



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	LEY DE BOYLE	PRÁCTICA NÚMERO	1
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Matraz Erlenmeyer 250 ml	1
Tapón dihoradado	1
Tubo de vidrio	1
Tubo de vidrio (forma L)	1
Jeringa	1
Pizeta	1
Naranja de metilo u otro colorante	
Regla	
Marcador de punta fina	

SOFTWARE REQUERIDO

OBSERVACIONES-COMENTARIOS

Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
	Agosto 2016

Elaboración del manual
Lugo Ibarra Karina Del Carmen
Muñoz Muñoz Franklin
Evangelista Hernández Viridiana

1.- INTRODUCCIÓN:

Los átomos y moléculas, en el estado gaseoso, se comportan como centros puntuales de masa que sólo en el rango de las altas presiones y bajas temperaturas son afectadas por las fuerzas atractivas. Fuera de estos límites, las propiedades físicas de un gas se deben principalmente al movimiento independiente de sus moléculas. Si se considera a un gas contenido en un recipiente, la presión que éste ejerce es la fuerza por unidad de área sobre las paredes debida a los impactos elásticos de las moléculas.

Robert Boyle descubrió en 1662 la relación matemática entre la presión y el volumen de una cantidad fija de gas a *temperatura constante*. Según la ley de Boyle, el volumen de una masa dada de gas varía en forma inversamente proporcional a la presión cuando la temperatura se mantiene en un valor fijo. La expresión matemática de la ley se escribe:

$$P \times V = k \quad (\text{proceso isotérmico}) \quad (1)$$

La magnitud de la constante k es función de la cantidad química de gas y de la temperatura.

Para dos estados diferentes 1 y 2, la ley implica:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (2)$$

Es decir, si se explora el comportamiento físico de un gas de acuerdo con la ley de Boyle y asumiendo comportamiento ideal, se puede concluir que, a temperatura constante:

Si se duplica la presión sobre una masa dada de gas, su volumen se reduce a la mitad. Si el volumen de una masa dada de gas se triplica, la presión se reduce en un tercio.

Es usual en los experimentos sobre la ley de Boyle obtener un conjunto de datos de presión y volumen, los cuales se pueden representar gráficamente para obtener el valor de k. Un gráfico de P versus V (Figura 1) da como resultado la hipérbola característica que corresponde a la ecuación 1. Si se repite el experimento a temperaturas diferentes se genera una familia de hipérbolas, y debido a que la temperatura es constante a lo largo de cada línea, éstas curvas se denominan *isotermas*.

Para encontrar el valor de k, se representa la presión como una función del inverso del volumen con el fin de obtener una línea recta (Figura 2). Aplicando el método de los mínimos cuadrados se puede tener el mejor estimativo de k.

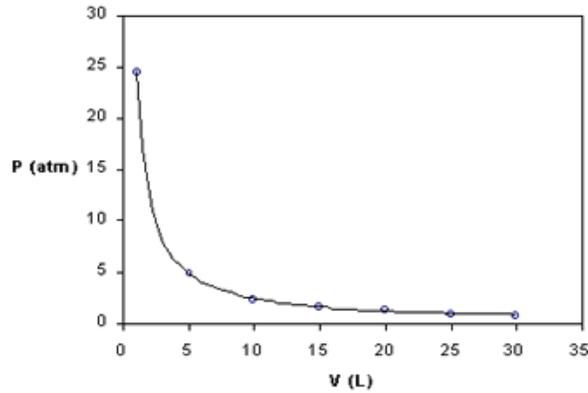


Figura 1. Representación gráfica de la Ley de Boyle.

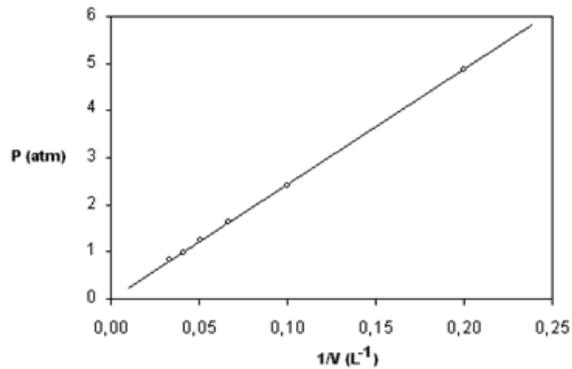


Figura 2. P versus 1/V en la ley de Boyle.

2.- OBJETIVOS (COMPETENCIA):

- ⊙ Confirmar de manera experimental la ley de Boyle.
- ⊙ Analizar con base en gráficos obtenidos a partir de los datos experimentales de presión y volumen, qué tanto se ajusta el aire al comportamiento ideal a las condiciones en el laboratorio.

3.- PROCEDIMIENTO

Disponer el montaje que se muestra en la figura 3. Adicionar un volumen exacto de agua al Erlenmeyer hasta sus 2/3 partes y añadir dos gotas de naranja de metilo para que pueda visualizarse más fácilmente la columna de líquido.

Las lecturas se inician con un volumen conocido de aire en la jeringa y señalando con el marcador el tope de la columna de líquido en el capilar. Medir la altura de la columna (h_c) hasta la superficie del líquido en el matraz Erlenmeyer.

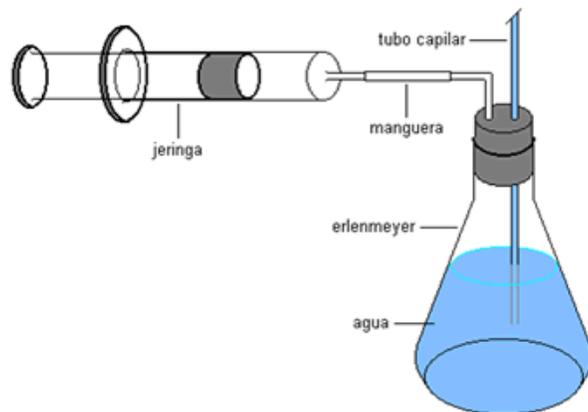


Figura 3. Montaje para la ley de Boyle.

A continuación se introduce 0.20 mL el émbolo de la jeringa y se marca el nuevo tope del líquido en el capilar. El procedimiento se repite cada 0.20 mL hasta obtener un mínimo de 15 lecturas.

Finalmente, se mide la distancia entre marcas para estimar la altura de la columna cada vez que se disminuyó el volumen en la jeringa.

El volumen de aire (V_a) puede calcularse de la ecuación:

$$V_a = V_e + V_j - V_L - V_c \tag{3}$$

Dónde: V_e = Volumen del Erlenmeyer, mL

V_j = Lectura de volumen en la jeringa, mL

V_L = Volumen de agua en el Erlenmeyer, mL

V_c = Volumen del capilar dentro del Erlenmeyer, mL

La presión del aire (P_a) se calcula de la expresión:

$$P_a = P_{atm} + h_c \text{ (mm)}/13.6 \tag{4}$$

4.- RESULTADOS

DATOS EXPERIMENTALES	
Temperatura	°C
Presión atmosférica	atm
Volumen del Erlenmeyer (V_e)	mL
Volumen de agua (V_L)	mL
Volumen del capilar dentro del Erlenmeyer (V_c)	mL

CÁLCULOS

Tabla 1. Resultados de la ley de Boyle.

Número de lectura	Volumen en la jeringa (V_j) mL	Volumen del aire, (V_a), mL	Altura de la columna (h_c), mm	$1 / V_a$, mL ⁻¹	Presión del aire (P_a), mm de Hg
1					
2					
3					
4					
5					
6					
7					
8					

5.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

1. Calcular V_a y P_a aplicando las ecuaciones 3 y 4. Construir un gráfico de P_a versus $1/V_a$. ¿Qué puede concluirse de la gráfica?
2. Tomar los valores experimentales de P_a y $1/V_a$ y determinar el valor de k en la ecuación $P = m (1/V) + b$, utilizando el método de los mínimos cuadrados. (El valor de la pendiente m corresponde al valor de k).
3. Conocido el valor de k , encontrar los valores de P de la ecuación $PV = k$ para los siguientes valores de V : 10, 20, 50, 70, 100, 120, 140, 160, 180 y 200 mL. Obtener un gráfico de P versus V , ¿Qué se puede concluir?
4. Teniendo en cuenta que se ha usado una mezcla de gases (aire) y no un gas puro, ¿era de esperarse que esta mezcla obedeciera la ley de Boyle? Explicar.
5. Discutir y anotar el significado de los siguientes términos: gas ideal, gas real, ley de Boyle, presión, proceso isotérmico.

6.- REFERENCIAS

1. Granados A., Técnicas de laboratorio químico, Universidad de Antioquia Facultad de Ciencias Exactas y Naturales, 2004, <http://docencia.udea.edu.co/cen/tecnicaslabquimico/02practicass/practica13.htm>



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	LEY DE DIFUSIÓN DE GRAHAM	PRÁCTICA NÚMERO	2
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Vasos de precipitado 250 ml	2
Vasos de precipitado 100 ml	1
Tubos de ensaye	2
Tubo de vidrio (forma de U)	1
Pipeta 10 ml	2
Regla	1
Marcador permanente	1
HCl	
NH ₄ OH	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
	Agosto 2016
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	

1.- INTRODUCCIÓN:

La ley de Graham establece que las velocidades de difusión de dos gases son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus densidades.

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

Como la densidad de un gas es proporcional al peso molecular, la ley de Graham puede escribirse así

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

La validez de esta ley puede comprobarse fácilmente por medida de las velocidades relativas de difusión de dos sustancias como se muestra a continuación.

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA):

Determinar las velocidades de difusión de dos gases.

3.- PROCEDIMIENTO

Se medirán las velocidades relativas de difusión del amoníaco y del cloruro de hidrógeno para lo cual se monta el aparato que se muestra en la figura 1.

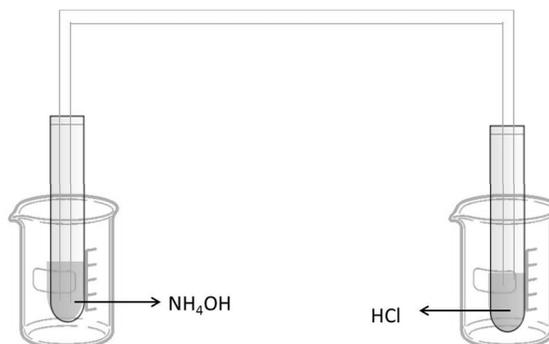


Figura 1. Montaje experimental

El tubo de vidrio se prepara con un trozo de tubo ordinario de vidrio de 60 cm de longitud y seco. Poner en un tubo de ensayo 3 ml de NH_4OH concentrado y en otro 3 ml de ácido clorhídrico concentrado. Es preciso que los tubos de ensayo estén llenos de líquido hasta la *misma profundidad*. Estos ajustes deben realizarse antes de colocar las sustancias en los tubos. Cuando las alturas de los líquidos y las longitudes de las ramas se han ajustado, introducir las dos ramas simultáneamente en los líquidos.

La difusión se establece inmediatamente al evaporarse el amoníaco y cloruro de hidrógeno gaseosos de sus respectivas disoluciones, no obstante tardará en formarse NH_4Cl de 3 a 5 minutos.

Separar el tubo de vidrio, lavar sus extremos para eliminar el HCl y el NH_3 y luego medir cuidadosamente las distancias recorridas por el NH_3 y el HCl . Para el NH_3 esta distancia es la que hay entre el nivel de NH_4OH hasta el punto en que se forma la primera porción de NH_4Cl . Para el HCl se obtiene la distancia de forma similar.

Mida la velocidad de cada gas a la temperatura de laboratorio mediante la ecuación siguiente:

$$V = \frac{d}{t}$$

4.- RESULTADOS

CÁLCULOS

5.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

- 1.- Calcula $\frac{V_{\text{NH}_3}}{V_{\text{HCl}}}$ en términos de pesos moleculares y cuál es el error en tanto por ciento con respecto al valor experimental. Concluye
- 2.- ¿Cuántas veces más deprisa se difundirán el O_2 con respecto al SO_3 ?
- 3.- Explique por qué la velocidad de difusión es función de peso molecular o densidad.
- 4.- Se encontró experimentalmente que el compuesto gaseoso X se difunde a lo largo de 20.8cm en el mismo periodo de tiempo que el CO_2 se difunde a 31.3 cm. La temperatura en ambos casos es de 20 °C. Calcular el peso molecular de X.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	DETERMINACION DE LA CONSTANTE DE LOS GASES IDEALES: R	PRÁCTICA NÚMERO	3
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Vaso de precipitado 250 ml	1
Tubo de ensaye	1
Tapón horadado de caucho para tubo de ensaye	1
Tapón doblemente horadado de caucho para matraz Erlenmeyer	1
Matraz Erlenmeyer 250 ml	1
Tubo de vidrio con ángulo	2
Tubo de vidrio recto	1
Pinzas de presión	1
Pizeta con agua	1
KClO ₃	
MnO ₂	

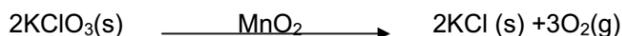
SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
	Agosto 2016
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	

1.- INTRODUCCIÓN:

Muchas sustancias obedecen a la ecuación del gas ideal, $PV=nRT$, bastante bien en condiciones normales, eso es, a temperatura ambiente y presión atmosférica. Se observan pequeñas desviaciones de esta ley, debido a que las moléculas del gas real son finitas en volumen y exhiben fuerzas de atracción mutuas. La ecuación de van der Waals es la siguiente:

$$\left(P + \frac{n^2a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

donde a y b son constantes características de un gas dado, se toman en consideración esas dos causas de desviación y esto es aplicable a través de un rango mucho más amplio de temperaturas y presiones que lo que es la ecuación de los gases ideales. El término nb en la expresión $(V-nb)$ es una corrección para el volumen finito de las moléculas, la corrección a la presión por el término n^2a/V^2 considera las atracciones intermoleculares. El oxígeno será obtenido de la descomposición del clorato de potasio, usando dióxido de manganeso como catalizador.



Si el clorato de potasio se pesa de manera precisa antes y después de que el oxígeno se liberó, se puede obtener el peso del oxígeno por diferencia. Usando la ley de presiones parciales de Dalton, con los datos de la presión de vapor del agua y la presión atmosférica, se puede calcular la presión del gas.

$$P_{\text{atmosférica}} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O vapor}}$$

2.- OBJETIVOS (COMPETENCIA):

- ⊙ Determinar el valor de la constante de los gases ideales (R).
- ⊙ Observar y explicar qué tan bien se ajusta la ecuación de los gases ideales para explicar el comportamiento de los gases reales.

3.- PROCEDIMIENTO

Agregue una cantidad pequeña de MnO_2 (aprox. 0.02 g) y aprox. 0.3 g de clorato de potasio en un tubo de ensaye. Pese con precisión de 0.001 g el tubo de ensaye conteniendo MnO_2 y KClO_3 . Arme el aparato de la figura 1, pero no conecte el tubo de ensaye. Asegúrese que el tubo B no se extienda por debajo del nivel de agua en la botella.

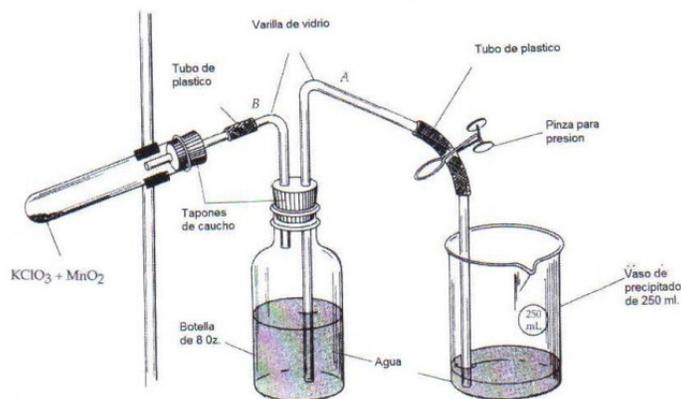


Figura 1. Esquema del aparato para medir la constante de los gases ideales.

Llene el tubo de vidrio A y su tubo de hule con agua aflojando las pinzas de presión y conectando una perilla de hule (o un pipeteador) al tubo B para aplicar presión a través de él. Cierre las pinzas de presión cuando el tubo A esté lleno.

Mezcle los sólidos en el tubo de ensaye rotándolo, y conecte el tubo B como se muestra en la figura anterior.

CUANDO SE CONECTE EL TUBO DE ENSAYE ASEGÚRESE QUE LA MEZCLA NO ENTRE EN CONTACTO CON EL TAPÓN DE HULE O UNA EXPLOSIÓN SEVERA PUEDE OCURRIR. ASEGÚRESE QUE LA PINZA QUE SUJETA AL TUBO DE ENSAYE ESTÉ FIRME DE MODO QUE EL MISMO NO SE PUEDA MOVER.

Llene el vaso de precipitado con cerca de la mitad de agua, inserte el tubo de vidrio A en él, abra las pinzas de presión y levante el vaso de precipitado hasta que los niveles de agua en la botella y el vaso de precipitado sean idénticos entonces cierre las pinzas de presión. Deshágase del agua del vaso de precipitado y séquelo. El propósito de igualar los niveles es para producir presión atmosférica dentro de la botella y el tubo del ensaye.

Inserte nuevamente el tubo A en el vaso de precipitado sobre la mesa y abra las pinzas de presión. Un poco de agua va a fluir al vaso de precipitado, pero si el sistema no tiene fugas el flujo deberá pasar rápidamente y el tubo A va a mantenerse lleno con agua. Si éste no es el caso revise fugas en el aparato y comience de nuevo.

Caliente la parte baja del tubo de ensaye cuidadosamente (**las pinzas de presión deben estar abiertas**) en forma tal que un flujo lento pero constante de gas sea producido y evidenciado por un flujo de agua hacia el vaso de precipitado. Cuando la proporción de salida del gas baje considerablemente, incremente la proporción del calentamiento y caliente hasta que no se libere más oxígeno. Cierre la pinza de presión.

Pese un matraz Erlenmeyer de 125 ml con una precisión de 0.01 g y vacíe el agua del vaso de

precipitado en el matraz. Pese el matraz con el agua. Mida la temperatura del agua y usando la densidad del agua de una tabla calcule el volumen del agua desplazado que será igual al volumen de oxígeno producido.

Permita que el aparato se enfríe a temperatura ambiente, asegurándose que el extremo del tubo A en el vaso de precipitado y la botella estén como antes.

Retire el tubo de ensayo del aparato y pese con precisión el tubo y sus contenidos. La diferencia en peso entre lo anterior y el peso original del tubo conteniendo dióxido de manganeso y clorato de potasio es igual al peso del oxígeno producido. Registre la presión barométrica. La presión de vapor del agua a varias temperaturas se puede obtener de tablas preestablecidas.

Calcule la constante de la ley de los gases, R, a partir de sus datos, usando la ecuación de los gases ideales y la ecuación de van der Waals.

4.- RESULTADOS

Registro de datos	
Peso del tubo de ensaye + KClO ₃ + MnO ₂	
Peso del tubo de ensaye + contenidos después de la reacción	
Peso del oxígeno producido	
Peso del matraz de 125 ml	
Peso del matraz de 125 ml + agu	
Peso del agua	
Temperatura	
Densidad del agua	
Volumen del agua	
Volumen del oxígeno	
Presión barométrica	
Presión del vapor de agua	
Presión del gas oxígeno (muestre cálculos)	
Constante de la ley de los gases ideales R (muestre cálculos)	
R de la ecuación de Van der Waals (muestre cálculos)	
Calcule el % de error	

Para determinar el valor máximo y mínimo de R, asuma que la precisión de las cantidades medidas en este experimento fueron las siguientes:

$P = \pm 0.1 \text{ mm Hg}$

$T = \pm 1^\circ\text{C}$

$V = \pm 0.0001 \text{ litros}$

$m = \pm 0.0001 \text{ g}$

Para determinar el valor máximo de R, use los valores máximos de presión y volumen que puede obtener y los valores mínimos de masa y temperatura que puede obtener.

De manera similar, calcule el valor mínimo de R a partir de los valores mínimos de P y V y los valores máximos para m y T. Determine el valor promedio de R y asigne un intervalo de confianza a este promedio.

CÁLCULOS

5.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE UN METAL	PRÁCTICA NÚMERO	4
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Soporte universal	
Tela de asbesto	
Anillo metálico para soporte	
Mechero Bunsen	
Pinzas para soporte	

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Tubo de ensaye	
Vaso de precipitado de 600 ml	
Termómetro	
Pipeta 25 ml	
Pipeteador	
Vaso térmico desechable con tapa	
Agua	
Metal	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
	Agosto 2016
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	

1.- INTRODUCCIÓN:

La combustión es probablemente la reacción química más común. La combustión controlada de carbón, aceite y gasolina para producir energía nos ha permitido progresar rápidamente en la actual sociedad basada en tecnología. Desafortunadamente nuestra prisa por progresar no ha sido acompañada siempre de la consideración necesaria del impacto ambiental de nuestras acciones. Si nuestra población continúa incrementando y si continuamos usando recursos no renovables en el presente. Podríamos arriesgar nuestra calidad de vida en el futuro. Como parte de nuestras prioridades, necesitamos desarrollar fuentes alternativas de energía que tengan un impacto menor en el ambiente como lo son fusión nuclear, celdas voltaicas solares. Por un periodo corto, la combustión siendo nuestra fuente primaria de energía y es importante que entendamos los energéticos de combustión y otras reacciones química.

Una consideración del balance de energía total de una reacción nos permite determinar si una reacción se produce. La energía total de una reacción puede con frecuencia ser exactamente calculada de una compilación más bien corta de parámetros disponibles en los libros de química. Esto nos da una técnica extremadamente poderosa para determinar las condiciones óptimas de una reacción. Generalmente la parte más importante de la energía total es la entalpía o calor contenido en la reacción. Llamamos reacciones endotérmicas a las que consumen en energía térmica (signo positivo de entalpía) y exotérmica a aquella que libera energía (signo negativo de entalpía).

Calor específico: Para determinar la entalla de un proceso, la masa, el cambio de temperatura, y el calor específico son componentes necesarios. El calor específico de una sustancia es la cantidad de energía necesaria para aumentar la temperatura de 1 g de dicha sustancia a un grado centígrado. Para el agua, con sus inusitadas propiedades (como el descenso de la densidad con la congelación) se expresa en cal/g °C o en J/g °C.

Entalpías de solución y reacción: El cambio de entalpía en un proceso es una propiedad termodinámica conveniente para estudiarse en el laboratorio porque es el cambio de calor contenido a presión constante. La mayoría de los experimentos del laboratorio son dirigidos abiertos a la atmósfera, la presión es constante para el proceso. Si el cambio de temperatura para un proceso puede ser medido y la masa y el calor específico son conocidos; $\Delta H = mC_p\Delta T$

Donde m= masa

C_p = Calor específico de la sustancia

ΔT = Variación de la temperatura

Entalpía de formación: Para una reacción química, el calor de la reacción ΔH_r es la diferencia entre la suma de los calores de formación de los productos y reactivos.

$$\Delta H_r = \sum \int n\Delta H_f (\text{productos}) J - \sum \int \Delta H_f (\text{reactivos}) J$$

n = número de moles de la sustancia o coeficiente balanceado de la ecuación.

Entalpía de formación: para una reacción química, el calor de reacción ΔH_r es la diferencia entre la suma de los calores de formación de los productos y reactivos.

$$\Delta H_r = \sum \int n \Delta H_f (\text{productos}) J - \sum \int \Delta H_f (\text{reactivos}) J$$

n = número de moles de la sustancia o coeficiente balanceado de la ecuación.

2.- OBJETIVOS (COMPETENCIA):

Calcular el calor específico de un metal a partir del calor específico del agua.

3.- PROCEDIMIENTO

1. Obtenga una muestra de metal desconocida.
2. Pese 3 g de dicho metal y deposite en un tubo de ensaye.
3. Sujete el tubo de ensaye con una pinza e introdúzcalo en un vaso de precipitado lleno de agua que está sobre un mechero de Bunsen, dejando la parte superior del tubo (al menos 5 cm arriba del nivel del agua). Observe la Figura 1:

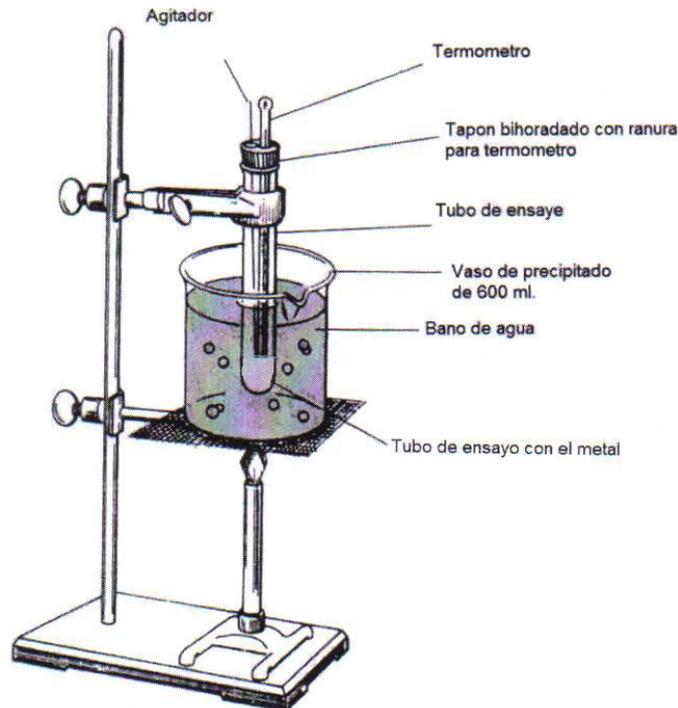


Figura 1. Montaje experimental

4. Caliente el vaso hasta que el agua hierva y manténgalo así 5 min.
5. Usando una pipeta vacíe 25 ml de agua en un vaso térmico desechable.

6. Inserte un termómetro y tome lecturas cada 15 seg. Durante 1 minuto 45 seg.
7. Exactamente a los 2 min. transfiera el metal caliente al vaso mezclando inmediatamente.
8. Empezando en la marca de 2 min. con 15 seg, registre la temperatura cada 15 seg durante 3 min.
9. Llene la tabla siguiente y elabore una gráfica con la información obtenida (temperatura en eje vertical y tiempo eje horizontal).

4.- RESULTADOS

Tiempo	Temperatura	Tiempo	Temperatura	Tiempo	Temperatura
15		2.00		3.45	
30		2.15		4.00	
45		2.30		4.15	
1.00		2.45		4.30	
1.15		3.00		4.45	
1.30		3.15		5.00	
1.45		3.30		5.15	

CÁLCULOS

$$C_m = (M_a) (C_a) (\Delta T_a) / (M_n)(\Delta T_m)$$

Donde C_m = Calor específico del metal
 M_a = Masa del agua
 C_a = Calor específico del agua
 ΔT_m = diferencia de temperatura del metal
 ΔT_a = diferencia de temperatura del agua
 M_n = masa del metal

Con la ecuación anterior calcule el calor específico del metal. El calor específico del agua es de 4.18J/g °C

Una vez obtenido el calor específico del metal desconocido sustituir en la ecuación de Dulong y Petit para conocer la posible identidad del metal.

Ecuación de Dulong y Petit:

$$\text{Calor específico} * \text{Masa atómica} = 25 \text{ J/mol}^\circ\text{C}$$

$$\text{Masa atómica} = (25 \text{ J/mol }^\circ\text{C} 25) / (\text{Calor específico})$$

Una vez obtenida la masa atómica, compare con su tabla periódica y mencione cuál metal se aproxima más. Escriba sus respuestas en el cuadro siguiente.

Masa del metal	
Volumen del agua	
Temperatura del agua (de la extrapolación hacia los 2 min)	
Densidad del agua	
Masa del agua calculada a partir del volumen y la densidad	
Temperatura del metal	
Temperatura final del sistema (de la extrapolación hacia atrás los 2 min.	
Calor específico del agua	
ΔT agua	
ΔT metal	
Energía ganada por el agua	
Calor específico del metal	
Masa atómica del metal	
Probable identidad del metal	

5.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

6.-CUESTIONARIO

1. La adición de 15 g de un metal desconocido que se encuentra a 100°C a 25 g de agua que se encuentra a 22°C resulta en una temperatura final máxima para el sistema de 27.5°C. Calcule el calor específico del metal y su masa atómica aproximada. Sugiera un nombre para el metal desconocido.

Calor específico _____
 Masa atómica _____
 Elemento _____

2. La adición de 21.6 g de un metal desconocido que se encuentra a 80°C a 20 g de agua que se encuentra a 21°C resulta en una temperatura final máxima para el sistema de 23°C. Calcule el calor específico del metal y su masa atómica aproximada. Sugiera un nombre para el metal desconocido.

Calor específico _____
 Masa atómica _____
 Elemento _____



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	CALOR DE COMBUSTIÓN	PRÁCTICA NÚMERO	5
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Soporte universal	1
Anillo metálico	1
Rejilla	1
Pinzas para soporte	2

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Probeta 100 ml	1
Termómetro	1
Varilla de vidrio	1
Matraz Erlenmeyer	1
Pizeta	1
Calorímetro	1
NaOH	
HCl	
CH ₃ COOH	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
	Agosto 2016
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	

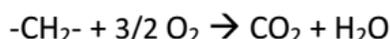
1.- INTRODUCCIÓN:

En un cambio químico el número de átomos de cada elemento se conserva constante antes y después de la reacción, pero dichos átomos se redistribuyen durante el proceso. Esta nueva forma en la que se acomodan los átomos para formar los productos implica que los enlaces que mantienen unidos a los átomos de los reactivos han de romperse, para dar lugar a nuevos enlaces químicos, en los productos. Durante este proceso de ruptura y formación de enlaces ocurre una manifestación energética. Para que un enlace se rompa, se necesita aplicar energía. Por el contrario, cuando se forma un nuevo enlace, hay liberación energética.

Como en una reacción química suceden ambos fenómenos (formación y ruptura de enlaces), siempre van acompañadas por cambios de energía. En algunas ocasiones, la energía necesaria para romper enlaces es mayor que la que proporciona los nuevos enlaces. Globalmente la reacción debe consumir energía para llevarse a cabo. A estas reacciones se les conoce como endotérmicas. Deben tomar calor de sus alrededores para que puedan ocurrir.

En otras ocasiones, las más frecuentes, romper enlaces de los reactivos requiere poca energía, menos que la que liberan los enlaces formados en los productos. Globalmente, la reacción genera energía al realizarse. Estas son las reacciones exotérmicas. Transfieren calor al ambiente cuando ocurren.

La reacción de combustión es un típico ejemplo de reacción exotérmica. Durante esta práctica usted determinará experimentalmente los calores de combustión de los tres primeros alcoholes orgánicos: metanol, etanol y 1-propanol. Cada uno difiere del otro en que la cadena de carbonos se incrementa con un grupo $-\text{CH}_2-$ adicional, llamado grupo metileno. Cada metileno adicional es una fuente de energía al quemarse. Podríamos escribir la reacción ficticia:



que indica que cada metileno adicional en los alcoholes provoca la formación de una molécula de bióxido de carbono y una de agua, cuyos enlaces liberan gran cantidad de energía, pues son muy estables. Comparando la energía de combustión de los tres alcoholes podrá usted estimar, por diferencia, la energía de la reacción ficticia que hemos escrito, a la que podríamos llamar el calor de combustión del grupo metileno.

2.- OBJETIVOS (COMPETENCIA):

- ⊙ Determinar los calores de combustión de tres miembros de una serie homóloga de compuestos orgánicos.
- ⊙ Concluir la relación que existe entre el tamaño de la cadena de carbonos y los calores de combustión.
- ⊙ Calcular el calor de combustión del grupo $-\text{CH}_2-$.
- ⊙ Confirmar la relación existente entre el calor liberado por las reacciones químicas y la formación y ruptura de enlaces químicos

3.- PROCEDIMIENTOS

Con la lata perforada y el vaso de precipitado, montar el dispositivo experimental. Tomar una corcholata y colocar un trozo de algodón en ella. Poner la tapa dentro de la lata. Medir 40 ml de agua con la probeta y verterlos en el vaso de precipitado. Determinar la temperatura del agua del vaso (T_i). Colocar 2 ml de acetona en el algodón de la corcholata. Inmediatamente encienda la acetona. Agite el agua del vaso para que el calentamiento sea homogéneo. Anote la temperatura máxima (T_f), registrada una vez que se apague el algodón de la corcholata. Repita todo el procedimiento para los tres alcoholes.

4.- RESULTADOS

Líquido	Densidad (g/ml)	M Masa Molar (g/mol)	T_i (°C)	T_f (°C)	ΔT_{H_2O}
Acetona	0.792				
Metanol	0.7961				
Etanol	0.7893				
Propanol	0.8044				

CÁLCULOS

5.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	CALORIMETRÍA Y CALOR LATENTE	PRÁCTICA NÚMERO	6
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Soporte universal	1
Anillo metálico	1
Rejilla	1
Pinzas para soporte	2
Mechero Bunsen	1

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Probeta 100 ml	1
Termómetro	1
Varilla de vidrio	1
Matraz Erlenmeyer	1
Pizeta	1
Calorímetro	1
Agua	
Hielo picado	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
	Agosto 2016
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	

1.- INTRODUCCIÓN:

Al mezclar dos cantidades de líquidos a distinta temperatura se genera una transferencia de energía en forma de calor desde el más caliente al más frío. Dicho tránsito de energía se mantiene hasta que se igualan las temperaturas, cuando se dice que ha alcanzado el equilibrio térmico. La cantidad de calor (q) que se transfiere desde el líquido caliente, o la que absorbe el frío, responde a la expresión:

$$q = mC_e\Delta T$$

donde m es la masa del líquido, C_e su calor específico y ΔT la variación de temperatura que experimentan.

1. MEDIDA DE LA CAPACIDAD CALORÍFICA DE UN CALORÍMETRO

Las transferencias de calor se miden en un calorímetro a través de variaciones de temperatura. Previo a toda experiencia es necesario calibrarlo, esto es, determinar su capacidad calorífica. Para realizar el calibrado, se mezclan cierta cantidad de agua fría con agua caliente y se mide la temperatura de equilibrio. Durante este proceso una parte de la energía cedida por el agua caliente es absorbida por el calorímetro que eleva su temperatura desde T_2 a T_e . En consecuencia, como en el calorímetro no se producen pérdidas de energía hacia el exterior, la variación del conjunto formado por el calorímetro y las cantidades de agua será nula, por lo que se puede escribir

$$m_1(T_e - T_1) + C_K(T_e - T_2) + m_2(T_e - T_2) = 0$$

donde C_K es la capacidad calorífica del calorímetro, esto es, cuánto calor absorbe por grado de aumento en la temperatura. Además se ha tomado el calor específico del agua como $1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$.

2. MEDIDA DEL CALOR LATENTE DE FUSIÓN DEL HIELO

El calor latente de fusión L_F se define como la cantidad de calor por unidad de masa necesaria para fundir un sólido que coexiste con el líquido a la temperatura de fusión. Por lo tanto, la energía total en forma de calor Q_F necesaria para fundir una masa M de hielo se encuentra en agua a la temperatura de 0°C vendrá dada por:

$$Q_F = L_F \cdot M$$

El valor experimental aceptado para el calor latente de fusión del hielo es $L_F = 80 \text{ cal/g} = 3.34 \times 10^5 \text{ J/kg}$. Al realizar la medida experimental de L_F debemos asegurarnos de que el hielo se encuentre precisamente a 0°C , por lo que si el hielo se saca de un congelador se deberá dejarlo alcanzar la coexistencia con el agua.

3. MEDIDA DEL CALOR LATENTE DE VAPORIZACIÓN DEL AGUA

En el cambio de estado líquido-vapor que se pone de manifiesto en la ebullición del agua, la energía del foco calorífico que se transfiere a las moléculas de agua hace que éstas adquieran una gran energía cinética. Este aumento de energía hace que algunas moléculas sean capaces de vencer las fuerzas intermoleculares de la superficie del líquido que tienden a retenerlas y pasen a la fase vapor.

La temperatura a que se produce este fenómeno recibe el nombre de temperatura de ebullición y se mantiene invariable aunque se aporte más energía al líquido. Si se continúa calentando, toda la energía adicional irá a evaporar más moléculas hasta que todas ellas hayan pasado a la fase gaseosa y solo entonces, empezará a calentarse el vapor resultante. Cuando la presión es de 1 atm (760 mm Hg), la temperatura de ebullición es de 100°C, siendo menor cuanto menor es la presión atmosférica.

Para transformar m gramos de agua a 100°C en m gramos de vapor también a 100°C se precisa una cantidad de energía en forma de calor QV. El calor de vaporización LV, es la cantidad de calor necesaria para que se evapore 1 g de agua. Por lo tanto puede determinarse como:

$$L_V = \frac{Q_V}{m}$$

El valor de LV establecido experimentalmente es 540 cal / g, ó 2.26x10⁶ J / kg.

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA):

3.- PROCEDIMIENTOS

A. MEDIDA DE LA CAPACIDAD CALORÍFICA DE UN CALORÍMETRO

Colocar un volumen conocido de agua (medido cuidadosamente con la probeta) en el calorímetro y tápese colocando el termómetro y el agitador. Al cabo de cierto tiempo anótese su temperatura (T₂).

Colocar un volumen igual en un matraz Erlenmeyer, el cual se sujetará al soporte mediante la pinza y la varilla. En él se introduce un termómetro suspendido de la placa soporte sin que llegue a tocar el fondo del vaso, como se muestra en la Figura 1.

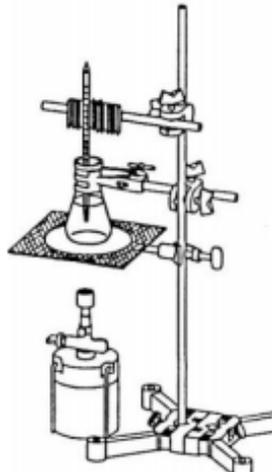


Figura 1. Ilustración del montaje para la determinación de la capacidad calorífica de un calorímetro.

Se calienta el agua hasta alcanzar unos 80°C , y a continuación se vierte en el calorímetro, procurando anotar su temperatura (T_1) justo antes de introducirse en el mismo. Una vez ambas porciones de agua se encuentran en el calorímetro, se agita ligeramente y se lee la temperatura de equilibrio T_e al cabo de un minuto (o el tiempo requerido para que la lectura del termómetro se mantenga estable). En la medida de lo posible inténtese apreciar hasta la mitad de grado en la lectura de las temperaturas. Se propone realizar dos experiencias semejantes utilizando en cada una de ellas diferentes cantidades de agua caliente y fría.

B. MEDIDA DEL CALOR LATENTE DE FUSIÓN DEL HIELO

Se calientan en un matraz unos 200 ml de agua hasta unos 30°C , que controlaremos con un termómetro. De esta agua templada se toman exactamente $V_1=150$ ml medidos en una probeta. Esta cantidad de agua $M_1=150\text{g}$ se decantan en el calorímetro, midiéndose al cabo de unos minutos la temperatura de equilibrio T_1 de agua y calorímetro.

Por otra parte se toma una cantidad de hielo picado o, en su defecto, varios cubitos de hielo que se trocean envolviéndolos con un paño y golpeándolos contra el suelo, procurando que esté lo más seco posible antes de echarlo en el calorímetro. La masa de hielo M_2 se medirá posteriormente una vez fundido a partir del incremento del volumen total del agua en el calorímetro. Seguidamente se agita el calorímetro y al cabo de unos minutos se anota la temperatura T_E del equilibrio, que deberá ser necesariamente superior a 0°C ; de lo contrario se deberá repetir la experiencia con menor cantidad de hielo.

Es conveniente aproximar las medidas de las temperaturas hasta medio grado, aunque, en rigor la escala sólo permita lecturas de unidades de grado.

C. MEDIDA DEL CALOR LATENTE DE VAPORIZACIÓN DEL AGUA

Se comienza midiendo en la probeta con exactitud un volumen de agua $V_1=100$ ml, que se echan en el Erlenmeyer. A continuación se coloca el termómetro de manera que el bulbo quede situado dentro del agua y se enciende el mechero Bunsen. Es importante no modificar la llama del mechero durante toda la experiencia.

Cuando el agua alcanza $30\text{ }^\circ\text{C}$, se mide el tiempo que tarda en alcanzar los $70\text{ }^\circ\text{C}$, dato que se utilizará después para determinar la potencia calorífica, P , del mechero. Además del tiempo total, se anotarán los tiempos parciales a $40\text{ }^\circ\text{C}$, $50\text{ }^\circ\text{C}$ y $60\text{ }^\circ\text{C}$, con el fin de construir la curva de calentamiento del mechero. En el momento en que el agua tiende a hervir, se mantiene así durante 10 minutos y se apaga el mechero. Transcurridos unos minutos y con cuidado, se afloja la nuez que sujeta la pinza y utilizando ésta como asa del Erlenmeyer se echa el agua caliente en la probeta, midiendo el volumen V , a partir del cual podemos conocer la parte que se evaporó, V_2 ($V_2 = V_1 - V$). Suponiendo que la densidad del agua es 1 g/cm^3 , tendremos así también la masa de agua evaporada, m_2 .

4.- RESULTADOS

A. MEDIDA DE LA CAPACIDAD CALORÍFICA DE UN CALORÍMETRO

- 1. Masa de agua fría = $m_2 = __\text{ g}$ + masa de agua caliente = $m_1 = __\text{ g}$
- 2. Masa de agua fría = $m_2 = __\text{ g}$ + masa de agua caliente = $m_1 = __\text{ g}$

Los datos de ambas experiencias se trasladan a la tabla siguiente:

	m_1	m_2	T_1 ($^\circ\text{C}$)	T_2 ($^\circ\text{C}$)	T_e ($^\circ\text{C}$)
Caso 1					
Caso 2					

CÁLCULOS

- 1. Efectuando los cálculos que se derivan de la expresión (1), se determina el valor de la capacidad calorífica CK y del equivalente en agua K en ambos casos. La capacidad calorífica del calorímetro se asigna al valor medio de los dos valores encontrados. Igualmente se hace con el equivalente en agua.
- 2. Expresar los resultados en calorías y en unidades del Sistema Internacional, sabiendo que $1\text{ cal} = 4,185\text{ J}$.
- 3. Los valores que se obtienen para CK ¿dependen de la cantidad de líquido que se utiliza en la experiencia?

B. MEDIDA DEL CALOR LATENTE DE FUSIÓN DEL HIELO

El volumen de agua procedente del hielo fundido V_2 se obtiene midiendo el volumen total de agua en el calorímetro V_A , de manera que $V_2 = V_A - V_1$. La masa M_2 de hielo vendrá entonces dada por $m_2 = V_2 \cdot \rho$, tomando $\rho = 1.0 \text{ g/ml}$, para la densidad del agua a temperatura ambiente.

Construir una tabla con los valores todos los datos experimentales: volumen, masa y temperatura iniciales del agua templada (V_1 , m_1 , T_1) y del hielo fundido (V_2 , m_2 , $T_2=0^\circ\text{C}$), y temperatura de equilibrio T_E .

CÁLCULOS

El cálculo de $LF = Q_F / m_2$ se lleva a cabo utilizando la expresión calorimétrica:

$$m_1 \cdot C_e \cdot (T_E - T_1) + C_K \cdot (T_E - T_1) + Q_F + m_2 \cdot C_e \cdot (T_E - T_2) = 0$$

siendo $C_e = 1.0 \text{ cal/(g } ^\circ\text{C)}$ y C_K la capacidad calorífica del calorímetro, obtenida en la primera parte de la práctica. Expresar el valor obtenido para LF en unidades del Sistema Internacional. Comparar dicho valor con el valor experimental aceptado para el calor de fusión del hielo dado más arriba. Repasa el procedimiento experimental que has seguido y discute cuáles son en tu opinión las mayores fuentes de incertidumbre al realizar las medidas.

C. MEDIDA DEL CALOR LATENTE DE VAPORIZACIÓN DEL AGUA

CÁLCULOS

El calor invertido en calentar el agua es:

$$q = m_1 C_e \Delta T$$

donde C_e es la capacidad calorífica del agua, $C_e = 1.0 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$. Por lo tanto, la potencia calorífica del mechero, P , se puede calcular como

$$P = \frac{q}{\Delta t} = \frac{m_1 C_e \Delta T}{\Delta t}$$

Donde Δt es el tiempo que se tarda en calentar el agua desde 30°C a 70°C , expresado en segundos, y ΔT es el incremento de temperatura entre esos dos valores, es decir, 40°C . Sus unidades son cal/s . Con ese valor de P , se obtiene L_V mediante la expresión:

$$L_V = \frac{600P}{m_2} (\text{cal/g})$$

Donde 600 es el número de segundos correspondientes a los 10 minutos que hemos calentado después de que el agua haya entrado en ebullición.

Comparar el resultado obtenido con el experimental dado anteriormente y comentar cuáles son las posibles fuentes de error que expliquen las posibles discrepancias

5.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	ENTALPÍA DE NEUTRALIZACIÓN	PRÁCTICA NÚMERO	7
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Soporte universal	1
Anillo metálico	1
Rejilla	1
Pinzas para soporte	2
Mechero Bunsen	1

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Probeta 100 ml	1
Termómetro	1
Varilla de vidrio	1
Matraz Erlenmeyer	1
Pizeta	1
Calorímetro	1
NaOH	
HCl	
CH ₃ COOH	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
	Agosto 2016
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	

1.- INTRODUCCIÓN:

Cuando un cuerpo caliente se pone en contacto con uno frío, existe un intercambio de energía térmica del cuerpo caliente al frío hasta que igualan su temperatura. En un intercambio de calor, la cantidad del mismo permanece constante, pues el calor transmitido por uno o más objetos calientes será el que reciba uno o más objetos fríos. Esto origina la llamada ley del intercambio de calor efectuado, el calor cedido es igual al absorbido.

Cuando se realizan experimentos cuantitativos de intercambio de calor en el laboratorio, se deben evitar al máximo las pérdidas de éste, así nuestros cálculos serán confiables. Por ello, es común utilizar un calorímetro.

Por el llamado método de las mezclas, el calorímetro permite determinar el calor específico de algunas sustancias, para ello primero se le pone una masa determinada de agua a fin de conocer su temperatura. Después se determina la masa de la sustancia de la cual se va a calcular el calor específico y se calienta a una temperatura conocida, para evitar su enfriamiento se introduce inmediatamente en el agua del calorímetro y se agita hasta que la temperatura indicada en el termómetro no varíe; esto significa que existe un equilibrio térmico en todas partes. Al medir el aumento de temperatura en el agua del calorímetro se puede calcular cuál fue la cantidad de calor cedido al agua y al recipiente interior por la sustancia, y encontrar finalmente el calor específico. A éste también se le denomina capacidad calorífica, en este caso del calorímetro, el cual nos indica la cantidad de calor necesaria para incrementar su temperatura un grado centígrado.

El cambio de entalpía será:

$$\Delta H = \Delta T (Cp_{\text{calorímetro}} + Cp_{\text{contenido}})$$

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA):

3.- PROCEDIMIENTOS

A. CAPACIDAD CALORÍFICA DEL CALORÍMETRO

1. Coloque el termómetro en su calorímetro cuidando que la punta del mismo no llegue al fondo.
2. Coloque ___ ml de agua en el interior de la cámara externa de su calorímetro y vuelva a taparlo.
3. Espere de 5 a 10 minutos para que el sistema alcance el equilibrio térmico. Enseguida anote la temperatura lo más preciso que le sea posible en la Tabla I.

- Coloque exactamente el mismo volumen de agua que en el paso 2 en un matraz Erlenmeyer y caliente el agua con un mechero hasta que la temperatura del agua se encuentre aproximadamente 15 a 20 °C por encima de la temperatura ambiente (más o menos a 80 °C). NO HERVIR EL AGUA, de lo contrario habrá una pérdida apreciable y sus resultados serán erróneos.
- Deje que se estabilice un poco la temperatura del agua caliente por uno o dos minutos. Registre su temperatura lo más preciso posible e inmediatamente póngala en el calorímetro. Coloque la tapa del calorímetro con el termómetro y agite su contenido (ya sea manualmente o con un agitador magnético). Registre la temperatura durante 3 minutos cada 15 segundos en la Tabla II.
- Realice una gráfica de la temperatura en función del tiempo. Determine ΔT a partir de la curva obtenida y realice los cálculos indicados en la Tabla I.

B. CALOR DE NEUTRALIZACIÓN

- Mida cuidadosamente __ ml de NaOH 5 M y agréguelo al calorímetro (la cantidad de ácido debe ir de acuerdo al tamaño de su calorímetro). Tape el calorímetro sin el termómetro.
- Mida exactamente la misma cantidad de HCl 5 M en una probeta limpia y seca, y deje que se estabilice la temperatura por 3 a 4 minutos.
- Mida la temperatura del ácido; enjuague el termómetro con agua de la llave y séquelo.
- Inserte el termómetro en el calorímetro y mida la temperatura de la solución de NaOH.
- Las temperaturas del ácido y la base no deben variar por más de 0.5°C. Si existe una diferencia mayor, ajuste la temperatura del ácido ya sea calentando el recipiente con sus manos o enfriando con agua de la llave por fuera del recipiente.
- Anote la temperatura de la solución de NaOH.
- Levante la tapa y agregue cuidadosamente el HCl 5M todo a la vez. Tenga cuidado de no salpicar nada.
- Agite la solución suavemente y anote la temperatura cada 15 segundos durante 3 minutos aproximadamente.
- Construya una curva de temperatura versus tiempo y determine ΔT .
- Calcule el calor de neutralización. Asuma que la solución de NaCl tiene la misma densidad y capacidad calorífica que el agua. Calcule el valor de la entalpia de neutralización teórico de la reacción a partir de los valores de tablas y compare con los valores experimentales.

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_f (\text{productos}) - \sum \Delta H_f (\text{reactivos})$$

C. CALOR DE NEUTRALIZACIÓN DE CH₃COOH-NaOH

Siga el mismo procedimiento que en la parte B, pero sustituya el HCl por CH₃COOH 5 M.

4.- RESULTADOS

Tabla I. Resultados del procedimiento A y cálculo de la capacidad calorífica del calorímetro.

1. Temperatura inicial del calorímetro y el agua (T ₁)	
2. Temperatura del agua caliente (T ₂)	

3. Temperatura después de la mezcla (T_f)	
4. Calor perdido por el agua caliente $[(T_2-T_f)(m)(C_p)] =$	
5. Calor ganado por el agua fría $[(T_f-T_1)(m)(C_p)] =$	
6. Calor perdido al calorímetro $[(4)-(5)] =$	
7. Capacidad calorífica del calorímetro: $(6)/(T_f-T_1) =$	

Tabla II. Temperatura del agua del calorímetro después de la mezcla.

Tiempo (s)	Temperatura (°C)

ΔT determinado a partir de la gráfica: ___ °C

B. CALOR DE NEUTRALIZACIÓN

Tabla III

	Reacción B	Reacción C	unidades
1. Temperatura inicial del calorímetro y el NaOH			°C
2. Cambio de temperatura (ΔT)			°C
3. Calor ganado por la solución ($\Delta T m C_p$)			
4. Calor ganado por el calorímetro ($\Delta T \cdot C_{p\text{calorímetro}}$)			
5. Calor total en la reacción [$\Delta H_{\text{neutralización}} = (3) + (4)$]			
6. Número de moles de ácido en un litro			moles
7. Número de moles de ácido en ___ ml			
8. Número de moles de H ₂ O producidos en la reacción			
9. Calor molar de neutralización [$\Delta H_{\text{neutralización}} = (5)/(8)$]			
10. Calor molar de neutralización calculado			

CÁLCULOS

5.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

1. Escriba las ecuaciones para las reacciones B y C:

Reacción B: _____

Reacción C: _____

2. La adición de 50 ml de NaOH 2.0 M a 50 ml de HNO₃ 2.0 M que se encuentra a 22°C resulta en una temperatura máxima de 36.1 °C con una masa total de la solución de 100 g. Calcule el calor molar de neutralización y compare su resultado con el valor teórico (use la información de la tabla III).

ΔH_{neut} experimental _____

ΔH_{neut} teórico _____

3. ¿Cómo ocurre la reacción, a volumen o a presión constante? Explicar.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	CAMBIO DE ENTROPÍA EN UN PROCESO ESPONTÁNEO	PRÁCTICA NÚMERO	8
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Soporte universal	1
Anillo metálico	1
Rejilla	1
Pinzas para soporte	2
Parrilla de agitación	

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Probeta 50 ml	1
Termómetros digitales	2
Vasos de precipitado 150 ml	2
Agitador magnético	1
Pizeta	1
Hielo	
Agua	
Cronometro	
Vaso de unicel con tapa	

SOFTWARE REQUERIDO

OBSERVACIONES-COMENTARIOS

Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
	Agosto 2016

Elaboración del manual
Lugo Ibarra Karina Del Carmen
Muñoz Muñoz Franklin
Evangelista Hernández Viridiana

1.- INTRODUCCIÓN:

La segunda ley de la termodinámica se puede enunciar de varias formas, que pueden parecer muy diferentes unas de otras, pero que de hecho son todas las modificaciones de la misma idea fundamental. Es decir, todas las formas de energía se pueden convertir completamente en calor, pero no hay ningún proceso que permita convertir todo el calor así obtenido en otras formas de energía (Crockford y Knight, 1971).

La energía calorífica está asociada con el movimiento desordenado de las moléculas en un sistema, mientras que otras formas de energía tienen un aspecto direccional; por ejemplo, el movimiento de un pistón, el flujo de electrones por un cable o la caída de agua de lo alto de una presa. Por lo tanto se puede decir que el universo se está acercando a una condición de desorden molecular. El desorden molecular se expresa en términos de entropía, cuanto mayor es este desorden mayor será la entropía correspondiente (Atkins, 1994).

Otra forma de expresar esta segunda ley de la termodinámica es: la energía del universo es constante, pero la entropía tiende a alcanzar un valor máximo. Esta segunda ley se puede considerar desde el punto de vista espontáneo. El proceso espontáneo es el que sirve al hombre para utilizar los recursos disponibles de la naturaleza (Crockford y Knight, 1971; Levine, 1996).

2.- OBJETIVO (COMPETENCIA):

- ⊙ Demostrar la relación entre ΔS y espontaneidad para procesos en sistemas aislado.
- ⊙ Determinar experimentalmente el valor de ΔS para un proceso de mezclado.

3.- PROCEDIMIENTO

- 1) Pesar el vaso de unicel con tapa, termómetro y agitador magnético.
- 2) Colocar 50 mililitros de agua destilada en un vaso de unicel con la probeta y colocar el termómetro, agitador y tapa. Determinar la cantidad de agua mediante diferencia de masas. Medir la temperatura cada 30 segundos durante cinco minutos.
- 3) Mientras tanto, colocar aproximadamente 120 gramos de agua destilada en un vaso de precipitados y calentar a una temperatura ligeramente superior a 60°C. Colocar un termómetro en el vaso.
- 4) En el minuto cinco, agregar aproximadamente 100 gramos de agua a 60°C (tomar el dato de temperatura antes de agregar) en el vaso de unicel. Tapar y agitar, midiendo la temperatura cada 3 segundos durante un minuto.
- 5) Seguir tomando temperatura cada 30 segundos durante 10 minutos más.
- 6) Determinar la masa de agua caliente que se agregó mediante diferencia de masas.

4.- RESULTADOS

Masa del sistema vacío: _____g Temperatura inicial del agua caliente: ____°C
 Masa del vaso con toda el agua: _____g
 Masa del sistema con agua fría: _____g

Agua ambiente		Mezcla final c/3 seg x 1 minuto)				Mezcla final (c/30 seg x 10 minutos)			
t(s)	T(°C)	t(s)	T(°C)	t(s)	T(°C)	t(s)	T(°C)	t(s)	T(°C)
0		303		336		390		720	
30		306		339		420		750	
60		309		342		450		750	
90		312		345		480		780	
120		315		348		510		810	
150		318		351		540		840	
180		321		354		570		870	
210		324		357		600		900	
240		327		360		630		930	
270		330				660		960	
300		333				690			

CÁLCULOS

- Con los datos obtenidos, trazar una gráfica de temperatura vs. tiempo por medio de Excel con las siguientes consideraciones:
 - Utilizar para graficar únicamente las lecturas registradas cada 30 segundos después de la mezcla.
 - Hacer una regresión lineal y de la ecuación de la recta obtenida tomar la ordenada al origen como temperatura de equilibrio.
 - Registrar la temperatura de equilibrio
 - ¿Por qué se hace esto?
- No determinar la constante del calorímetro. Establece qué tan grande es el error que esto genera.
 - Calcula el calor cedido por el agua caliente
 - Calcula el calor ganado por el agua fría.
 - ¿Qué tan distintos son?
 - ¿A qué se debe?
- Calcular ΔS para el agua caliente.
 - Determinar las moles de agua caliente y su temperatura antes del mezclado.

b) Podemos usar $\Delta S = n \int_{T_1}^{T_2} C_p/T \, dT$ y considerar C_p constante. Así, nos queda

$$\Delta S = n C_p \ln(T_{eq}/T_0)$$

4. Calcular ΔS para el agua fría.
5. Calcular ΔS para el proceso. $\Delta S = \Delta S_{ar} + \Delta S_{ac}$

5.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

- 1) ¿Cómo se calcula ΔS para un proceso isobárico en un sistema aislado?
- 2) En un proceso en un sistema aislado, ¿qué significado tiene que ΔS sea positivo, negativo o cero?
- 3) Se tiene agua dos temperaturas distintas. Si se mezclan y llegan a una temperatura de equilibrio, ¿es un proceso espontáneo?
- 4) ¿Por qué sigue bajando la temperatura cuando se ha alcanzado la temperatura de equilibrio?
- 5) ¿Qué significado tiene ΔS para un proceso en un sistema aislado?
- 6) Investiga el valor de C_p para el agua a distintas temperaturas y analiza qué tan válido fue usarla como constante.
- 7) ¿Qué mejoras propondrías para esta práctica?

6.- Bibliografía

- ❖ Acevedo R. y Costas M.E. 2006. Experimentos Básicos en Termodinámica Clásica Elemental. Facultad de Química, UNAM. México.
- ❖ Levine I.N. 1996. Físicoquímica. McGraw-Hill. México. 1996.
- ❖ Atkins P.W. 1994. Physical Chemistry. Oxford University Press. USA.
- ❖ Crockford H. D. y Knight S. B. 1971. Fundamentos de fisicoquímica. 4ta edición de la 2da edición en inglés. México.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	PRESION DE VAPOR	PRÁCTICA NÚMERO	9
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Parrilla de calentamiento	

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Kitazato 250 mL	1
Termómetro	1
Pinzas de presión	1
Barómetro	1
Manómetro diferencial	1
Tapón horadado	1
Manguera de látex	
Acetona	
Agua	
Hielo (baño de agua fría)	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
	Agosto 2016
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	

1.- INTRODUCCIÓN:

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 líquido se puede determinar 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.

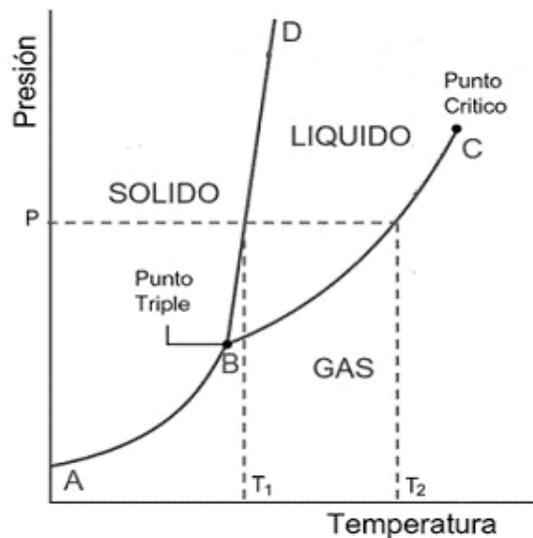


Fig. 1 Diagrama de fases P-T de un componente puro.

En la figura 1 se observa que 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

Existen diversos estudios que relacionan la presión de vapor de un componente puro con la temperatura, como lo menciona la Tabla 1.

Tabla 1. Correlaciones para la estimación de la presión de vapor de un componente puro

		Restricciones
Ecuación general	$\ln P_{\text{sat}} = A - \frac{B}{T}$ <p>P_{sat} en Pa, KPa. T, K</p> <p style="text-align: right;">ec. (1)</p>	Esta ecuación da una aproximación burda de la relación de la presión de vapor para todo el intervalo de temperatura, desde el punto triple al punto crítico. Por otra parte, proporciona una base excelente para la interpolación entre valores razonablemente espaciado. En este modelo A y B son constantes para una especie dada.
Ecuación de Antoine	$\ln P_{\text{sat}} = A - \frac{B}{T + C}$ <p>T en K P en mm Hg</p> <p style="text-align: right;">ec. (2)</p>	No debe usarse si $P_{\text{sat}} > 1500$ mm Hg el error crece. Dentro de su intervalo de aplicación proporciona buena exactitud. Los valores de las constantes se pueden hallar a partir de datos de T - P_{sat} en tres puntos o más, resolviendo el sistema de ecuaciones correspondiente. Además existen en la bibliografía extensa listas de constantes.
Ecuación de Miller modificada	$\ln P_{\text{sat}r} = \frac{A}{T_r} \left[1 - T_r^2 + B(3 + T_r)(1 - T_r)^3 \right]$ <p style="text-align: right;">ec. (3)</p> <p>r, indica una propiedad evaluada en el estado reducido</p>	Tiene dos constantes. Para obtener mejores resultados se recomienda utilizar técnicas de ajuste fijando como variables de ajuste las constantes A, B.
Ecuación de Wagner	$\ln P_{\text{sat}r} = \frac{A\tau + B\tau^{1.5} + C\tau^3 + D\tau^6}{T_r}$ <p style="text-align: right;">ec. (4)</p> <p>$P_{\text{sat}r} = \frac{P_{\text{sat}}}{P_c}, \tau = 1 - T_r$</p>	Esta ecuación tiene una excelente capacidad de representación de datos de P-T. Se recomienda para extrapolar datos conocida la curva de P-T.

La ecuación de Clausius y Clapeyron es una relación termodinámica exacta, que relaciona la presión de vapor y la temperatura, esta nos dice que:

$$\frac{dP_{\text{sat}}}{dT} = \frac{\Delta H}{T \Delta V} \tag{ec. (5)}$$

Si se hace la suposición de que el gas se comporta como gas ideal, y el intervalo de temperatura analizado es pequeño, se puede suponer que ΔH es constante a lo largo de la línea de equilibrio, y por tanto la ecuación de Clapeyron se transforma en:

$$\Delta V = V_g - V_l \approx V_g \quad V_g = \frac{RT}{P_{\text{sat}}} \tag{ec. (6)}$$

$$\frac{d \ln P_{\text{sat}}}{dT} = \frac{\Delta H}{RT^2}$$

$$\ln \frac{P_{\text{sat}2}}{P_{\text{sat}1}} \approx -\frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \tag{ec. (7)}$$

La ecuación de Clausius-Clapeyron relaciona directamente el calor latente de vaporización con la curva de la presión de vapor. La ecuación 7 muestra que ΔH es proporcional a la pendiente de un diagrama $\ln P_{\text{sat}}$ vs $1/T$; de datos experimentales surgen diagramas que producen líneas casi rectas, esto implica que ΔH es casi constante, virtualmente independiente de la T. Esta ecuación es válida a presiones bajas.

2.- OBJETIVOS (COMPETENCIA):

- ⊙ Establecer los fundamentos del equilibrio liquido-vapor de un componente puro.
- ⊙ Obtener mediante la experimentación el comportamiento de la presión de vapor de un líquido puro sometido a diferentes temperaturas.
- ⊙ Comparar el modelo experimental obtenido de presión de vapor de un líquido puro con un modelo elegido por el profesor.
- ⊙ Obtener mediante el uso de la ecuación de Clausius-Clapeyron el calor latente de vaporización del líquido puro, discutir el porcentaje de error con el reportado en la bibliografía.

3.- PROCEDIMIENTO

1. Montar el equipo de laboratorio tal como lo ilustra la Figura 2, el matraz debe contener el líquido problema, cerrar el sistema de tal manera que solo esté conectada la salida de vapor al manómetro diferencial y verificar que la válvula este abierta antes de iniciar el calentamiento.

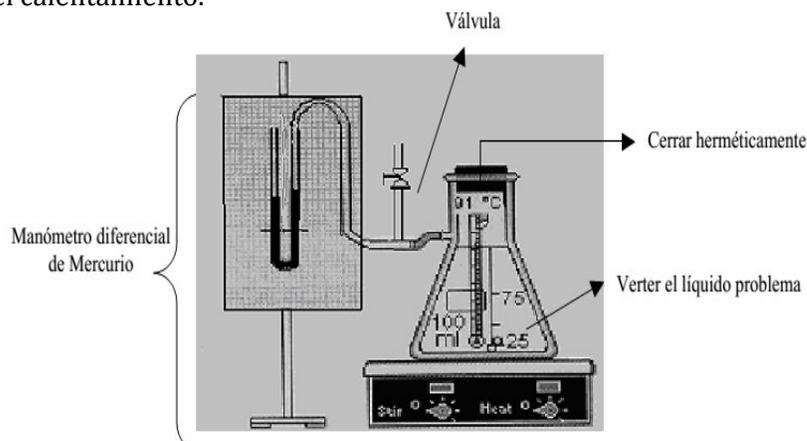


Fig. 2. Dispositivo del Laboratorio para el cálculo de presión de vapor.

2. Encienda la parrilla de calentamiento. Caliente el sistema hasta la ebullición del líquido problema. Verifique que no haya fugas en el sistema.
3. Una vez que alcanzó la temperatura de ebullición permite escapar vapor para desalojar el aire atrapado en la manguera de latex, después de unos segundos cierra la válvula ubicada en la manguera de latex (PRECAUCION: el sistema está caliente, tener cuidado de no quemarse en el momento de cerrar la válvula) para registrar las variaciones de presión en el manómetro diferencial de mercurio, anota la altura en milímetros de mercurio al aumentar 0.5 °C la temperatura del líquido problema (Tabla 2,3).
4. Ya que se han tomado los suficientes datos de alturas a intervalos de T sin rebasar la escala del manómetro diferencial, suspender el calentamiento. Retirar el matraz de la parrilla y colocarlo sobre la mesa. Registrar el enfriamiento del líquido problema a intervalos de 0.5°C y anotar las correspondientes alturas del mercurio (presiones de vacío)

en mm Hg. Mientras el sistema se enfría espontáneamente hasta alcanzar los 30 a 28 °C, si es necesario cubrir el matraz con un manto frío para alcanzar la temperatura.

5. Registra la presión atmosférica local
 1. Presión atmosférica = $\rho g h_b = \gamma h_b$ **ec. (8)**
 2. ρ : densidad del Hg, g : aceleración de la gravedad, γ : peso específico del Hg.
6. Realiza los cálculos necesarios para transformar la altura o elevación de fluido manométrico (mm Hg) a presión absoluta de saturación (Pa, KPa) tal como lo explica el Anexo 1. Reporta lo datos como lo ilustra la Tabla 3.
7. Determina el comportamiento del líquido problema mediante un diagrama de fases.
8. Elabora la gráfica de $\ln P_{sat}$ (Pa, KPa) vs. $1/T$ (K) del líquido problema. Obtén con los datos experimentales un modelo para determinar la presión de vapor a partir de la temperatura. De acuerdo a la Tabla 1, es posible determinar las constantes A, B de la ecuación general.
9. Compara el modelo obtenido empíricamente del líquido problema contra una de las correlaciones registrada en la Tabla 1 (ver Anexo 2 para constantes de Antoine).
10. Determina el calor latente de vaporización tal como lo expresa la ecuación (7). La figura 3 representa la tendencia de los datos experimentales que se deben obtener.
11. Realiza la discusión de resultados y concluye en base a los objetivos propuestos.

4.- RESULTADOS

Tabla 2. Registro de temperatura y altura o elevación del mercurio del calentamiento/enfriamiento del líquido problema.

Temperatura °C	Alturas en mm Hg ($\pm h$)

Tabla 3. Obtención de presión manométrica a partir de las diferentes alturas de mercurio del calentamiento/enfriamiento del líquido problema

Temperatura °C	Temperatura K 273.15 +°C	Alturas ($\pm h$) en mm Hg	Presión manométrica, KPa $\pm P_{manométrica} = \rho g h = \gamma h$ ρ : densidad del Hg, g : aceleración de la gravedad, γ : peso específico del Hg.

Tabla 4. Datos de la presión absoluta de vapor y temperatura en SI del líquido problema

Temperatura K	P_{sat} , KPa $P_{atmosférica} + P_{manométrica}$	$1/T$, 1/K	$\ln P_{sat}$, KPa.

Tabla 5. Obtención de la presión de saturación con la Ecuación de Antoine en el mismo intervalo de temperaturas.

Temperatura K	$\ln P_{sat}$, Kpa $\ln P_{sat} = A - \frac{B}{T+C}$	$1/T$, 1/K

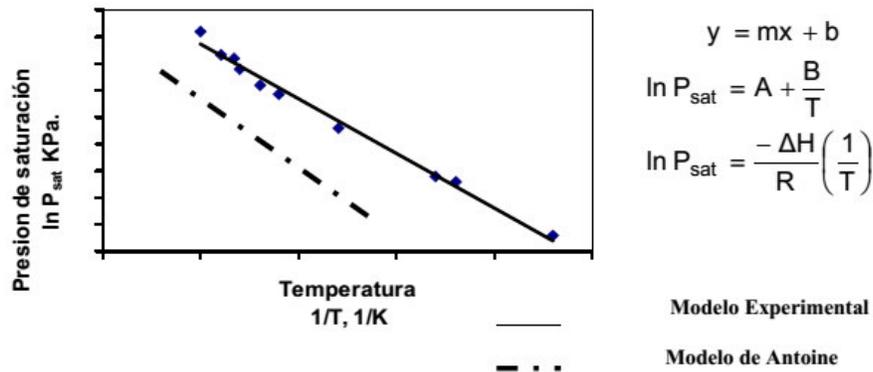


Fig. 3 Determinación de las constantes de la ecuación general para el líquido problema y calor latente de vaporización mediante Clausius-Clapeyron.

CÁLCULOS

5.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

6.- BIBLIOGRAFÍA

- ❖ Jimenez Rodriguez A.R., Gonzalez G., Garcia K., Ordorica M.G., "Manual de prácticas de termodinámica", IPN, Mexico, 2006.
- ❖ 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
- ❖ Smith, J.M., Van Ness, H.C., Abbot, M.M.; "Introducción a la termodinámica en ingeniería química", 6ª. Edición, Mc Graw Hill, 2003.

7.- ANEXOS

NOMENCLATURA

T =Temperatura, K

T_C ,= Temperatura en el punto crítico, K

P_C ,= Presión en el punto crítico, Pa

T_r =Temperatura reducida, K

P_{sat} = Presión de vapor o de saturación, KPa. en equilibrio

ΔH = Calor latente de vaporización del fluido, J/Kmol

ΔV =Diferencia de volumen molar , $\Delta V=V_g-V_l$, m^3

V_l =Volumen molar en la fase líquida, $m^3/Kmol$

V_g = Volumen molar en la fase vapor o gas, $m^3/Kmol$

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, Millar modificad, Wagner dependiendo del modelo. Ver Anexo 2.

ρ = densidad del Hg 13540. kg/m^3

g = aceleración de la gravedad, 9.81 m/s^2

γ = Peso especifico del Hg, 132.8274 KN/m^3

h= mm de Mercurio registrado en el manómetro diferencial del Laboratorio de Ingeniería Básica.

h_b = mm de Mercurio registrado en el barómetro del Laboratorio del Ingeniería Básica.

$P_{atmosférica}$ = Presión atmosferica a nivel de la Cd. de México.

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

ANEXO 1. DETERMINACIÓN DE LA PRESION DE UN FLUIDO

Al efectuar cálculos que involucren la presión de un fluido, se deben efectuar en relación con alguna presión de referencia. Es normal que la atmósfera sea la presión de referencia. Así, la presión que arroja la medición del fluido se llama **presión manométrica**. La presión que se mide en relación con un vacío perfecto se denomina **presión absoluta**. Una relación sencilla que involucra los dos sistemas de medición de la presión es:

$$P_{\text{abs}} = P_{\text{man}} + P_{\text{atm}} \quad \text{ec. (9)}$$

Donde:
 P_{man} = Presión manométrica
 P_{atm} = Presión atmosférica
 P_{abs} = Presión absoluta

De la ecuación 9 surgen las siguientes interpretaciones:

- (1) **Una presión absoluta siempre será positiva.**
- (2) Una presión manométrica superior a la presión atmosférica siempre es positiva
- (3) Una presión manométrica inferior a la presión atmosférica es negativa y en ocasiones se le llama vacío. En sistema Internacional se expresa en Pa, KPa, MPa, etc.

Un dispositivo para registrar la presión manométrica que ejerce un fluido es el manómetro diferencial tipo U, el cual emplea la relación entre un cambio en la presión y un cambio de elevación (h) en un fluido estático llamado fluido manométrico, lo cual está representado por la ecuación 10

donde:

ρ : densidad del fluido manométrico	$P = \gamma h$	
g : aceleración de la gravedad	$P = \rho g h$	
h : elevación o altura del fluido manométrico		ec. (10)
γ : peso específico del fluido manométrico		

El fluido manométrico no se mezcla con aquel cuya presión se va a medir, comúnmente estos fluidos son el agua, mercurio y aceites ligeros coloreados. Un extremo del manómetro está conectado a la presión que va a medirse, y el otro se deja abierto a la atmósfera.

El fluido del manómetro se ve desplazado de su posición normal (punto de referencia) por la acción de la presión que se mide. Este desplazamiento puede ser positivo o negativo dependiendo de la presión, y tiene un efecto directo en la elevación del fluido manométrico, por lo que decimos que:

- Si la dirección del desplazamiento tomando como base un punto de referencia es hacia abajo entonces, la elevación o altura del fluido (h) manométrico será positiva.
- Si la dirección del desplazamiento es hacia arriba de su punto de referencia, h será negativa.

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 ₂ H ₄ O ₂	290-430	16.8080	3405.57	-56.34
Acetona	C ₃ H ₆ O	241-350	16.6513	2940.46	-35.93
Amoníaco	NH ₃	179-261	16.948 1	2132.50	-32.98
Benceno	C ₆ H 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
Cloroforno	CHCl ₃	260-370	15.9732	2696.79	-46.16
Ciclohexano	C ₆ H ₁₂	280-380	15.7527	2766.63	-50.50
Acetato de etilo	C ₄ H ₈ O ₂	260-385	16.1516	2790.50	-57.15
Alcohol etílico	C ₂ H ₆ O	270-369	18.5242	3578.91	-50.50
Bromuro de etilo	C ₂ H ₅ Br	226-333	15.9338	2511.68	-41.44
n-Heptano	C ₇ H ₁₆	270-400	15.8737	2911.32	-56.5 1
a-Hexano	C ₆ H ₁₄	245-370	15.8366	2697.55	-48.78
Alcohol metílico	CH ₄ O	257-364	18.5875	3626.55	-34.29
n-Pentano	C ₅ H ₁₂	220-330	15.8333	2477.07	-39.94
Dióxido de azufre	SO ₂	195-280	16.7680	2302.35	-35.97
Tolueno	C ₆ H ₅ CH ₃	280-410	16.0137	3096.52	-53.67
Agua	H ₂ O	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.



**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO**



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	PRESIÓN	PRÁCTICA NÚMERO	10
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD
Manómetro en U de rama abierta	1
Soporte para manómetro	1

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Jeringa	1
Líquido manométrico	1

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
	Agosto 2016
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	

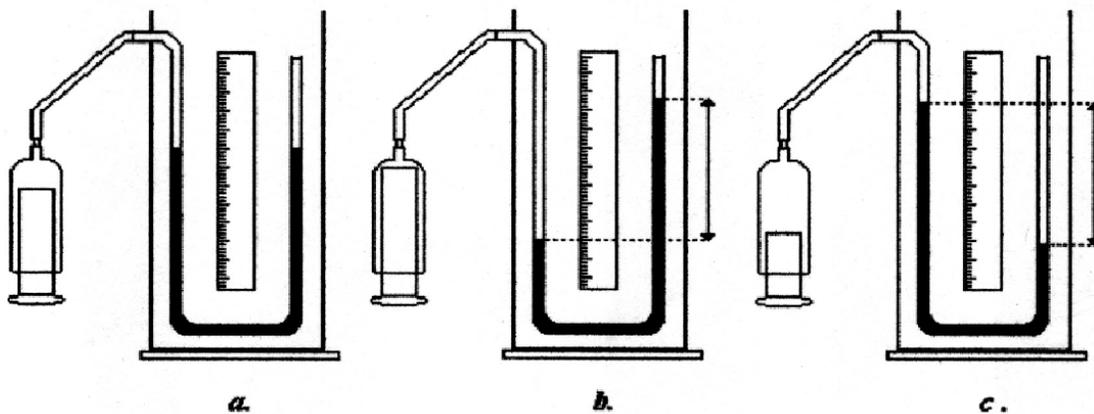
1.- INTRODUCCIÓN:

Cuestionario previo

1. Definir presión.
2. Indicar las unidades de presión en el S I y mencionar otras unidades para expresar la presión.
3. Definir:
 - a) presión fluidostática.
 - b) presión atmosférica.
 - c) presión manométrica.
 - d) presión absoluta
 - e) presión de vacío.
4. ¿La presión absoluta puede tener valores negativos? ¿Por qué?
5. Indicar termodinámicamente hablando que tipo de propiedad es la presión.

Problema

Observar detenidamente las siguientes figuras y enmarcar en un círculo el sistema de trabajo y en otro círculo el instrumento de medición (manómetro). Indicar en cada caso quien exhibe mayor presión: el sistema de trabajo o la atmósfera.



Determinar el valor de presión absoluta en cada uno de los eventos experimentales conocidos los valores de la presión manométrica y de la presión barométrica local

2.- OBJETIVOS (COMPETENCIA):

Que el alumno reflexione sobre el concepto científico de presión, conozca sus unidades e instrumentos de medición y aplique este conocimiento en sus actividades académicas y cotidianas.

3.- PROCEDIMIENTO

1. Ubicar el émbolo aproximadamente a la mitad de la jeringa y conectar al manómetro. Ajustar la posición del émbolo para que el nivel de líquido en ambas ramas sea el mismo.

2. Presionar un poco el émbolo y esperar que el sistema se equilibre para registrar las lecturas de h_a (altura del líquido manométrico en la rama abierta) y h_c (altura del líquido manométrico en la rama cerrada); y con esta información determinar la presión manométrica. Realizar cinco eventos.

3. Ahora en lugar de presionar el émbolo se saca un poco y se espera a que el sistema se equilibre nuevamente para poder realizar las lecturas de h_a y de h_c para obtener la presión manométrica correspondiente. Realizar cinco eventos.

4. Calcular la presión del gas correspondiente a cada uno de los eventos experimentales. Expresar el resultado en cm.Hg. y en las unidades de presión del SI.

4.- RESULTADOS

PRESIÓN

Registro de datos:

Lectura	h_a (cm)	h_c (cm)	$P_{manométrica}(cmAqua)$	$P_{manométrica}(cmHg)$	$P_{absoluta}(Pa)$
1					
2					
3					
4					
5					
6					
7					
8					
9					
10					

Presión atmosférica local = _____
 Temperatura ambiente = _____.

CÁLCULOS

5.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

6.-BIBLIOGRAFIA

- Alvarenga, B. y Máximo, A. (1983). Física general. México: Harla
- Benedict, R.P. (1984). Fundamentals of temperature, pressure and flow measurements. 3a. ed. USA: Wiley Interscience
- Bradley, R.S. (1967). La química de la alta presión. España: Alambra
- Cromer, A.H. (1996). Física para las ciencias de la vida. México: Reverté

- Galiana, M.T. (1982). Pequeño Larousse de ciencias y técnicas. México: Larousse
- García-Díaz, R. (1984). Sistema Internacional de Unidades. Factores y tablas de conversión. México: Limusa
- Giancoli, D.C. Física General
- Granet, I. (1988). Termodinámica. 3ª. Ed. México: Prentice-Hall Hispanoamericana
- Halliday, D. y Resnick, R. (1986). Fundamentos de física. México: CECSA
- Hartman, N. (1991). Diccionario de las ciencias. España: Paraninfo
- Hawley, G. (1987). Diccionario de química y de productos químicos. España: Omega
- Hewitt, P.G. (1999). Física conceptual. México: Addison Wesley Longman
- Himmelblau, D.H. Principios básicos y cálculos en ingeniería química. México: CECSA
- Holman, J. (1986). Métodos experimentales para ingenieros. México: Mc.Graw Hill
- Laidler, K.J. y Meiser, J.H. (1997). Fisicoquímica. México: Cía. Editorial Continental
- Malone, L.J. Basic concepts of chemistry. 5a. ed. USA: Wiley
- Manrique, J.A. y Cárdenas, R.S. (1981). Termodinámica. México: Harla
- Mosqueira, S. (1967). Física General. México: Patria
- Oliver, G.R. (1987). Termodinámica. México: Limusa
- Perry. Manual del ingeniero químico. México: McGraw Hill
- Resnick, R. y Halliday, D. (1976). Física. México: Cía. Editorial Continental
- Resnick, R., Halliday, D. y Krane, K. (1999). Física. Vol. I. México: Cía. Editorial Continental
- Sears y Zemansky, S. (1988). Física universitaria. México: Addison-Wesley
- Sienko/Plane. (1990). Química, principios y aplicaciones
- Stewart, J.W. (1968). El mundo de la alta presión. México: Reverté
- Stollber, R. & Hill, F.F. (1977). Física, fundamentos y fronteras. México: Publicaciones Cultural
- White, H.E. (1965). Física Moderna, UTEHA

7.-ANEXOS

ACTIVIDADES SUGERIDAS

Reflexionar y responder

1. En palabras de Evangelista Torricelli (1608-1647) vivimos en el fondo de un mar de aire. Sobre cada una de nuestras cabezas tenemos aproximadamente 2 toneladas de aire que ejercen una presión de $101\,300\text{ N/m}^2$. Si la atmósfera actúa sobre todos los cuerpos que se encuentran en la superficie terrestre, ¿por qué la presión de la atmósfera no rompe las ventanas?
2. ¿Por qué molestan los oídos al subir una montaña o descender al fondo del mar?
3. ¿Por qué se usan raquetas en lugar de zapatos para caminar sobre la nieve?
4. Si se quiere que la temperatura de ebullición del agua descienda a $75\text{ }^\circ\text{C}$, ¿cómo debe modificarse la presión?
5. ¿Cuál es la utilidad de usar una olla exprés en la cocina?
6. En un laboratorio de Ensenada, se conecta un sistema gaseoso contenido en un recipiente de paredes rígidas, impermeables y adiabáticas a un manómetro en U. La

presión de dicho sistema es mayor que la presión atmosférica local. Si el sistema conectado al manómetro se trasladara a la ciudad de México,

A. ¿cómo sería la presión del gas en ambos sitios?

- a) mayor en Ensenada que en la ciudad de México
 - b) menor en Ensenada que en la ciudad de México
 - c) igual en ambos sitios
- (Justificar la respuesta)

B. ¿cómo sería la presión manométrica registrada en Acapulco comparada con la registrada en la ciudad de México?

- a) mayor en Ensenada que en la ciudad de México
 - b) menor en Ensenada que en la ciudad de México
 - c) igual en ambos sitios
- (Justificar la respuesta)

APLICACIÓN DEL LENGUAJE TERMODINÁMICO

1. En el experimento realizado, ¿cuál fue el sistema de trabajo?
2. ¿Cuántos componentes tiene el sistema? ¿Cuál se encuentra en mayor proporción?
3. ¿Cuántas fases presenta el sistema?
4. ¿Qué tipo de paredes limitan al sistema?
5. ¿Cómo se clasifica el sistema de acuerdo con los siguientes criterios?
 - a) Número de fases
 - b) Interacción con los alrededores
6. ¿Cuáles son las propiedades del sistema que se modifican durante el experimento?
7. ¿Cuáles son las restricciones (parámetros que permanecen constantes)?
8. ¿Qué tipo de propiedad es la presión, extensiva o intensiva?



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	PROPIEDADES PARCIALES MOLARES	PRÁCTICA NÚMERO	11
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Vasos de precipitados de 50 mL	4
Tubos de ensaye de 20 mL	3
Buretas de 25 mL	2
Pipeta volumétrica de 1 mL.	1
Varilla de vidrio	1
Termómetro	1
Papel aluminio	
Metanol	
Agua destilada	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
	Agosto 2016
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	

1.- INTRODUCCIÓN:**2.- OBJETIVOS (COMPETENCIA):****3.- PROCEDIMIENTO****Actividades previas**

1. Elabore 14 Charolas de aluminio de aproximadamente 3 cm 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 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.

4.- RESULTADOS

Tabla 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			

CÁLCULOS

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 [ρ_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:

$$\rho_s = \frac{m}{v}, \quad \text{ec.(5)}$$

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:

$$\text{Volumen específico} = \frac{1}{\rho_s} \quad \text{ec.(6)}$$

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:

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

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:

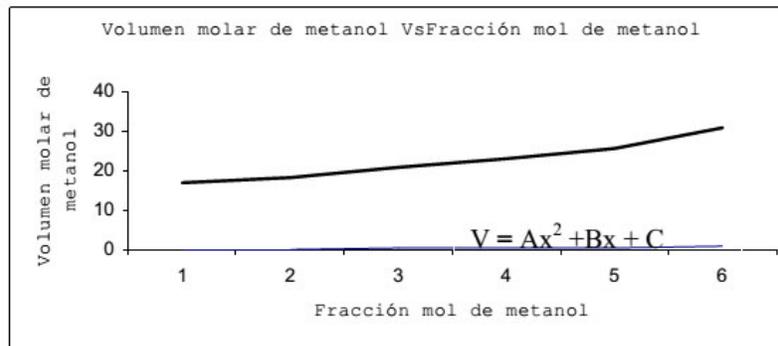
V = Ecuación obtenida de la regresión evaluada en 0.3

$\frac{dV}{dx}$ = 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 3. Tabla de registro

	Tubo	1	2	3	4	5	6	7
Metanol (mL)		1	3	4	6	16	20	24
Agua (mL)		5	5	5	5	5	5	5
Masa metanol m1								
Masa agua m2								
Moles de metanol n1								
Moles de agua n2								
xi1 n1/(n1+n2)								
xi2 1-xi1								
ρ_s [g/cm³]								
Volumen específico (1/ ρ_s) [cm³ / g]								
PMs [g/mol]								
Volumen molar [cm³/mol]								

5.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS

6.-BIBLIOGRAFIA

1. 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.

7.-ANEXOS

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}^i , volumen molar parcial, cm³/mol



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA
FACULTAD DE INGENIERÍA, ARQUITECTURA Y DISEÑO



NOMBRE DE LA MATERIA	TERMODINÁMICA	CLAVE	
NOMBRE DE LA PRÁCTICA	MÁQUINA TERMOELÉCTRICA	PRÁCTICA NÚMERO	12
PROGRAMA EDUCATIVO	INGENIERÍA EN NANOTECNOLOGÍA	PLAN DE ESTUDIOS	

EQUIPO-HERRAMIENTA REQUERIDO	CANTIDAD

MATERIAL-REACTIVOS REQUERIDOS	CANTIDAD
Convertidor termoeléctrico	1
Contenedores	2
Fuente de poder DC con capacidad para 5V y 3A	1
Cables	
hielo	
Hielo seco	

SOFTWARE REQUERIDO	
OBSERVACIONES-COMENTARIOS	
Fecha de elaboración	Fecha de última actualización
	Agosto 2016
Elaboración del manual	
Lugo Ibarra Karina Del Carmen	
Muñoz Muñoz Franklin	
Evangelista Hernández Viridiana	

1.- INTRODUCCIÓN:

Para convertir calor en energía mecánica se necesita alguna forma de máquina de calor, como la turbina de vapor por ejemplo. Otros ejemplos de máquinas de calor son: el motor de gasolina, la máquina de propulsión e incluso el cuerpo humano (usamos la energía obtenida del alimento y con ella efectuamos trabajo). Pero, no todo el calor puede convertirse en energía mecánica, hay muchas pérdidas, principalmente en fricción. Ninguna máquina puede convertir calor en energía mecánica con una eficiencia del 100%. La locomotora de vapor por ejemplo, tiene una eficiencia de, a lo sumo, 12 % y una turbina de vapor 35%. La imposibilidad de alcanzar una conversión perfecta de energía es lo que se conoce como la Segunda Ley de la Termodinámica.

Enunciemos de forma práctica la Segunda Ley como: *“La energía calorífica no puede transformarse completamente en trabajo mecánico (y a la inversa) en un proceso cíclico”*.

Un proceso cíclico significa que una máquina pasa por un ciclo de procesos que la reintegran a su estado original, de modo que un ciclo de repetición pueda mantener una producción constante de trabajo.

TRABAJO PREVIO

1. Enuncie y explique la Segunda Ley de la Termodinámica
2. Explique el concepto de entropía
3. ¿En qué consiste el efecto Seebeck?
4. ¿En qué consiste el efecto Peltier?

2.- OBJETIVOS (COMPETENCIA):

- ⊙ Estudiar la Segunda Ley de la Termodinámica.
- ⊙ Comprender el concepto de entropía.
- ⊙ Analizar la transferencia de energía de un sistema a otro mediante un flujo de calor, para explicar la forma en que se genera una corriente eléctrica capaz de accionar un motor, en un ambiente colaborativo para explicar dicho fenómeno.

3.- PROCEDIMIENTO

El convertidor termoeléctrico posee un interruptor en la parte superior izquierda, si se encuentra en la posición A, se generará energía mecánica a partir de una diferencia de temperaturas y si está en B, se generará una diferencia de temperaturas a partir del movimiento del ventilador, generado éste a través de la fuente de poder.

PRECAUCION: Los brazos de la máquina termoeléctrica nunca deben de exceder los 135°C, porque este es el punto de fusión de la soldadura que mantiene unidos los elementos de los brazos de la máquina.

ACTIVIDAD 1:

1.-) Con el interruptor en la posición A, coloque un brazo del convertidor termoeléctrico en agua caliente (unos 80°C) y el otro en agua fría (unos 30°C). Observe qué sucede con el ventilador. A este fenómeno se le denomina efecto Seebeck.

2.-) Mezcle el agua contenida en ambos contenedores y repita la operación. Observe qué sucede con el ventilador.

3.-) En un contenedor coloque agua a temperatura ambiente y en el otro, hielo seco, repita la operación. Observe qué sucede con el ventilador.

4.-) Repita la operación con diferentes temperaturas, varíe la diferencia de temperaturas y observe la velocidad de giro del ventilador.

ACTIVIDAD 2:

1.-) Con el interruptor en la posición B, pase una corriente de 3A a 5V a través del convertidor termoeléctrico. Sumerja cada brazo de la máquina termoeléctrica en vasos con agua a la misma temperatura (ambiente). Observe qué sucede con los brazos del convertidor.

PRECAUCIONES:

- NO EXCEDA DE 8V
- NO PASE ENERGÍA POR MÁS DE DOS MINUTOS A TRAVÉS DEL CONVERTIDOR.

2.-) Monitoree las temperaturas en cada vaso (cada 30 segundos) y realiza las gráficas de Temperatura contra tiempo.

3.-) Al terminar el monitoreo, coloque el interruptor en la posición A y observe qué sucede con el ventilador.

4.- RESULTADOS**CÁLCULOS****5.- DISCUSIÓN Y ANÁLISIS DE RESULTADOS**

- 1.-) ¿A partir de qué diferencia de temperaturas entre el agua de los contenedores gira el ventilador?
- 2.-) En la actividad 1, ¿cuál es el cambio en entropía del agua caliente?, ¿cuál el del agua fría? (no olvide especificar el signo), ¿cómo son, entre sí, estas dos entropías?, ¿cuál es mayor?.
- 3.-) En base a lo contestado en la pregunta (3), ¿cuál es la relación entre el calor cedido por el agua caliente y el absorbido por el agua fría?, cuando el agua se mezcla, ambas temperaturas son iguales, si el ventilador se moviera, ¿violaría esto la segunda ley de la termodinámica?.
- 4.-) ¿Cómo se le llama al fenómeno observado en la actividad 2? Describalo ampliamente.
- 5.-) Describa ampliamente el efecto Seebeck, observado en la actividad 1.

6.-BIBLIOGRAFIA

- Prácticas de laboratorio Termodinámica, Universidad Iberoamericana Ciudad de México, Departamento de Física y Matemáticas
http://fismat.uia.mx/fismat/practicas/termodinamica/Equivalente_Mecanico_del_Calor.pdf

7.-ANEXOS