



INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL

UNIDAD PROFESIONAL INTERDISCIPLINARIA DE BIOTECNOLOGÍA

DEPARTAMENTO DE BIONGENIERÍA

ACADEMIA DE INGENIERÍA BÁSICA

“MANUAL DE PRÁCTICAS DE TERMODINÁMICA”

Autores:

IBT .Amelia Romana Jiménez Rodríguez
M. en C. María Guadalupe Ordorica Morales

Plan de estudios 2006

CONTENIDO

	PÄG.
Introducción.....	3
Dimensiones y Unidades.....	
Determinación de la capacidad calorífica.....	5
Balances de energía en estado inestable, mezclado no ideal, intermitente de solución.....	9
Efectos térmicos I: Calor de reacción.	14
Efectos térmicos II: Energía libre de Gibbs.....	18
Efectos térmicos III: Calor latente de fusión.....	24
Presión de vapor.....	29
Propiedades parciales molares.....	38
Seminario: Gases ideales y reales.....	44
Tablas de conversión.....	45

INTRODUCCIÓN

El estudio de la termodinámica involucra la mayor parte de los sucesos de la vida diaria, desde las funciones biológicas de los seres vivos hasta complicados procesos industriales, los cuales implican balances de materia y energía para obtener un mejor aprovechamiento de los recursos involucrados en ellos.

Actualmente, es importante cuidar el ambiente y aprovechar los recursos naturales de la mejor manera, por lo que su transformación en satisfactores debe ser cuidadosamente planeada y controlada, siendo la termodinámica la disciplina metodológica que ofrece los fundamentos necesarios a los ingenieros para que desarrollen procesos que ofrezcan el máximo rendimiento con un ahorro considerable tanto de materiales como de energía.

Con este fin, se proponen las prácticas contenidas dentro de este manual, ya que aportan a los alumnos las bases para continuar el aprendizaje dentro del área de ingeniería, desarrollando habilidades y estrategias tanto técnicas como analíticas para la resolución futura de problemas relacionados con su área de estudio.

IBT Amelia Romana Jiménez Rodríguez
M. en C. María Guadalupe Ordorica Morales

RELACIÓN ENTRE UNIDADES TEMÁTICAS Y PRÁCTICAS

	Unidad Temática	Prácticas relacionadas (Número)
I.	Dimensiones y Unidades. Conceptos Básicos	1,2,3,4,5,6,7,8
II.	Primera Ley de la Termodinámica	1,2
III.	Propiedades de fluidos puros	6,8
IV.	Calorimetría	2,3,4,5
V.	Segunda Ley de la Termodinámica	4,8
VI.	Propiedades termodinámicas de los fluidos	4,6
VII.	Termodinámica de soluciones	7,8



LABORATORIO DE TERMODINAMICA

PRACTICA 1

DIMENSIONES Y UNIDADES

I. INTRODUCCIÓN.

Las leyes que rigen los fenómenos de la física se expresan mediante ecuaciones entre magnitudes físicas, como la presión, viscosidad, etc., que es preciso medir. La medida es un número expresado en un sistema de unidades.

Si se escogen tres magnitudes básicas o fundamentales y se asigna una unidad a cada una de estas tres magnitudes, las restantes magnitudes se denominan magnitudes derivadas y se pueden expresar en función de las tres magnitudes fundamentales; así como sus unidades, se denominan unidades derivadas y pueden expresarse en función de las tres unidades fundamentales.

A lo largo de los años se han creado varios sistemas de unidades. A pesar de los grandes esfuerzos de las comunidades científica y de ingeniería por unificar al mundo con un sistema único de unidades, en la actualidad se utilizan dos conjuntos de unidades; el sistema inglés y el sistema métrico también conocido como el sistema internacional. El Sistema Internacional es un sencillo y lógico basado en una relación decimal entre las diversas unidades y es usado en el trabajo científico y de ingeniería en la mayor parte de las naciones industrializadas. El sistema inglés sin embargo, no tiene una base numérica y sus diversas unidades se relacionan de manera arbitraria (12 in en 1ft, 16 oz en 1lb) lo que es confuso y de difícil aprendizaje.

La finalidad de esta práctica es de dar a conocer las unidades y las conversiones de los dos sistemas más utilizados en termodinámica, para que así el alumno pueda resolver problemas y que asigne de manera congruente las unidades correspondientes a las magnitudes medidas.

II. OBJETIVO

- El alumno realizará mediciones de las magnitudes más utilizadas en el laboratorio de termodinámica.
- El alumno será capaz de realizar conversiones de unidades en el Sistema Inglés y Sistema Internacional de manera correcta, con la ayuda de tablas de conversiones.

Actividades previas.

1. Investigar que es una dimensión, magnitud, unidad.
2. Realizar un cuadro con las dimensiones básicas y dimensiones derivadas con sus respectivas unidades.
3. Recopilar tablas de conversiones en Sistema inglés e Internacional.
4. Indique cual es la manera correcta de realizar conversiones de unidades.
5. Investigue las definiciones de, capacidad calorífica, de relativa, densidad específica, volumen molar, volumen específico, fuerza, entalpía molar, Presión, número, de Reynolds (simbología y unidades en el Sistema internacional).

III. METODOLOGIA

MATERIAL

Calculadora
Tablas de conversiones
Probeta 1L
Cronometro
Manómetro diferencial
1Jeringa de 10mL
Tina
Bomba de recirculación.

IV. DESARROLLO EXPERIMENTAL

Mediciones de Volumen.

1. Coloque una tina con agua.
2. Sumerja una bomba de recirculación.
3. Mida diferentes volúmenes en una probeta de 1 L.
4. Llene la tabla 1.3.

Mediciones de Gasto Volumétrico.

1. Coloque una tina con agua.
2. Sumerja una bomba de recirculación.
3. Mida volúmenes de agua en diferentes lapsos de tiempo.
4. Llene la tabla 1.4.

Mediciones de Presión.

1. En un manómetro diferencial coloque en uno de los brazos una jeringa, de manera lenta succione.
2. Mida en la columna de Mercurio, cuantos mm se ha desplazado la columna.
3. Anote las lecturas en la tabla 1.5.

Mediciones de masa.

1. Pesar en la Balanza Analítica las 5, 50,125 g siguientes sustancias: Agua, NaCl, Glucosa.
2. Anote las masas y llene la tabla 1.6.

V. RESULTADOS

Entregar la memoria de cálculo.

Conversiones de Temperatura.

1. Realizar las siguientes Conversiones de temperatura.

Tabla 1.1. Conversiones de temperatura.

33 °C	°F =	R =	K =
133 K	°F =	R =	°C =
200 °C	°F =	R =	K =
333 R	°F =	°C =	K =

- Determine la diferencia de temperaturas

Tabla 1.2 Conversiones de temperatura.

				Magnitud
(33 - 27) °C	°F =	R =	K =	
(133 – 48) K	°F =	R =	°C =	
(200-198) °C	°F =	R =	K =	
(333 -59) R	°F =	°C =	K =	

Mediciones y conversiones de volumen.

- Realice las siguientes conversiones de volumen.

Tabla 1.3 Mediciones y Conversiones de volumen.

	mL	L	m ³	cm ³	pie ³	Gal	Pulg ³
1							
2							
3							
4							

Mediciones y Conversiones de Gasto Volumétrico.

- Realice las siguientes conversiones de gasto volumétrico.

Tabla 1.4 Mediciones y Conversiones de Gasto Volumétrico.

	mL	tiempo	mL/seg	L/h	m ³ /seg	Gal /min	ft ³ /min
1							
2							
3							
4							

Mediciones y conversiones de Presión.

- Realice las siguientes conversiones de presión.

Tabla 1.5 Mediciones y Conversiones de Presión.

	mmHg	atm	Pa	lb/in ²	Kpa	bar	dina/cm ²
1							
2							
3							
4							

- A partir de las mediciones anteriores determine la presión absoluta. Considere la presión atmosférica de la Ciudad de México.

- La Presión Manométrica se calcula a partir de la siguiente ecuación:

$$P_{\text{manométrica}} = \gamma h \quad \text{ec. 1.1}$$

γ = Peso específico del Hg = 132.8274 KN/m³

h= Altura del mercurio en metros = m

Recuerde que 1Pa = N/m²

4. Calcular la Presión Absoluta a partir de la ecuación 2.

$$P_{abs} = P_{man} + P_{atm} \quad \text{ec.1.2}$$

Donde:

P_{man} = Presión manométrica

P_{atm} = Presión atmosférica

P_{abs} = Presión absoluta

Mediciones y conversiones de masa.

1. Realizar las conversiones de masa indicadas.

Tabla 1.6 Mediciones y Conversiones de masa.

	Sustancia	kg	moles	Lb _m	Lb mol	ton
1	5g de Agua					
2	50g de NaCl					
3	125g de Glucosa					

Conversiones de unidades de energía, calor y trabajo.

1. Realizar las siguientes conversiones de energía.

Tabla 1.7 Conversiones de energía.

		j	Btu	Kcal	KJ	c.c	MJ
1	2000KJ						
2	20000Btu						
3	568900 Cal						

Nota: Las Conversiones de unidades se tienen que expresar como sigue:

$$\begin{array}{ccc} \text{Numero de la unidad original} & = & \left[\frac{\text{NuevaUnidad}}{\text{UnidadOriginal}} \right] = \text{Nuevo número en la nueva unidad} \\ \uparrow & & \uparrow \\ \text{Cantidad que se desea} & & \text{Cantidad expresada ahora} \\ \text{Expresar en nuevas unidades} & \uparrow & \text{en las nuevas unidades} \\ & \text{Factor de Conversión} & \end{array}$$

Conversiones del Sistema internacional al Sistema Ingles.

Para las dimensiones que investigo en el punto 6 de las actividades previas realice el análisis dimensional correcto y realice las conversiones necesarias, para determinar las unidades en el sistema ingles.

VI. ANALISIS DE RESULTADOS.

Elabore una tabla con las dimensiones y sus factores de conversión mas utilizados.
Comente sobre la práctica.

VII. CONCLUSIONES

¿Qué experiencia le dejó esta practica.

VIII. REFERENCIAS

Mataix Claudio. "Mecánica de Fluidos ", 2ª. Edición, Oxford University Press, Alfaomega 2003

Yunus A. Cengel. Michael Boyles "Termodinámica", 4ª. Edición. Mc Graw Hill. 2003.

NOMENCLATURA

P_{man} = Presión manométrica, Pa, Kpa

P_{atm} = Presión atmosférica, Pa, Kpa

P_{abs} = Presión absoluta, Pa, Kpa

γ = Peso específico del Hg = 132.8274 KN/m³

h = Altura del mercurio en metros =



LABORATORIO DE TERMODINAMICA

PRACTICA 2

DETERMINACIÓN DE LA CAPACIDAD CALORIFICA

I. INTRODUCCIÓN

Cuando se le transfiere energía a un sistema en forma de calor, hay un cambio de estado que aparece como una elevación de temperatura. Para una transferencia infinitesimal de calor, la elevación de temperatura es proporcional a la cantidad de calor suministrada, de modo que

$$dq = C dT \qquad \text{ec.2.1}$$

En donde la Constante C se llama capacidad calorífica del sistema. La capacidad calorífica permite que la energía suministrada al sistema sea medida en términos de la elevación de la temperatura resultante, una propiedad que se detecta fácilmente.

La capacidad calorífica depende de las condiciones (volumen y temperatura) bajo las cuales se transfiere calor al sistema. Las capacidades caloríficas a volumen constante y a presión constante son, ambos casos especiales de la ecuación (2.1). Esto significa que las dos pueden ser definidas añadiendo una etiqueta que denote la restricción:

$$dq = C_v dT \text{ a Volumen Constante} \qquad \text{ec.2.2}$$

$$dq = C_p dT \text{ a Presión Constante} \qquad \text{ec.2.3}$$

La capacidad calorífica de una sustancia se define como la cantidad de calor necesaria para aumentar en un grado la temperatura de la unidad de masa de un cuerpo, en tanto que la capacidad calorífica específica o calor específico es una propiedad característica de las sustancias con independencia en el sistema de unidades, pero dependiente de la temperatura de la sustancia.

II. OBJETIVO

- Identificar la diferencia entre capacidad calorífica y capacidad calorífica específica.
- Determinar la capacidad calorífica de un líquido problema utilizando un calorímetro simple.

Actividades previas.

1. Defina calorimetría y describa dos calorímetros de uso común

- ¿Cuál es la diferencia entre capacidad calorífica y calor específico? ¿Cuáles son las unidades de estas dos cantidades en el Sistema Inglés y en el Sistema Internacional? ¿Cuál es una propiedad extensiva y cual una intensiva? Realice un cuadro comparativo.
- Investigue la capacidad calorífica y la densidad del agua a diferentes temperaturas con sus diferentes variantes de unidades (Sistema Internacional, Sistema Inglés)
- Mencione cual es la importancia de la determinación de la capacidad calorífica
- Investigue la capacidad calorífica de diferentes líquidos (leche, jugo, vinagre, etc.).
- Elija un líquido para trabajar durante la experimentación, es importante que investigue la capacidad calorífica de dicho líquido (anote la bibliografía).

III. METODOLOGIA

MATERIAL

- 1 Calorímetro con tapón horadado
- 1 Termómetro
- 1 agitador de vidrio
- 2 probetas de 250 mL
- 1matraz Erlenmeyer de 250 mL
- 1 vaso de precipitados de 250mL
- 1 picnómetro de 10 mL
- 1 parrilla eléctrica

IV. DESARROLLO EXPERIMENTAL

Determinación de la capacidad calorífica del calorímetro

- Verter al calorímetro 250mL de agua a temperatura ambiente, agitar hasta que la temperatura sea constante T_1 . Registre la temperatura
- Calentar 100mL de agua a 40°C aproximadamente. Medir Temperatura T_2 .
- Verter rápidamente al calorímetro los 100mL de agua que calentó, agite, y registre la temperatura hasta que esta sea constante (T_F).
- Realice el experimento por triplicado
- Llene la tabla 2.1
- Con los datos obtenidos determine la Capacidad Calorífica del calorímetro.

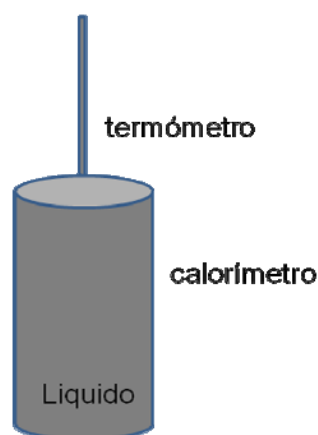


Figura 2.1. Arreglo experimental para la determinación de la capacidad calorífica

Determinación de la capacidad calorífica del líquido problema.

1. Verter al calorímetro 250mL de agua a temperatura ambiente, agitar hasta que la temperatura sea constante T_1 . Registre la temperatura
2. Calentar 100mL del líquido problema a 40°C aproximadamente. Medir Temperatura T_{LP} .
7. Verter rápidamente al calorímetro los 100mL del líquido problema que calentó, agite, y registre la temperatura hasta que esta sea constante (T_{FM}).
3. Determine la Densidad del liquido problema a la temperatura 40°C
4. Realice el experimento por triplicado
 - a. Llene la tabla 2.3
5. Con los datos obtenidos determine la Capacidad Calorífica del líquido.

Nota: Los experimentos se realizaran de manera rápida, considerando que la temperatura final de la mezcla será la temperatura que se mantenga constante.

V. RESULTADOS

Determinación de la capacidad calorífica del calorímetro

Tabla 2.1. Datos obtenidos para la determinación de la capacidad calorífica del calorímetro.

Condiciones	Temperatura		Densidad g/mL	Volumen mL	Masa	
	°C	K			g	Kg
Agua a temperatura Ambiente	T_1				m_1	m_1
	T_1					
	T_1					
Agua Caliente	T_2				m_2	m_2
	T_2					
	T_2					
Mezcla	T_F					
	T_F					
	T_F					

1. De acuerdo al siguiente balance realice los cálculos necesarios para determinar la capacidad calorífica del calorímetro (**C**).

Calor cedido por el agua caliente = Calor ganado por el calorímetro + Calor ganado por el agua

$$m_2 C_p H_2 O \Delta T = m C_p_{\text{calorímetro}} \Delta T + m_1 C_p H_2 O \Delta T$$

$$m_2 C_p H_2 O (T_2 - T_F) = C (T_F - T_1) + m_1 C_p H_2 O (T_F - T_1)$$

2. Despejar C, que será la Capacidad calorífica del calorímetro.
3. Realice el análisis dimensional correcto.

Tabla 2.2. Valores de la capacidad calorífica del calorímetro

Experimento	C	Unidades
1		
2		
3		
Promedio		

Determinación de la capacidad calorífica específica del líquido problema.

Tabla 2.3. Datos obtenidos para la determinación de la capacidad calorífica del líquido problema.

Condiciones	Temperatura		Densidad g/mL	Volumen mL	Masa	
	°C	K			g	Kg
Agua a temperatura Ambiente	T ₁				m ₁	m ₁
	T ₁					
	T ₁					
Líquido problema caliente	T _{LP}				m _{2L}	m _{2L}
	T _{LP}					
	T _{LP}					
Mezcla Agua y Líquido problema	T _{FM}					
	T _{FM}					
	T _{FM}					

1. Considerando el siguiente balance determinar la capacidad calorífica del líquido problema.

Calor cedido por el líquido problema = Calor ganado por el calorímetro + Calor ganado por el agua

$$m_{2L} C_{p \text{ líquido problema}} \Delta T = m C_{p \text{ calorímetro}} \Delta T + m_1 C_{p \text{ H}_2\text{O}} \Delta T$$

$$m_{2L} C_{p \text{ líquido problema}} (T_{LP} - T_{FM}) = C (T_{FM} - T_1) + m_1 C_{p \text{ H}_2\text{O}} (T_{FM} - T_1)$$

2. Despejar $C_{p \text{ líquido problema}}$, que será la Capacidad calorífica del líquido problema.
3. Realice el análisis dimensional

Tabla 2.4. Valores de la capacidad calorífica del líquido problema

Experimento	C _p líquido problema	Unidades	
1			
2			
3			
Promedio			% de error
Valor bibliográfico			

VI. ANALISIS DE RESULTADOS.

1. Realice el análisis Correspondiente con los valores obtenidos ¿Qué tan exacta fue la determinación?
2. ¿Qué indica un valor grande o pequeño de la Capacidad Calorífica?
3. En las mediciones calorimétricas, ¿Por qué es importante conocer la capacidad calorífica del calorímetro?
4. En la determinación de la capacidad calorífica que cuidados se deben de tener.
5. Para sólidos como se determina la capacidad calorífica específica.

VII. CONCLUSIONES.

VIII.REFERENCIAS

Atkins.P.W., "Fisicoquímica", Versión español, Editorial Sitsa, 1981

Moran, M.J., Shapiro, H.N.; "Fundamentos de termodinámica técnica", 2ª. Edición, Editorial Reverté, 2000

Raymond Chang. "Química" 7 Edición. Editorial Mc Graw Hill. Colombia 2005.

Smith, J.M., Van Ness, H.C., Abbot, M.M.; "Introducción a la termodinámica en ingeniería química", 6ª. Edición, Mc Graw Hill, 2003.

NOMENCLATURA

T_1 = Temperatura del agua fría, °C, K

T_2 = Temperatura del agua caliente, °C, K

T_F = Temperatura más estable de la mezcla de agua fría y caliente, °C, K

T_{LP} = Temperatura del líquido problema caliente, °C, K

T_{FM} = Temperatura más estable de la mezcla de agua fría y líquido problema caliente, °C, K

m_1 = masa del agua fría, g, Kg

m_2 = masa del agua caliente, g, Kg

m_{2L} = masa del líquido problema caliente, g, Kg

$C_{p_{H_2O}}$ = Capacidad calorífica del agua, J/ kg K

$C_{p_{\text{líquido problema}}}$ = Capacidad calorífica del líquido problema, J/ Kg K

C = Capacidad Calorífica del Calorímetro, J/ K



LABORATORIO DE TERMODINAMICA

PRACTICA 3

BALANCES DE ENERGÍA EN ESTADO INESTABLE, MEZCLADO NO IDEAL,
INTERMITENTE DE SOLUCIÓN

I. INTRODUCCION

La etapa cuantitativa en la formación de modelos es la aplicación de los principios fundamentales de la conservación: conservación de masa, energía y cantidad de movimiento. Esta etapa conduce a las ecuaciones básicas del modelo, El empleo de las leyes de la conservación es esencialmente un proceso contable, en el que se realiza un balance para la masa, energía o cantidad de movimiento en el proceso.

La ecuación 1 es una representación esquemática de la primera ley de la termodinámica y establece que el cambio en la energía interna, U , de un sistema intermitente es la suma algebraica del calor y de los efectos del trabajo.

$$U_B - U_A = q - w \quad \text{ec. (1)}$$

Donde:

U_B = energía interna del sistema en el estado final

U_A = indica la energía interna del sistema en el estado inicial

q = calor

w = trabajo

Refiriéndose específicamente al balance general de energía, el principio de conservación de la energía dice "la energía contenida en el volumen control al tiempo $t + \Delta t$, debe ser igual a la energía contenida en el volumen de control en el tiempo t , más la cantidad total de energía que ha aparecido en el volumen control en el intervalo Δt entre todos los procesos, menos la cantidad total de energía que ha desaparecido del volumen de control en el intervalo de tiempo Δt entre todos los procesos". Ver figura 1.

Se considera que la energía total puede representarse como la suma de la energía interna, la energía cinética y la energía potencial. Por lo tanto, el balance de energía puede ser expresado del siguiente modo:

Acumulación =Entrada -Salida + Generación

$$[U + EC + EP]_{t+\Delta t} = [U + EC + EP]_t + \rho_f q_f [U_f + EC_f + EP_f]_{\Delta t} - \rho_i q_i [U_i + EC_i + EP_i]_{\Delta t} + Q \Delta t - W \Delta t \quad \text{ec. (2)}$$

Donde:

U = energía interna

EC = energía cinética
 EP = energía potencial
 ρ_f = densidad del fluido que entra al sistema
 q_f = flujo volumétrico de entrada
 ρ_l = densidad del fluido que sale del sistema
 q_l = flujo volumétrico de salida
 Q = velocidad a la que se agrega energía calorífica al sistema
 W = velocidad con la que se efectúa trabajo de flecha (agitación) sobre el sistema
 Los subíndices f y l se refiere a entrada y salida respectivamente

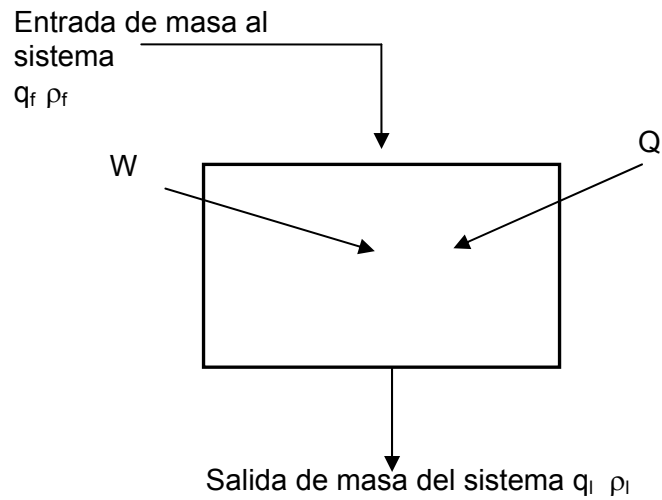


Figura 1. Sistema considerado para el balance de energía. El calor se agrega a una velocidad Q y el trabajo se efectúa a una velocidad W.

Considerando que

$$H = U + PV \quad \text{ec. (3)}$$

H = entalpía
 P = presión
 V = volumen

La entalpía por unidad de masa puede expresarse como:

$$\underline{H} = \underline{U} + P/\rho \quad \text{ec. (4)}$$

\underline{H} = entalpía por unidad de masa

De tal modo que la ecuación puede escribirse de la forma que se conoce comúnmente:

$$d[U + EC + EP] / dt = \rho_f q_f [\underline{H}_f + \underline{EC}_f + \underline{EP}_f] - \rho_l q_l [\underline{H}_l + \underline{EC}_l + \underline{EP}_l] + Q - W \quad \text{ec. (5)}$$

II. OBJETIVO

Determinar mediante un balance de materia y energía la temperatura final de una mezcla intermitente de dos corrientes puras.

III. METODOLOGIA

MATERIAL

H_2SO_4
 H_2O
 1 Pipeta volumétrica de 10 mL
 1 Pipeta volumétrica de 20 mL
 Termómetro
 Vasos térmicos de unicel de 250 mL con tapa

IV. DESARROLLO EXPERIMENTAL

Determinación de la Temperatura Final de una mezcla de dos componentes.

1. Montar el dispositivo como se indica en la figura 2.
2. Colocar en el vaso de unicel de 40 mL de agua y registrar la temperatura.
3. Registrar la temperatura del ácido sulfúrico.
4. Adicionar lentamente 10 mL de ácido sulfúrico al vaso de unicel.
5. Tapar el vaso, agitar y registrar la temperatura más alta obtenida en la mezcla.
6. Realizar el procedimiento por triplicado.

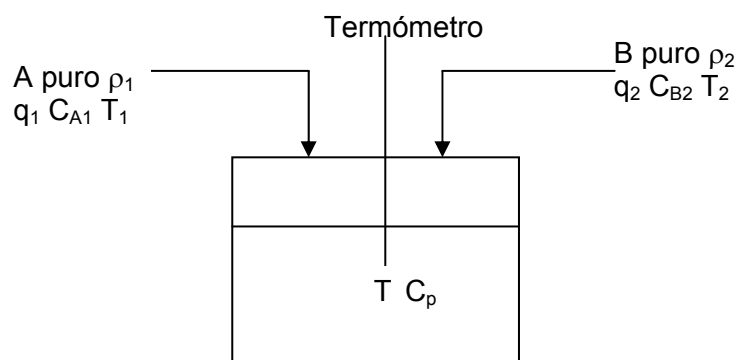


Figura 3.1. Sistema para el mezclado intermitente de dos soluciones.

V. RESULTADOS

Tabla 3.1. Temperaturas registradas durante el proceso.

Componente	Masa (g)	Experimento	Temperatura inicial		Temperatura de la mezcla	
			°C	K	°C	K
H_2O		1				
		2				
		3				
		Promedio				
H_2SO_4		1				
		2				
		3				
		Promedio				

Considerando un balance de materia y energía a partir de la ecuación 5 y considerando que

$$\Delta H = \int_{T_1}^T C_p dT \quad \text{ec.3.6}$$

donde:

T = temperatura

Cp = capacidad calorífica

Se llega a la expresión siguiente:

$$T = T^\circ + \frac{\lambda[-\Delta H^*_{\text{s}}]}{M_{\text{wA}} C_p^*} + \frac{\lambda C_{pA}^* [T_1 - T^\circ]}{C_p^*} + \frac{[1-\lambda] C_{pB}^* [T_2 - T^\circ]}{C_p^*} \quad \text{ec.}$$

$$m = m_A + m_B \quad \text{ec. (8)}$$

$$\lambda = m_A / m \quad \text{ec. (9)}$$

Para el Cp* de la mezcla consultar el anexo.

Realice la comparación entre la T experimental y la calculada, discuta los resultados y concluya.

VI. REFERENCIAS

1. Rusell, T.W.F. y Denn, M.M., "Introducción al análisis en ingeniería química" Limusa, México, D.F., 1976.
2. Felder, G. V., "Principios elementales de los procesos químicos", Addison-Wesley Iberoamericana, México, D.F., 1991.

NOMENCLATURA

T° = Temperatura de referencia, 25 °C

T₁ = temperatura inicial del ácido sulfúrico, °C

T = temperatura de la mezcla, °C

T₂ = temperatura inicial del agua, °C

Cp_A* = capacidad calorífica molar del ácido sulfúrico, J/ kg K

Cp_B* = capacidad calorífica molar del agua, J/ kg K

Cp* = capacidad calorífica molar de la mezcla, J/ kg K

M_{wA} = peso molecular del ácido sulfúrico, kg/kgmol; g/mol

M_{wB} = peso molecular del agua, kg/kgmol; g/mol

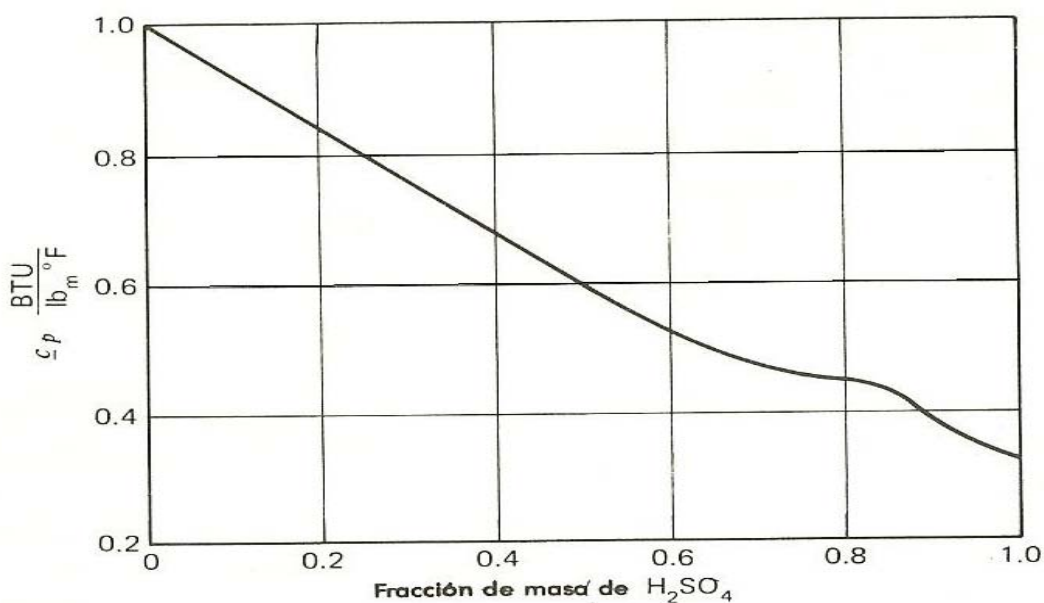
m_A = masa del ácido sulfúrico, kg; g

m_B = masa de agua, kg; g

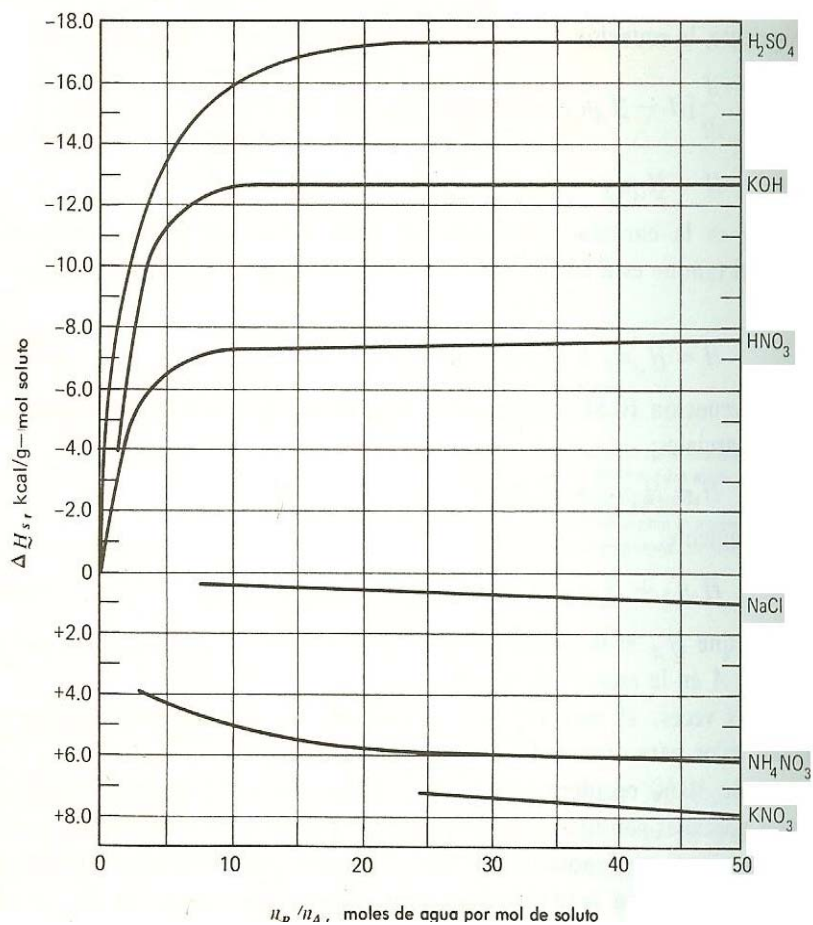
m = masa total de la mezcla, kg; g

ΔH*_s = calor integral de solución J/kg

ANEXO



Gráfica para determinar la capacidad calorífica de mezclas de ácido sulfúrico-agua a 20°C . Tomado del Rusell, T.W.F. y Denn, M.M., "Introducción al análisis en ingeniería química" Limusa, México, D.F.. 1976. p 354.



Gráfica para determinar calores de solución en agua 25°C . Tomada de Tomado del Rusell, T.W.F. y Denn, M.M., "Introducción al análisis en ingeniería química" Limusa, México, D.F., 1976. p 350.



LABORATORIO DE TERMODINAMICA

PRACTICA 4

EFFECTOS TÈRMICOS I: DETERMINACIÓN DEL CALOR DE REACCIÓN A PARTIR DE CALORES DE FORMACIÓN.

I. INTRODUCCIÓN

El cambio de entalpía para un proceso está dado por:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}} \quad \text{ec. 3.1}$$

El cambio de entalpía, es el calor adicionado o perdido por un sistema a presión constante, por lo que podemos decir que la entalpía es igual:

$$\Delta H = q_r \quad \text{ec. 3.2}$$

Por consiguiente, si estudiamos una reacción en un recipiente abierto a la atmosfera, como un matraz en el laboratorio, ΔH es igual al flujo de energía en forma de calor. Por esta razón, el cambio de entalpía para una reacción se suele denominar calor de reacción. La entalpía es una función de estado. El cambio de entalpía para una reacción química está dado por la entalpía de los productos, menos la de los reactivos.

$$\Delta H = H(\text{productos}) - H(\text{reactivos}) \quad \text{ec. 3.3}$$

Si los productos de la reacción tienen una entalpía mayor que los reactivos ΔH será de signo positivo. En este caso, el sistema absorbe calor y la reacción es endotérmica. En caso contrario si la entalpía de los productos de una reacción es menor que la de los reactivos el ΔH tendrá signo negativo y por lo tanto se tratará de una reacción exotérmica.

Podemos determinar el cambio estándar teórico de cualquier reacción, (ΔH° reacción), utilizando los calores estándar de formación y la Ley de Hess. Sumamos los calores de formación de todos los productos, y restamos los calores de formación de los reactivos.

$$\Delta H^\circ_{\text{rcn}} = \sum n H^\circ_f(\text{productos}) - \sum m H^\circ_f(\text{reactivos}) \quad \text{ec.3.4}$$

En donde: Σ = sumatoria, n y m son los coeficientes estequiométricos de la reacción química.

Experimentalmente el calor de reacción se determina a partir del cambio de temperatura de una cantidad conocida de una solución que se encuentra en un calorímetro.

II. OBJETIVO

- Determinar el calor de reacción a partir de calores de formación.
- Determinar el calor de reacción utilizando el método calorimétrico.

Actividades previas.

1. ¿Cual es la diferencia entre el calor de disolución, calor de dilución y calor de reacción?
2. Explique las características de una reacción endotérmica y exotérmica
3. ¿Como se determina el ΔH cuando tiene una especie en solución acuosa?
4. Investigar las entalpías de formación de las especies involucradas en la practica: $\text{KOH}_{(s)}$, $\text{KOH}_{(ac)}$, $\text{HNO}_{3(l)}$, $\text{HNO}_{3(ac)}$, $\text{KNO}_{3(ac)}$, $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$, $\text{K}^+_{(ac)}$, $\text{OH}^-_{(ac)}$, $\text{H}^+_{(ac)}$, $\text{NO}_3^-_{(ac)}$. Llenar la Tabla 4.1 Con los valores encontrados.
5. Explique la Ley de Hess y bajo que condiciones se cumple
6. Completar las siguientes reacciones:



Reacción Final

III. METODOLOGÍA

MATERIAL

Calorímetro

Termómetro

Agitador

Probeta de 250 ml

2 vasos de precipitados de 500 ml

IV. DESARROLLO EXPERIMENTAL

Determinación del Calor de disolución del $\text{KOH}_{(s)}$

1. Pesar 8g de $\text{KOH}_{(s)}$
2. A un calorímetro adicionar 100ml de H_2O y medir y registrar la temperatura hasta que esta sea constante
3. Adicionar al calorímetro los 8g de $\text{KOH}_{(s)}$.
4. Medir el cambio de temperatura máximo. Guardar la solución **(A)**.
5. Registrar los valores de temperatura en la tabla 4.2.

Determinación del calor de disolución para el $\text{HNO}_3(l)$.

1. Medir 9 ml de $\text{HNO}_3(l)$.
2. A un calorímetro adicionar al calorímetro 100ml de H_2O y medir y registrar la temperatura hasta que esta sea constante.
3. Adicionar al calorímetro los 9ml de $\text{HNO}_3(l)$.
4. Medir el cambio de temperatura .Guardar la solución **(B)**
5. Registrar los valores de temperatura en la tabla 4.3.

Nota: Este experimento se realizara por separado y solo se dará el valor de la diferencia de temperaturas para los alumnos. En caso de realizar el experimento hacerlo con cuidado ya que se esta trabajando con ácido nítrico concentrado.

Determinación del calor de formación de KNO_3 (ac).

1. Medir la temperatura a cada una de las soluciones, la temperatura entre cada solución no debe de variar por más de 0.2°C . En caso de ser necesario ponga en un baño de hielo la solución con más alta temperatura, para así poder aproximar la temperatura entre las soluciones.
2. Adicionar al calorímetro la solución **A** y la solución **B**.
3. Medir y registrar el cambio de temperatura en la tabla 4.4.

Nota: Lavar el termómetro y el calorímetro entre cada experimento. Realizar cada experimento por triplicado.

V. RESULTADOS

Determinación Teórica del calor de reacción utilizando los calores de formación.

Tabla 4.1. Entalpías de Formación de las especies químicas involucradas en la reacción de formación del KNO_3 (ac)

Especies Químicas	Entalpías molares de Formación		Número de moles
	KJ/mol	Kcal/mol	
KOH (s)			
KOH (ac)			
HNO_3 (l)			
HNO_3 (ac)			
KNO_3 (ac)			
H_2O (l)			
K^+ (ac)			
OH^- (ac)			
H^+ (ac)			
NO_3^- (ac)			

1. Para cada una de las reacciones calcule la entalpía de reacción. Con la siguiente ecuación:

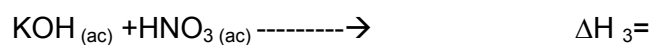
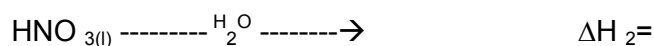
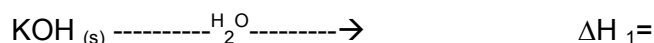
$$\Delta H_r^\circ = \sum n H_f^\circ(\text{productos}) - \sum m H_f^\circ(\text{reactivos}) \quad \text{ec.3.5}$$

En donde:

m y n = Son el número de moles para cada especie

H_f° = Entalpías molares de formación para cada una de las especies involucradas en la reacción.

La entalpía de reacción teórica estará dada por $\Delta H_T = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$



Formación de $\text{KNO}_{3(ac)}$

$\Delta H_T =$

Determinación Experimental del Calor de Formación del $\text{KNO}_{3(ac)}$

Tabla 4.2. Datos para calcular el calor de disolución del $\text{KOH}_{(s)}$

Experimento	Temperatura H_2O (T_1)		masa $\text{KOH}_{(s)}$ Kg	masa H_2O Kg	$\text{KOH}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}$ Temperatura de la Mezcla (T_2)	
	°C	K			°C	K
1						
2						
3						

1. El Calor de disolución se determinara con la siguiente ecuación;

$$\Delta H_1 = (C + C_p \text{H}_2\text{O} * m_T) (T_2 - T_1) \quad \text{ec.3.6}$$

Tabla 4.3. Datos para calcular el calor de disolución para el $\text{HNO}_{3(l)}$.

Experimento	Temperatura H_2O (T_1)		masa $\text{HNO}_{3(l)}$ Kg	masa H_2O Kg	$\text{HNO}_{3(l)} + \text{H}_2\text{O}$ Temperatura de la Mezcla (T_2)	
	°C	K			°C	K
1						
2						
3						

$$\Delta H_2 = (C + C_p \text{H}_2\text{O} * m_T) (T_2 - T_1) \quad \text{ec.3.7}$$

Tabla 4.4. Determinación del calor de formación de $\text{KNO}_{3(ac)}$.

Experimento	Temperatura H_2O (T_1)		masa $\text{HNO}_{3(l)}$ Kg	masa H_2O Kg	$\text{HNO}_{3(l)} + \text{H}_2\text{O}$ Temperatura de la Mezcla(T_2)	
	°C	K			°C	K
1						
2						
3						

$$\Delta H_3 = (C + C_p \text{H}_2\text{O} * m_T) (T_2 - T_1) \quad \text{ec.3.8}$$

C = Capacidad calorífica del calorímetro (Determinar C del calorímetro como en la practica 2)
 m_T = Masa total de la mezcla en cada una de las reacciones
 C_{pH_2O} = Cp del agua. (Se toma el valor del Cp del agua ya que se utilizan concentraciones muy bajas de soluto)

Para determinar el valor experimental de la entalpía de reacción del KNO_3 se sumaran las entalpías de cada una de las reacciones, por lo tanto:

$$\Delta H_T = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Nota: El resultado de $\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$, será positivo y se debe de hacer un cambio de signo a negativo, ya que se requiere la cantidad de calor que esta perdiendo el sistema.

$\Delta H_T = \text{TEORICO}$	$\Delta H_T = \text{PRACTICO}$

VI. ANALISIS DE RESULTADOS.

1. Realice el análisis Correspondiente con los valores obtenidos.
2. Realice los análisis Correspondientes, indique si se trata de una reacción endotérmica o exotérmica.

VII. CONCLUSIONES.

VIII. REFERENCIAS

Castellan, G. W., "Fisicoquímica", 2ª ed. Addison Wesley Longman, 1998.

Mortimer, C. E., "Química", Editorial Iberoamerica, México, D. F., 1986.

Raymond Chang. "Química" 7 Edición. Editorial Mc Graw Hill. Colombia 2005.

NOMENCLATURA

C = capacidad calorífica molar del calorímetro, J/ K

C_{pH_2O} , = Capacidad calorífica del agua, J/ kg K

T_1 = Temperatura del agua, °C, K

T_2 = Temperatura de la mezcla, °C, K

ΔH_1 = Entalpía de disolución del KOH, J, KJ, Kcal

ΔH_2 = Entalpía de disolución de HNO_3 , J, KJ, Kcal

ΔH_3 = Entalpía de formación del KNO_3 , J, KJ, Kcal

ΔH_T = Entalpía Total de la reacción de Formación KNO_3 , J, KJ, Kcal



LABORATORIO DE TERMODINAMICA

PRACTICA 5

EFFECTOS TERMICOS II. ENERGIA LIBRE DE GIBBS

I. INTRODUCCIÓN

En Termodinámica, la energía libre de Gibbs (o entalpía libre) es un potencial termodinámico, es decir, una función de estado extensiva (es una propiedad dependiente de la masa) con unidades de energía.

La energía libre de Gibbs se origina de otras propiedades primarias como la entalpía (H) y entropía (S), esta relación fue desarrollada en el año 1870 por el físico-matemático estadounidense Williard Gibbs. Los cambios en la energía libre se simbolizan como ΔG y se representa con la ecuación 1,

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S \quad \text{ec. (1)}$$

Donde H es la cantidad de energía por unidad de masa (KJ/kmol), T es la temperatura y S es la entropía del sistema (KJ/kmol K).

Cualquier sistema evoluciona de forma espontánea hasta alcanzar el equilibrio, y que es posible determinar si un sistema está en equilibrio con su entorno a partir de funciones de estado del sistema como lo son la energía interna (U), entalpía (H) y energía libre de Gibbs (G).

Cuando un sistema constituido por una sustancia pura sufre un cambio estado o de fase al someterse a diferente temperatura y/o presión, entonces el sistema presenta propiedades termodinámicas, algunas de las cuales cambian su valor cuando pasan de líquido (llamado líquido saturado) a vapor (vapor saturado) tal como el volumen molar (V), H, U y S. La excepción es la energía libre de Gibbs la que para una sustancia pura no cambia durante la transición de fase, tal como la vaporización, sublimación o fusión. Esta transición involucra que la energía libre de Gibbs sea idéntica en la fase líquida y en la fase vapor, por lo tanto, se establece la condición de equilibrio.

La condición de equilibrio establece que:

Energía libre de Gibbs en la fase vapor = Energía libre de Gibbs en la fase líquida

$$\begin{aligned} G_g &= G_L \\ G_g - G_L &= 0 \\ \Delta G &= 0 \quad \text{ec.(2)} \\ G_g &= H_g - TS_g \\ G_L &= H_L - TS_L \end{aligned}$$

donde:
el subíndice g representa la fase vapor, y L representa la fase líquida.

$$G_g - G_L = H_g - TS_g - H_L + TS_L$$

$$G_g - G_L = H_g - H_L - T[S_g - S_L]$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \text{ec. (1)}$$

Es posible determinar este equilibrio a partir de las propiedades involucrada en la ecuación 1, si la sustancia es pura entonces es posible obtener mediante las tablas de vapor estas propiedades en cada una de las fases.

En la elaboración de esta práctica es posible determinar la energía libre de Gibbs de manera directa a partir de tablas de vapor cuando existe un cambio de fase, además se pretende comparar G, a partir de datos experimentales obtenidos a partir del empleo de un intercambiador de calor, donde provoca una transferencia de calor (Q) de un fluido caliente (vapor) hacia un fluido frío (agua), la cantidad de calor cedido por un fluido caliente será el mismo calor ganado por el fluido frío, por lo tanto se puede establecer la siguiente condición:

$$Q_{\text{ganado}} = Cp (T_2 - T_1) \quad \text{ec. (3)}$$

$$Q_{\text{cedido}} = Cp (T_1 - T_2) \quad \text{ec. (4)}$$

$$Q_{\text{ganado}} = Q_{\text{cedido}} \quad \text{ec. (5)}$$

M, Flujo másico, kg/s
 Cp, Capacidad calorífica del fluido
 T₂, temperatura en el punto 2
 T₁, temperatura en el punto 1

La manera de relacionar el flujo de calor (Q_{ganado} o Q_{cedido}) con la energía libre de Gibbs, en un sistema cerrado, es que la cantidad de calor es igual al cambio de entalpía (ΔH), por lo que de manera experimental es posible determinar el cambio de energía libre de Gibbs en un fluido que sufre un cambio de fase midiendo el cambio de entalpía y entropía del fluido, a través de un intercambio de calor entre un fluido frío y un caliente.

$$Q_{\text{ganado}} = \Delta H_{\text{exp}} \quad \text{ec. (6)}$$

$$Q_{\text{cedido}} = \Delta H_{\text{exp}} \quad \text{ec. (7)}$$

$$\Delta G_{\text{exp}} = Q - T \Delta S$$

II. OBJETIVO

Determinar la energía libre de Gibbs en la fase vapor o líquida a partir de propiedades termodinámicas tales como entropía y entalpía.

Comprobar la condición de equilibrio mediante el cálculo del cambio de energía libre de Gibbs (ΔG), en un cambio de fase, utilizando un intercambiador de calor de tubos y coraza.

III. METODOLOGÍA

MATERIAL

Intercambiador de tubos y coraza
 Tanque de alimentación
 Bomba de 1HP
 Tanque de recolección
 Generador de vapor
 Trampa de vapor
 Condensador
 Válvulas
 Registrador
 Termómetros

Cronómetro digital
Manómetro tipo Bourdon
Guantes para manejo de vapor
Probetas de 1L

IV. DESARROLLO EXPERIMENTAL

1. Encender el generador de vapor (Previo horario de iniciar la práctica) que esta ubicado en instalaciones externas a la Planta Piloto.
2. Reconocer el funcionamiento del intercambiador de calor ubicado en la Planta Piloto, los controladores del equipo, las líneas de servicios (agua, vapor, aire, etc.) que están conectados al equipo, las válvulas que conectan a los tanques de alimentación y recolección del líquido a calentar, etc.
3. Llenar el tanque de alimentación con agua a temperatura ambiente, la cual permanecerá constante.
4. Tomar las medidas de seguridad necesarias para el manejo de vapor, verificar la presión máxima que se puede alcanzar para no rebasar está, de lo contrario se presurizará el sistema provocando algún accidente.
5. Abrir la válvula de paso de vapor al intercambiador de calor, registrar la presión de vapor que indica el manómetro tipo Bourdon (KPa), es necesario que transcurran unos minutos para purgar la línea de vapor.
6. Una vez que se cuenta con flujo de vapor arrancar la bomba de alimentación, asegurarse de que el fluido frío pase del tanque de alimentación, hacía el intercambiador de calor y posteriormente al tanque de recolección.
7. Abrir la válvula de alimentación de vapor hacía el intercambiador.
8. Durante el intercambio de calor entre el vapor de agua y el liquido frío reportar: la presión de vapor (P_g), temperatura de entra del líquido frío (t_1), temperatura del liquido frío a la salida del intercambiador (t_2), temperatura a la salida del condensado de vapor (T_1) y el volumen de líquido frío que pasa en un cierto tiempo (llamado flujo volumétrico, realizar la medición por triplicado) a través del intercambiador de calor (Tabla 1)
9. Obtener a partir de las condiciones del inciso 8 la temperatura de saturación del vapor (T_g) a la entrada, entalpía y entropía de vapor a la entrada (H_g , S_g respectivamente), entalpía y entropía del condensado de vapor (H_L , S_L) a la salida, tal como lo indica la Tabla 2. Ayudándose de las Tablas de vapor.
10. Calcula la energía libre de Gibbs en la fase vapor y líquida, para determinar si se cumple la condición de equilibrio expresada en la ecuación 2, para cada una de las condiciones establecidas en la experimentación.
11. Calcula el calor ganado por el líquido de acuerdo a la ecuación 3 y calcula la energía libre de Gibbs experimental, considera de la ecuación 6 que T es la temperatura a la que se lleva a cabo el cambio de fase y ΔS es el calculado en el inciso 9. Regístralo en la tabla 3.
12. Varía alguna de las condiciones del sistema, modificando la presión de vapor (flujo volumétrico constante) o el flujo volumétrico (variando la presión de vapor) y repite el desarrollo del inciso 8.

13. Ilustra de manera grafica el efecto de la condición de equilibrio contra la temperatura de salida del liquido (t_2), para cada una de las condiciones de presión de vapor y gasto volumétrico.

14. Discute las causas del por que no se cumple con la condición de equilibrio en el cambio de fase en este sistema para un componente puro, de acuerdo a lo calculado en la tabla 2.

15. Comenta las razones del porque el cambio de entalpía y el calor ganado de acuerdo a la ecuación 3, no corresponde a los datos obtenidos a partir de tablas de vapor. Regístralo en la tabla 4.

V. RESULTADOS

Tabla 1. Registro de la presión de vapor y temperatura para un flujo volumétrico.

	Presión de vapor P , (KPa)	Temperatura de entrada del vapor T_g (K)	Temperatura de salida del condensado T_1 (K)	Temperatura de entrada del líquido frío t_1 (K)	Temperatura de salida de líquido t_2 (K)
1					
2					
3					
4					

	Volumen del líquido medido (V) mL	Tiempo (t) min	Volumen del líquido medido (V), m^3	Tiempo, s	$G_v = V/t$ m^3/s
1					
2					
3					
Flujo Volumétrico promedio=					m^3/s
Flujo másico de fluido frío $M = G_v \rho$					kg/s

	Volumen del líquido medido (V) mL	Tiempo (t) min	Volumen del líquido medido (V), m ³	Tiempo, s	Gv=V/t m ³ /s
1					
2					
3					
Flujo Volumétrico promedio=					m ³ /s
Flujo másico de fluido frío					kg/s
M =Gvρ					

Tabla 2. Registro de la Entalpía y Entropía a partir de tablas de vapor. Calculo de la energía libre de Gibbs, para estas condiciones de experimentación.

Temperatura K	Entalpía KJ/kg	ΔH KJ/kg $H_g - H_L$	Entropía KJ/kg K	ΔS KJ/kg $S_g - S_L$	Energía libre de Gibbs G KJ/kg	ΔG $G_g - G_L$
T_g	H_g		S_g		G_g	
T_L	H_L		S_L		G_L	

Temperatura K	Entalpía KJ/kg	ΔH KJ/kg $H_g - H_L$	Entropía KJ/kg K	ΔS KJ/kg $S_g - S_L$	Energía libre de Gibbs G KJ/kg	ΔG $G_g - G_L$
T_g	H_g		S_g		G_g	
T_L	H_L		S_L		G_L	

Tabla 3. Cálculo de la energía libre de Gibbs a partir de ΔH_{exp}

T_g K	Q_{ganado} KJ/kg	ΔS KJ/kg	ΔG KJ/kg $Q_{ganado} - T_g \Delta S$

Tabla 4. Comparación del cálculo de la energía libre de Gibbs por ambos métodos.

	KJ/kg		% error
Tablas de vapor	ΔG		
Experimental	ΔG_{exp}		

VI. REFERENCIAS

Smith, J.M., Van Ness, H.C., Abbot, M.M.; "Introducción a la termodinámica en ingeniería química", 6ª. Edición, Mc Graw Hill, 2003.

NOMENCLATURA

G, energía libre de Gibbs, KJ/kg

H, entalpía, KJ/kg

S, entropía, KJ/kg K

ΔG , cambio de energía libre de gibbs diferencia

G_g , energía libre de Gibbs del vapor saturado, KJ/kg

G_L , energía libre de Gibbs del líquido saturado, KJ/kg

H_g , entalpía del vapor saturado, KJ/kg

H_{Ll} , entalpía del líquido saturado, KJ/kg

S_g , entropía del vapor saturado, KJ/kg K

S_L , entropía del líquido saturado, KJ/kg

P_g , presión de vapor, KPa.

t_1 , temperatura de entra del líquido frío, °C

t_2 , temperatura del liquido frío a la salida del intercambiador, °C

T_1 , temperatura a la salida del condensado de vapor, °C

V, volumen de agua recolectado, m³

t, tiempo de llenado de cierto volumen de líquido, s

G_v , flujo volumetrico representa el volumen de agua que se recolecta en cierto tiempo, m³/s

ρ , densidad del fluido, kg/m³

m, flujo másico del fluido, kg/s



LABORATORIO DE TERMODINAMICA

PRACTICA 6

EFFECTOS TERMICOS III: CALOR LATENTE DE FUSION.

I. INTRODUCCIÓN

Cuando las moléculas en la fase solida están unidas con más fuerza que en la fase líquida, se necesita calor para producir la transición de fase sólido-líquido. Al examinar la figura. 6.1 que representa una curva de calentamiento, se observa que cuando un solido se calienta, su temperatura aumenta de manera gradual hasta alcanzar el punto A, En este punto, el sólido comienza a fundirse. Durante el periodo de fusión (A-----B), en la primera meseta el sistema absorbe calor aunque la temperatura permanezca constante. El calor ayuda a las moléculas a vencer las fuerzas de atracción del sólido. Una vez que la muestra se ha fundido por completo (punto B), el calor absorbido aumenta la energía cinética promedio de las moléculas de líquido y su temperatura aumenta (B-----C).

Para derretir un sólido o vaporizar un líquido se requiere una gran cantidad de energía. La cantidad de energía absorbida o generada durante el proceso de cambio de fase se llama Calor Latente. La cantidad de energía absorbida durante el proceso de fusión se llama calor latente de fusión.

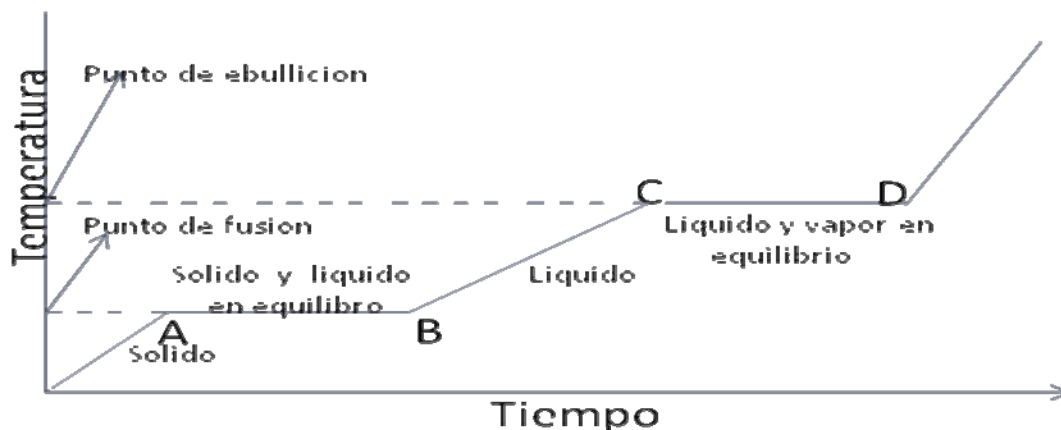


Figura 6.1. Curva de calentamiento típica desde la fase sólida hasta la fase vapor

II. OBJETIVO.

- Determinar el calor de fusión del hielo, por el método calorimétrico.

Actividades previas.

1. Investigue ¿Que es un cambio de fase? Mencione todos los posibles cambios que se pueden dar entre las fases de vapor, líquida y sólida de una sustancia.
2. Defina calor latente de fusión y calor sensible.
3. Indique la diferencia entre calor latente y calor sensible
4. Investigue el valor del calor latente de fusión en Sistema Internacional y Sistema Ingles.

III. METODOLOGIA

MATERIAL

- 1 calorímetro
- 1 termómetro
- 1 agitador de vidrio
- 1 probeta de 250 mL.
- 3 cubitos de hielo
- Balanza analítica

IV. DESARROLLO EXPERIMENTAL

Determinación del calor de fusión del hielo

1. Adicionar al calorímetro 100mL de H₂O.
2. Medir y registrar la temperatura del H₂O. ($T_{\text{Líquido}}$)
3. Pesarse un cubo de hielo
4. Medir y registrar la temperatura del cubo de hielo. (T_{Hielo})
5. Agregar el cubo de hielo al calorímetro. (El hielo se agrega en el momento que empieza a derretirse, ya que en este momento se acerca a 0°C su temperatura)
6. Medir y registrar la temperatura cuando el cubo de hielo se derrita (T_{Final}) y la temperatura sea constante.
7. Realizar el experimento por triplicado

Determinación del peso del hielo.

1. Registre el peso del calorímetro vacío.
2. Pesarse el calorímetro con los 100ml de agua.
3. Agregar el cubo de hielo al calorímetro con agua.
4. Esperar a que se derrita el hielo y pesarse el calorímetro.
5. Registre los datos en la tabla 6.1.
6. Determine solo el peso de hielo que es el que nos interesa.

Nota: Para determinar el peso del hielo se tiene que realizar de manera alterna con la determinación del calor de fusión de hielo, teniendo cuidado de no afectar las mediciones de temperatura.

Figura 6.1. Arreglo experimental para la determinación del calor de fusión del hielo

V. RESULTADOS

Determinación Experimental del calor latente de fusión del Hielo.

Tabla 6.1. Datos para calcular el peso del hielo.

	Peso del calorímetro		Peso del calorímetro con agua		Peso del calorímetro con agua + hielo		MASA DEL HIELO (m _{hielo})	
	g	Kg	g	Kg	g	Kg	g	Kg
1								
2								
3								

Tabla 6.2. Datos para calcular el calor latente de fusión del hielo.

	Temperatura H ₂ O (T _{liquido})		Temperatura Hielo (T _{hielo})		Temperatura Final de la Fusión (T _{final})		Masa Liquido (m _{liquido})		Masa Sólido (m _{hielo})	
	°C	K	°C	K	°C	K	g	Kg	g	Kg
1										
2										
3										

1. La entalpía de Fusión del hielo se determinara a partir del siguiente balance.

$$\text{Calor cedido por el liquido} = \text{Calor absorbido por el hielo}$$

$$m_{\text{liquido}} C_{p\text{liquido}} (T_{\text{final}} - T_{\text{liquido}}) = m_{\text{hielo}} (H_{\text{liquido}} - H_{\text{sólido}}) + m_{\text{hielo}} C_{p\text{liquido}} (T_{\text{final}} - T_{\text{hielo}}) \tag{ec.6.1}$$

$$m_{\text{liquido}} C_{p\text{liquido}} (T_{\text{final}} - T_{\text{liquido}}) = m_{\text{hielo}} \Delta H_{\text{fusión}} + m_{\text{hielo}} C_{p\text{liquido}} (T_{\text{final}} - T_{\text{hielo}}) \tag{ec.6.2}$$

Revisar balance

- Despejar y Calcular el $\Delta H_{\text{fusión}}$ del hielo de la ecuación 6.2.
- Realice el análisis dimensional correcto.

$\Delta H_{\text{fusión}} = \text{TEORICO}$	$\Delta H_{\text{fusión}} = \text{PRACTICO}$

VI. ANALISIS DE RESULTADOS.

- Realice el análisis Correspondiente con los valores obtenidos.

VII. REFERENCIAS

Lea, S.M, Burke, J.R.; "Física Vol. I. La naturaleza de las cosas", Editorial Internacional Thomson, México, 1999.

Moran, M.J., Shapiro, H.N.; "Fundamentos de termodinámica técnica", 2ª. Edición, Editorial Reverté, 2000

Raymond Chang. "Química" 7 Edición. Editorial Mc Graw Hill. Colombia 2005.

Smith, J.M., Van Ness, H.C., Abbot, M.M.; "Introducción a la termodinámica en ingeniería química", 6ª. Edición, Mc. Graw Hill, 2003.

NOMENCLATURA

T_{liquido} = Temperatura del liquido °C, K

T_{hielo} = Temperatura del hielo °C, K

T_{final} = Temperatura final °C,

m_{hielo} = masa del hielo, g , Kg

m_{liquido} = masa del calorímetro, g, Kg

$AH_{\text{fusión}}$, Entalpía de fusión del hielo, J/kg

$C_{p_{\text{liquido}}}$ = Capacidad calorífica del agua, J/ kg K



LABORATORIO DE TERMODINAMICA

PRACTICA 7

PRESION DE VAPOR

I. INTRODUCCIÓN

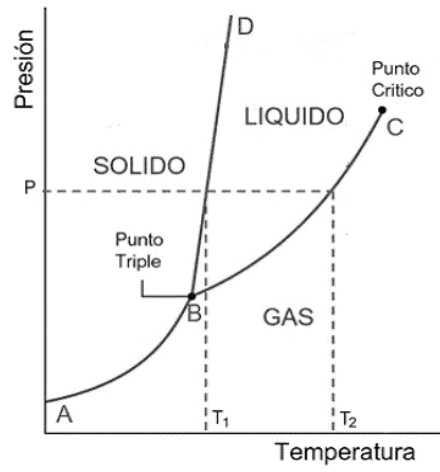
La presión de vapor es una de las propiedades más útil de los líquidos, es una variable importante en el diseño y operación de procesos industriales químicos, físicos y biológicos como consecuencia de la existencia de una interfase liquido-vapor.

La presión de vapor de un líquido es la presión gaseosa que ejercen las moléculas vaporizadas en equilibrio con el líquido. La presión de vapor o presión de saturación es la presión a la que a cada cambio de temperatura la fase líquida y vapor se encuentran en equilibrio. En equilibrio las fases reciben el nombre de líquido saturado y vapor saturado.

Las variaciones de las propiedades durante los procesos de cambio de fase se estudian y comprenden mejor con la ayuda de diagramas de propiedades, tal como el que se ilustra en la figura 1; es un diagrama de Presión vs. Temperatura (P-T) de una sustancia pura. Este diagrama frecuentemente se denomina diagrama de fases puesto que las tres fases se separan entre sí mediante tres líneas .Figura 7.1.

La presión de vapor solo depende de la naturaleza del líquido y de su temperatura. A mayor temperatura mayor presión de vapor y viceversa. La presión de vapor de un líquido dado a temperatura constante será aproximadamente constante en el vacío, en el aire o en presencia de cualquier otra mezcla de gases.

La fase liquido-vapor se logra cuando se aplica calor a un líquido, el líquido alcanza su punto de ebullición. El punto de ebullición varía con la presión externa que existe por encima de la superficie del líquido. Al descender la presión, el punto de ebullición disminuye. Al elevar y disminuir la temperatura del liquido se puede determina la presión de vapor a diferentes intervalos de temperaturas. Si se colocará un líquido en un recipiente hermético, es un sistema separado hidráulicamente del exterior.



La línea A-B de sublimación separa las regiones sólida - vapor, la línea B-C de vaporización divide las regiones líquida -vapor, y la línea B- D de fusión separa las regiones sólida y líquida. Estas tres líneas convergen en el punto triple (B), donde las tres fases coexisten en equilibrio. La línea de vaporización (B-C) finaliza en el punto crítico (C) porque no se pueden distinguir las fases líquida y de vapor arriba del punto crítico. El punto C indica el valor máximo de presión y temperatura (P_C, T_C) en el que pueden coexistir en equilibrio dos fases, fluidos con T y P mayores que T_C y P_C se denominan fluidos supercríticos

Fig. 7.1 Diagrama de fases P-T de un componente puro

La relación cuantitativa entre la presión de vapor P de un líquido y la temperatura absoluta esta dada por la ecuación de Clausius. Clapeyron:

$$\ln P = \frac{\Delta H_{vap}}{RT} + C \quad \text{ec. 7.1}$$

Donde Ln es el logaritmo Natural, T es la temperatura, R es la constante de los gases y C es una constante. Esta Ecuación se utiliza para determinar los calores de vaporización a partir de medir la presión de vapor a diferentes temperaturas.

II. OBJETIVOS

- Mediante la experimentación determinar el comportamiento de la presión de vapor de un líquido puro sometido a diferentes temperaturas.
- Mediante la experimentación determinar el comportamiento de la presión de vapor de una mezcla de dos componentes sometidos a diferentes temperaturas.
- Obtener a partir de la Ecuación de Clausius-Clapeyron el calor latente de vaporización de un líquido puro,

Actividades previas.

1. ¿Que es la presión de vapor?
2. A partir de que temperatura se hace la medición de la presión de vapor.
3. Investigue cual es la relación que existe entre la temperatura y la Presión de vapor.
4. Defina ¿Qué es la entalpía de vaporización?,
5. Investigue la entalpía de vaporización **del agua y del etanol**, en el Sistema Internacional y Sistema Ingles.
6. Investigue la tendencia que esperarías para la presión de vapor, para los sistemas con los que va a trabajar.
7. Investigue la Presión Barométrica en la Ciudad de México.
8. Investigue que otras ecuaciones se utilizan para estimar la presión de vapor de un componente puro.

III. METODOLOGIA

MATERIAL

Matraz Erlenmeyer 250 mL
Parrilla de calentamiento
Manguera de látex
Manómetro diferencial
Termómetro de 0°C-150 °C
Líquido problema (Agua, acetona, etc.) 250 mL.
Pinzas de presión
Barómetro
Baño de agua fría

IV. DESARROLLO EXPERIMENTAL.

Determinación de la presión de vapor de un líquido (Agua, Alcohol, Mezcla Agua- Alcohol)

1. Montar el equipo de laboratorio tal como lo ilustra la figura 7.2,
2. El matraz debe contener el líquido problema,
3. Cerrar el sistema de tal manera que solo este conectada la salida de vapor al manómetro diferencial y verificar que la válvula este abierta antes de iniciar el calentamiento.
4. Caliente el sistema hasta la ebullición del líquido problema. Verifique que no haya fugas en el sistema.

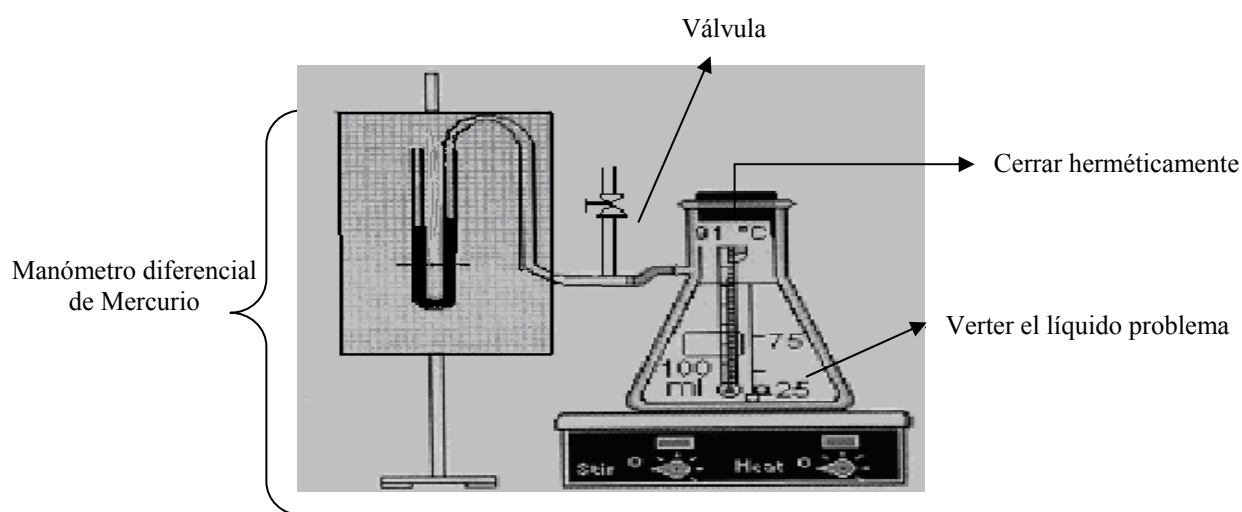


Figura. 7.2. Dispositivo del Laboratorio para el cálculo de presión de vapor.

5. Una vez que alcanzó la temperatura de ebullición permite escapar vapor para desalojar el aire atrapado en la manguera de látex, después de unos segundos cerrar la válvula ubicada en la manguera de látex
6. Registrar en la tabla 7.1 la altura en mm de Hg al aumentar 0.5 °C la temperatura del líquido problema. Realice varias mediciones sin rebasar la escala del manómetro
7. Suspender el calentamiento.

V. RESULTADOS

Determinación de la Presión de Vapor.

Tabla 7.1. Registro de temperatura y altura de mercurio.

	Temperatura T		Altura h
	°C	K	mm Hg
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			
8			
9			
10			
11			
12			
13			
14			
15			

1. Las Alturas de mm de Hg conviértalas a Unidades de Presión (Pa y Kpa). Consultar Anexo1.

Tabla 7.2. Mediciones de la Presión de Vapor a diferentes temperaturas.

	Temperatura T		EXPERIMENTAL		TEORICO (Ecuación de Antoine)	
			Presión Absoluta del vapor (P)		Presión Absoluta del vapor (P)	
	°C	K	Pa	Kpa	Pa	Kpa
1						
2						
3						
4						
5						
6						
7						
8						
9						
10						
11						
12						
13						
14						
15						

1. Determine la Presión Absoluta del vapor Experimental (Ver Anexo 1).
2. Con la ecuación de Antoine Determinar el valor Teórico de la Presión Absoluta de Vapor.

$$\ln P_{\text{sat}} = A - \frac{B}{T + C} \quad \text{ec. 7.2}$$

T = Temperatura = K (De los datos experimentales obtenidos)

P = Presión en mmHg.

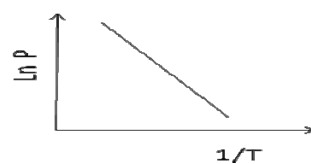
A, B y C Constantes (Anexo 2).

3. Con los valores Teórico y Experimentales Grafique $\ln P$ Contra $1/T$. Analice como es la tendencia. ¿Se asemeja el comportamiento experimental al teórico)

Tabla 7.3. Valores de $1/T$ y $\ln P$.

	Teórico		Experimental	
	$1/T$ 1/K	$\ln P$ Kpa	$1/T$ 1/K	$\ln P$ Kpa
1				
2				
3				
4				
5				
6				
7				
8				
9				
10				
11				
12				
13				
14				
15				

Figura 7.3. Grafico de $\ln P$ en función de $1/T$



4. De la Ecuación de Clausius – Clapeyron la pendiente m será el valor de la Entalpía de vaporización.

$$\ln P = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{1}{T} \right) + C \quad \text{ec. 7.3}$$

$$y = m x + b$$

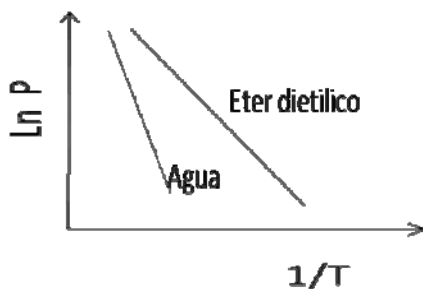
$m = \Delta H_{\text{vap}}/R$, despejar ΔH

5. Determine la Entalpía de vaporización del líquido y compare los valores

$\Delta H_{\text{vaporización}} = \text{TEORICO}$ Bibliografía	$\Delta H_{\text{vaporización}} = \text{PRACTICO}$

VI. ANALISIS DE RESULTADOS.

3. Realice el análisis Correspondiente con los valores obtenidos.
4. Analice las graficas de presión de Vapor experimental y teórica.
5. ¿A que se debe que la Entalpía de vaporización sea mayor que la Entalpía de Fusión?
6. Considere la Grafica siguiente e indique la razón del porque para el agua se tiene una pendiente mayor.



7. ¿De que factores depende la presión de vapor?

VII. REFERENCIAS

- Lea, S.M, Burke, J.R.; “Física Vol. I. La naturaleza de las cosas”, Editorial Internacional Thomson, México, 1999.
- Moran, M.J., Shapiro, H.N.; “Fundamentos de termodinámica técnica”, 2ª. Edición, Editorial Reverté, 2000
- Raymond Chang. “Química”7 Edición. Editorial Mc Graw Hill. Colombia 2005.
- Smith, J.M., Van Ness, H.C., Abbot, M.M.; “Introducción a la termodinámica en ingeniería química”, 6ª. Edición, Mc Graw Hill, 2003.

NOMENCLATURA

- T =Temperatura, K
 P,= Presión en el punto crítico, Pa, KPa
 P_{sat} = Presión de vapor o de saturación, KPa. en equilibrio
 ΔH_{vap} = Calor latente de vaporización del fluido, J/Kmol
 R=Constante de gases ideales, 8314.34 J/Kmol K
 A, B, C, =constantes de las correlacion para la estimación de la presión de vapor: Antoine,
 γ = Peso específico del Hg, 132.8274 KN/m³

h= Altura de mm de Mercurio

$P_{atmosférica}$ = Presión atmosférica a nivel de la Cd. de México. Pa, Kpa

$P_{manométrica}$ = Presión que se registra por un manómetro diferencial. Pa, Kpa

$P_{absoluta}$ = Presión Absoluta del vapor. Pa, Kpa

ANEXO 1. Calculo de la Presión Absoluta de Vapor.

	Altura Hg h		Presión manométrica, P		Presión Absoluta del vapor P	
	mm	m	Pa	Kpa	Pa	Kpa
1						
2						
3						
4						
5						
6						
7						
8						
9						
10						
11						
12						
13						
14						
15						

1. La Presión Manométrica se calcula a partir de la siguiente ecuación:

$$P_{manométrica} = \gamma h \quad \text{ec. 1}$$

γ = Peso específico del Hg = 132.8274 KN/m³

h= Altura del mercurio en metros = m

Recuerde que 1Pa = N/m²

2. Calcular la Presión Absoluta a partir de la ecuación 2.

$$P_{abs} = P_{man} + P_{atm} \quad \text{ec.2}$$

Donde:

P_{man} = Presión manométrica

P_{atm} Presión atmosférica

P_{abs} = Presión absoluta

3. Solo nos interesa la Presión de Vapor (Presión Absoluta del vapor). Con este valor llenar la tabla 7.2

ANEXO 2. CONSTANTES DE ANTOINE Y DATOS DE CALOR LATENTE DE VAPORIZACIÓN

Presiones de vapor de diversas sustancias

Ecuación de Antoine:

$$\ln(p^*) = A - \frac{B}{C+T}$$

donde p^* = presión de vapor, mm Hg

T = temperatura, K

A, B, C = constantes

Nombre	Fórmula	Intervalo (K)	A	B	C
Ácido acético	$C_2H_4O_2$	290-430	16.8080	3405.57	-56.34
Acetona	C_3H_6O	241-350	16.6513	2940.46	-35.93
Amoniaco	NH_3	179-261	16.948 1	2132.50	-32.98
Benceno	C_6H_6	280-377	15.9008	2788.5 1	-52.36
Disulfuro de carbono	CS_2	288-342	15.9844	2690.85	-31.62
Tetracloruro de carbono	CCl_4	253-374	15.8742	2808.19	-45.99
Cloroformo	$CHCl_3$	260-370	15.9732	2696.79	-46.16
Ciclohexano	C_6H_{12}	280-380	15.7527	2766.63	-50.50
Acetato de etilo	$C_4H_8O_2$	260-385	16.1516	2790.50	-57.15
Alcohol etílico	C_2H_5O	270-369	18.5242	3578.91	-50.50
Bromuro de etilo	C_2H_5Br	226-333	15.9338	2511.68	-41.44
n-Heptano	C_7H_{16}	270-400	15.8737	2911.32	-56.5 1
a-Hexano	C_6H_{14}	245-370	15.8366	2697.55	-48.78
Alcohol metílico	CH_4O	257-364	18.5875	3626.55	-34.29
n-Pentano	C_5H_{12}	220-330	15.8333	2477.07	-39.94
Dióxido de azufre	SO_2	195-280	16.7680	2302.35	-35.97
Tolueno	$C_6H_5CH_3$	280-410	16.0137	3096.52	-53.67
Agua	H_2O	284-441	18.3036	3816.44	-46.13

FUENTE: R. C. Reid, J. M. Prausnitz y T. K. Sherwood, *The Properties of Gases and Liquids*, 3a. ed., apéndice A. Nueva York, McGraw-Hill, 1977.

Calor latente de vaporización a 298.15 K (25°C)

Presión (mm Hg)	Calor latente
23.75	44020 kJ/kg mol, 10.514 kcal/g mol, 18925 btu/lb mol
760	44045 kJ/kg mol, 10.520 kcal/g mol, 18936 btu/lb mol

Referencia: National Bureau of Standards, *Circular 500*.

INSTITUTO POLITECNICO NACIONAL
UNIDAD PROFESIONAL INTERDISCIPLINARIA DE BIOTECNOLOGIA
DEPARTAMENTO DE BIOINGENIERIA
ACADEMIA DE INGENIERIA BASICA



LABORATORIO DE TERMODINAMICA

PRACTICA 7
PROPIEDADES PARCIALES MOLARES

I. INTRODUCCION.

Las propiedades parciales son útiles ya que nos permiten determinar el valor de una propiedad total a partir de la contribución de cada uno de los constituyentes. Cada propiedad parcial molar de un sistema puede considerarse como una parte a escala individual de la propiedad total de un sistema. Por lo tanto, todas las relaciones que se cumplan para el sistema en total se cumplirán para cada una de las propiedades parciales del sistema.

La ecuación (1) define la propiedad molar parcial de la especie i en una solución, donde es viable establecer el símbolo genérico M_i para la energía interna molar parcial U_i , la entalpía molar parcial H_i , la entropía molar parcial S_i , la energía de Gibbs molar parcial G_i , etc. Ésta es una función de respuesta, que representa el cambio de la propiedad total nM a causa de la adición a temperatura y presión constantes de una cantidad diferencial de la especie i a una cantidad finita de solución.

$$M_i = \left[\overline{\partial(nM)} / \partial n_i \right]_{P,T,n_j} \quad \text{ec. (1)}$$

Las interacciones moleculares en disolución son diferentes a las interacciones que existen entre los componentes puros, lo mismo ocurre para todas aquellas propiedades extensivas, por ejemplo U, H, S, G, A , estas propiedades generalmente cambian cuando se mezclan los componentes, el volumen molar de sustancia pura no es igual al volumen que esa sustancia ocupa después de la mezcla $V \neq V_1 n_1 + V_2 n_2$

Determinación de propiedades molares parciales

El método que se utilizara para determinar el volumen molar de una mezcla es el siguiente:

Método de la pendiente. Para medir el volumen molar parcial del componente 2, se preparan disoluciones con el número constante de moles del disolvente 1, y variando el número de moles del componente 2, trabajando a presión y temperatura constantes. Se mide el volumen molar de las diferentes disoluciones. Graficando el volumen molar contra la fracción mol se obtiene una ecuación de tipo polinomial, la cual se deriva y se evalúa con un valor determinado, obteniendo así el volumen molar de cada uno de los componentes.

II. OBJETIVOS

- Determinar los volúmenes molares parciales de una solución binaria a diferentes concentraciones, manteniendo la presión y la temperatura constantes.

III. METODOLOGIA

MATERIAL

4 vasos de precipitados de 50 mL
3 tubos de ensaye de 20 mL
2 buretas de 25 mL
1 pipeta volumétrica de 1 mL.
1 varilla de vidrio
1 termómetro
Balanza analítica
Rollo de papel aluminio (proporcionado por los alumnos).
Agua destilada
Metanol

IV. DESARROLLO EXPERIMENTAL.

Actividades previas al trabajo experimental.

1. Elabore 14 Charolas de aluminio de aproximadamente 3cm de diámetro con tapa.
2. Poner las charolas a peso constante y mantenerlas en un desecador.

Actividades para la determinación del volumen molar.

1. Llenar una bureta de 25mL con agua destilada y otra con metanol, y preparar las soluciones de la tabla No 1. Dependiendo del volumen utilice tubos de ensaye o vasos de precipitados. Agite con la varilla de vidrio las soluciones.

Tabla No 1. Cantidades para preparar la mezcla metanol – agua destilada.

Tubo No	Metanol mL	Agua destilada mL
1	1	5
2	3	5
3	4	5
4	6	5
5	16	5
6	20	5
7	24	5

2. Al terminar de preparar cada una de las soluciones tape con papel aluminio para evitar que el metanol se evapore.
3. Pese una charola en la balanza analítica y registre el peso, después adicione 1mL de la solución que contiene el tubo 1 y registre el peso, y por diferencia de pesos obtenga la masa del mL de la solución. Registre la masa en la tabla No 2.
4. Repita el paso anterior por duplicado para cada una de las soluciones.

5. Vacíe el residuo en un recipiente adecuado, para su posterior desecho.

NOTA: Para la preparación de soluciones puede reducir la cantidad de reactivo, respetando la proporción.

V. RESULTADOS.

Tabla No 2. Tabla de registro de pesos.

Tubo No	Volumen de la solución mL v	A Peso de la charola g	B Peso de la charola con solución g	B - A Peso de la solución g
1	1			
2	1			
3	1			
4	1			
5	1			
6	1			
7	1			

Tratamiento de datos.

Investigar el peso molecular (PM) y la densidad para el metanol y el agua.

Calcular la masa (m) en gramos para cada uno de los componentes en su estado puro

Calcular el número de moles n_1 y n_2 tanto de agua como de metanol que hay en la solución.

$$n = \frac{m}{PM} \quad \text{ec.(2)}$$

Calcular la fracción mol (x_1) de metanol con:

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad \text{ec.(3)}$$

Y para la fracción mol del agua: (x_2)

$$x_2 = 1 - x_1 \quad \text{ec.(4)}$$

Calcular la densidad para cada una de las soluciones $[\rho_s]$. Esta se calcula a partir del mL de solución que se pesa en la balanza analítica, en la tabla 2 tenemos la masa del mL de cada una

de las soluciones con: $\rho_s = \frac{m}{v}$, **ec.(5)** el volumen siempre será 1mL, lo que

varía es la masa.

Obtener el volumen específico para cada una de las soluciones, este se obtiene con la siguiente

igualdad: Volumen específico = $\frac{1}{\rho_s}$ **ec.(6)**

El peso molecular para cada una de las soluciones, se obtendrá con la siguiente expresión:

$$[PM_s = x_{i1} PM_{\text{metanol}} + x_{i2} PM_{\text{agua}}]. \quad \text{ec.(7)}$$

Nota: Este cálculo se hace para cada una de las soluciones con su respectiva fracción mol.

Para el cálculo del **Volumen molar** en cada una de las mezclas tenemos que:

$$\bar{V} = \frac{1}{\rho_s} * PMS \quad \text{ec. (8)}$$

El cálculo del volumen molar parcial de metanol se obtendrá con la siguiente ecuación:

$$\bar{V}_{\text{molarparcial}} = V + x_2 \frac{dV}{dx} \quad \text{ec. (9)}$$

Donde:

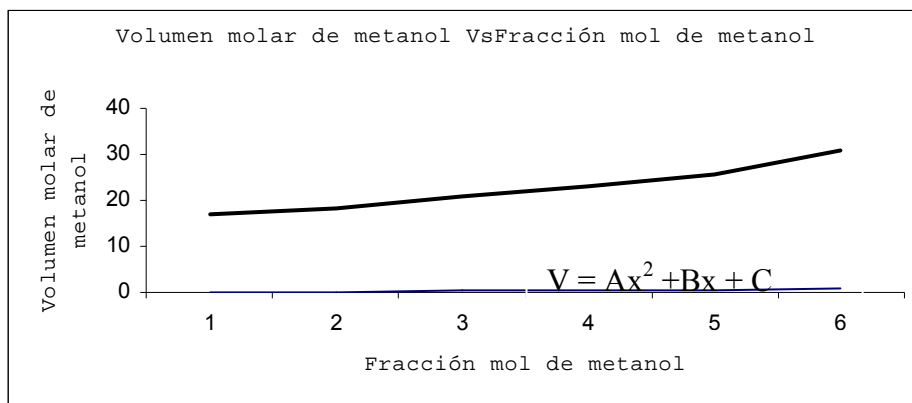
V = Ecuación obtenida de la regresión evaluada en 0.3

$\frac{dV}{dx}$ = derivada de V evaluada en 0.3

x₂ = Fracción mol del agua (0.7)

Nota: Se toma el valor de 0.3 para el metanol, para la comparación con el valor reportado en la bibliografía, pero se puede hacer con cualquier valor.

Graficar el volumen molar del metanol Vs la fracción mol de metanol (**x₁**).



Realizar una regresión: En este caso la ecuación que mejor ajusta es una ecuación de tipo polinomial de segundo grado.

$$V = Ax^2 + Bx + C \quad \text{ec. (10)}$$

Donde: **V** = Volumen molar
A, B y C son constantes
x₁ = 0.3, valor de la fracción mol de metanol

Se deriva la ecuación 10 quedando:

$$\frac{dV}{dx} = 2Ax + B, \text{ sustituir } x = 0.3. \quad \text{ec. (11)}$$

Para obtener el valor del volumen molar parcial de metanol se sustituyen la ecuación 10 y 11 en la ecuación 9.

Tabla No 3. Tabla de registro

Tubo	metanol (1) mL	Agua m(2) mL	masa metanol 1 g	masa Agua 2 g	n1 moles de metanol	n2 moles de agua	xi1 $n1 / (n1 + n2)$	xi2 $1 - xi1$	ρ_s [g / cm ³]	Volumen especifico [$\frac{1}{\rho_s}$] [cm ³ / g]	PMs [g / mol]	Volumen molar ₃ [cm ³ / mol]
1	1	5										
2	3	5										
3	4	5										
4	6	5										
5	16	5										
6	20	5										
7	24	5										

VI. ANALISIS DE RESULTADOS

VII. REFERENCIAS.

Smith J.M., Van Ness H.C., Abbott M.M. Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química, McGraw Hill Interamericana México 2000, 6ª edición p.p 370-373.

NOMENCLATURA

m , masa de los componentes, g

n_1, n_2 , número de moles para el metanol y para el agua. mol

x_1, x_2 , fracción mol para el metanol y el agua

PM, peso molecular del metanol y el agua, g/mol

PMS, peso molecular de cada una de las soluciones g/mol

ρ_s , densidad de la solución, g/cm³

$1/\rho_s$, volumen específico de cada una de las soluciones. cm³/g

\bar{V} , volumen molar cm³/mol

\bar{V} , volumen molar parcial, cm³/mol



LABORATORIO DE TERMODINAMICA

PRACTICA 8

SEMINARIO: GASES IDEALES Y REALES

Esta práctica se desarrollará a modo de seminario, donde los alumnos presentarán, por equipos y utilizando material didáctico, las características de los gases ideales y reales así como el uso o aplicación de los mismos dentro de área de estudio; para tal fin, se propone el siguiente contenido temático.

1. Gases ideales
 - Propiedades físicas del estado gaseoso
 - Características del gas ideal
 - Gases ideales y la primera ley
 - Experimento de Joule
 - Ecuaciones que representan cambio en un conjunto de gas ideal
 - Procesos de compresión y expansión
 - Gases ideales y la segunda ley
 - Proceso a V constante
 - Proceso a P constante
 - Proceso a T constante
 - Procesos reversibles
 - Ecuaciones de estado
 - Ley del gas ideal: constante universal de los gases
 - Factor de compresibilidad
 - Ecuación de Van der Waals
 - Ecuación de Redlich Kwong

2. Gases reales (no ideales)
 - Propiedades críticas
 - Propiedades reducidas
 - Factor de compresibilidad
 - Factor de compresibilidad generalizado

VII. REFERENCIAS

Manrique Valadez, J.A; "Termodinámica", 3ª. Edición, Oxford University Press, 2003.

Moran, M.J., Shapiro, H.N.; "Fundamentos de termodinámica técnica", 2ª. Edición, Editorial Reverté, 2000

Smith, J.M., Van Ness, H.C., Abbot, M.M.; "Introducción a la termodinámica en ingeniería química", 6ª. Edición, Mc Graw Hill, 2003.

TABLAS DE CONVERSION

Constante R de la ley de los gases

Valor numérico	Unidades
1.9872	cal/g mol · K
1.9872	btu/mol lb · °R
82.057	cm ³ · atm/mol g · K
83 14.34	J/mol kg · K
82.057 × 10 ⁻³	m ³ · atm/kg mol · K
83 14.34	kg · m ² /s ² · kg mol · K
10.73 1	pie ³ · lb _f /plug ² · mol lb · °R
0.7302	pie ³ · atm/lb mol · °R
1545.3	pie · lb _f /lb mol · °R
83 14.34	m ³ · Pa/kg mol · K

Volumen y densidad

1 g mol de gas ideal a 0 °C, 760 mm de Hg = 22.4140 lit = 22414 cm³

1 lb mol de gas ideal a 0 °C, 760 mm de Hg = 359.05 pie³

1 kg mol de gas ideal a 0 °C, 760 mm de Hg = 22.414 m³

Densidad del aire seco a 0 °C, 760 mm de Hg = 1.2929 g/litro
= 0.080711 lb_m/pie³

Peso molecular del aire = 28.97 lb_m/lb mol = 28.97 g/g mol

1 g/cm³ = 62.43 lb_m/pie³ = 1000 kg/m³

1 g/cm³ = 8.345 lb_m/gal estadounidense

1 lb_m/pie³ = 16.0185 kg/m³

Longitud

1 pulg. = 2.540 cm

100 cm = 1 m

1 micra = 10⁻⁶ m = 10⁻⁴ cm = 10⁻³ mm μm (micrómetro)

1 Å (angstrom) = 10⁻¹⁰ m = 10⁻⁴ μm

1 milla = 5280 pies

1 m = 3.2808 pies = 39.37 pulg.

Masa

1 lb_m = 453.59 g = 0.45359 kg

1 lb_m = 16 oz = 7000 granos

1 kg = 1000 g = 2.2046 lb_m

1 ton (corta) = 2000 lb_m

1 ton (larga) = 2240 lb_m

1 ton (métrica) = 1000 kg

Aceleración normal de la gravedad

$$g = 9.80665 \text{ m/s}^2$$

$$g = 980.665 \text{ cm/s}^2$$

$$g = 32.174 \text{ pie/s}^2$$

$$g_c = (\text{factor de conversión gravitatorio}) = 32.1740 \text{ lb}_m \cdot \text{pie}/\text{lb}_f \cdot \text{s}^2 \\ = 980.665 \text{ g}_m \cdot \text{cm}/\text{g}_f \cdot \text{s}^2$$

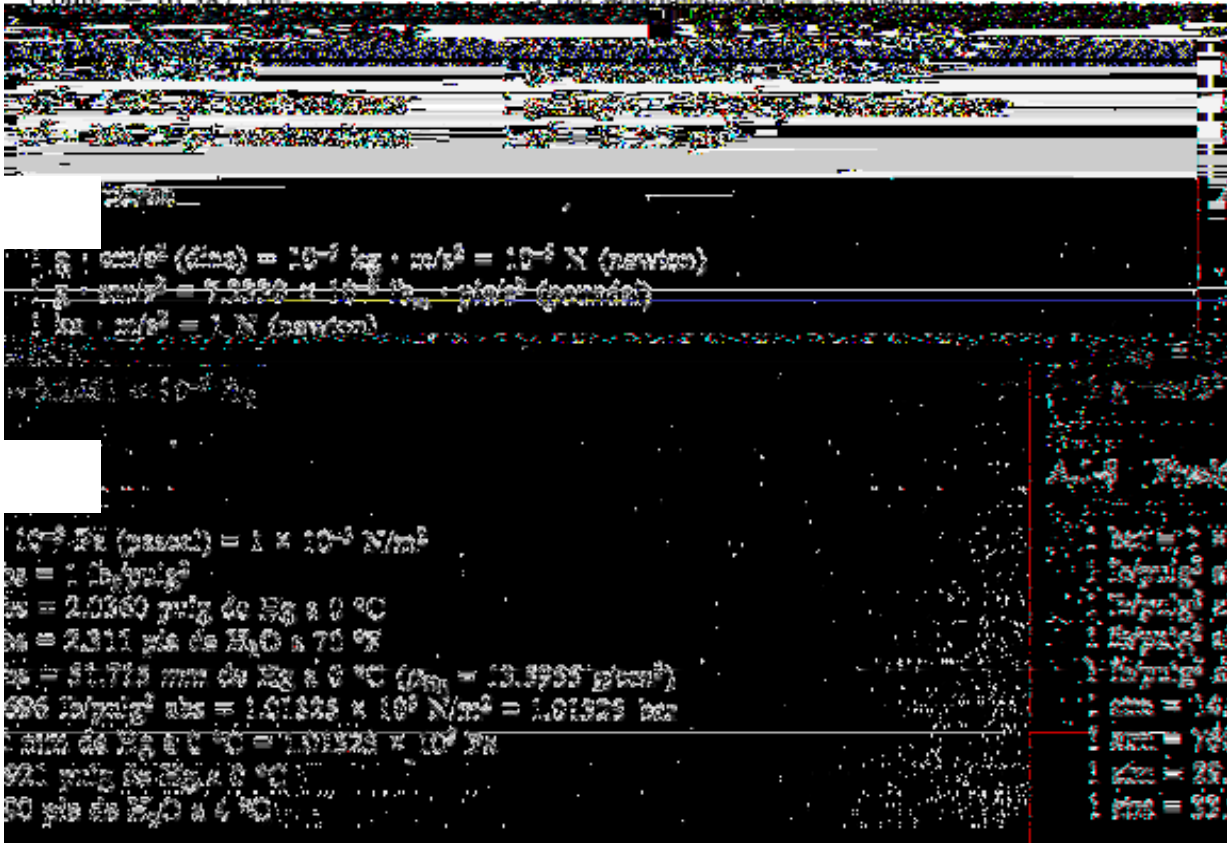
Volumen

$$1 \text{ L (litro)} = 1000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L (litro)}$$

$$1 \text{ pulg}^3 = 16.387 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ gal estadounidense} = 4 \text{ cuartos}$$



$$1 \text{ lb/pulg}^2 \text{ abs} = 6.89476 \times 10^4 \text{ g/cm} \cdot \text{s}^2$$

$$1 \text{ lb/pulg}^2 \text{ abs} = 6.89476 \times 10^4 \text{ dina/cm}^2$$

$$1 \text{ dina/cm}^2 = 2.0886 \times 10^{-3} \text{ lb}_f/\text{pie}^2$$

$$1 \text{ lb/pulg}^2 \text{ abs} = 6.89476 \times 10^3 \text{ N/m}^2 = 6.89476 \times 10^3 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ lb}_f/\text{pie}^2 = 4.7880 \times 10^2 \text{ dina/cm}^2 = 47.880 \text{ N/m}^2$$

$$1 \text{ mm de Hg (0 } ^\circ\text{C)} = 1.333224 \times 10^2 \text{ N/m}^2 = 0.1333224 \text{ kPa}$$

Potencia

$$1 \text{ hp} = 0.74570 \text{ kW} \quad 1 \text{ watt (W)} = 14.340 \text{ cal/min}$$

$$1 \text{ hp} = 550 \text{ pie} \cdot \text{lb}_f/\text{s} \quad 1 \text{ btu/h} = 0.29307 \text{ W (watt)}$$

$$1 \text{ hp} = 0.7068 \text{ btu/s} \quad 1 \text{ J/s (joule/s)} = 1 \text{ W}$$

Calor, energía, trabajo

- 1 J = 1 N · m = 1 kg · m²/s²
- 1 kg · m²/s² = 1 J (joule) = 10⁷ g · cm²/s² (erg)
- 1 btu = 1055.06 J = 1.05506 kJ
- 1 btu = 252.16 cal (termoquímica)
- 1 kcal (termoquímica) = 1000 cal = 4.1840 kJ
- 1 cal (termoquímica) = 4.1840 J
- 1 cal (IT) = 4.1868 J
- 1 btu = 251.996 cal (IT)
- 1 btu = 778.17 pie · lb_F
- 1 hp · h = 0.7457 kW · h
- 1 hp · h = 2544.5 btu
- 1 pie · lb_F = 1.35582 J
- 1 pie · lb_F/lb_m = 2.9890 J/kg

