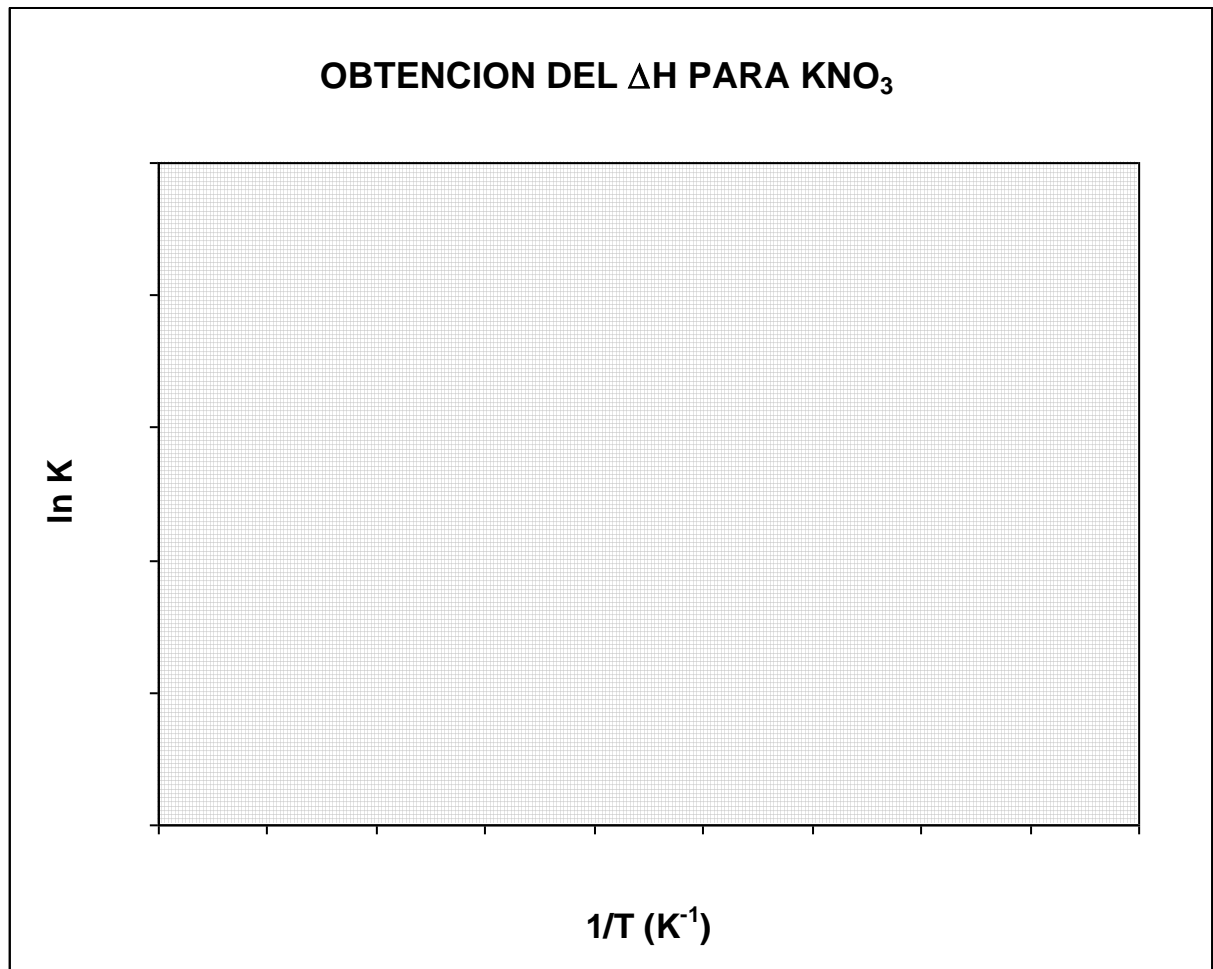
TABLA 2. Calculo de propiedades.

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

$\Delta H^\circ_{\text{(teórico)}} (25^\circ\text{C}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ J/mol.}$

A.6. ELABORACIÓN DE GRÁFICOS

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



A.7. ANÁLISIS DE RESULTADOS.

1. Calcular la pendiente y el coeficiente de correlación. ¿Qué representa esta pendiente?
¿Qué unidades tiene? Anotar los resultados obtenidos.

$m =$	$r^2 =$
-------	---------

2. Comparar el valor del ΔH° obtenido experimentalmente con el teórico calculado a 25°C (calculado en el cuestionario previo.)

$\Delta H_{\text{teórico}} =$
$\Delta H_{\text{experimental}} =$
% error =

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 KNO_3 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?

A.8. CONCLUSIONES.

--

A.9. MANEJO DE RESIDUOS.

Residuo	Cantidad	Riesgo	Forma de disposición

A.10. BIBLIOGRAFÍA.

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

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